

QUÍ

PRÉ-VESTIBULAR
QUÍMICA

1



Avenida Dr. Nelson D'Ávila, 811
Jardim São Dimas – CEP 12245-030
São José dos Campos – SP
Telefone: (12) 3924-1616
www.sistemapoliedro.com.br

Coleção PV

Copyright © Editora Poliedro, 2021.

Todos os direitos de edição reservados à Editora Poliedro.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal, Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

ISBN 978-65-5613-086-6

Autoria: Guilherme Aulicino Bastos Jorge e Thiago Bernini Gaspar

Direção-geral: Nicolau Arbex Sarkis

Gerência editorial: Wagner Nicaretta

Coordenação de projeto editorial: Brunna Mayra Vieira da Conceição

Edição de conteúdo: Ana Luiza Areas Matos Alves

Analista editorial: Débora Cristina Guedes

Assistente editorial: Grazielle Baltar Ferreira Antonio

Gerência de design e produção editorial: Ricardo de Gan Braga

Coordenação de revisão: Rogério Salles

Revisão: Amanda Andrade Santos, Ana Rosa Barbosa Ancosqui, Mait Paredes Antunes, Ellen Barros de Souza, Rafaella de A. Vasconcellos e Sonia Galindo Melo

Coordenação de arte: Fabricio dos Santos Reis

Diagramação: Daniela Capezuti, Gisele Oliveira, Leonel N. Maneskul e Vivian dos Santos

Projeto gráfico e capa: Aurélio Camilo

Coordenação de licenciamento e iconografia: Leticia Palaria de Castro Rocha

Auxiliar de licenciamento: Jacqueline Ferreira Figueiredo

Planejamento editorial: Maria Carolina das Neves Ramos

Coordenação de multimídia: Kleber S. Portela

Gerência de produção gráfica: Guilherme Brito Silva

Coordenação de produção gráfica: Rodolfo da Silva Alves

Produção gráfica: Anderson Flávio Correia, Fernando Antônio Oliveira Arruda, Matheus Luiz Quinhonhes Godoy Soares e Vandré Luis Soares

Colaboradores externos: Thiago Menzonatto (Edição de conteúdo), Madrigais Produção Editorial (Revisão) e Casa de Tipos (Diagramação)

Impressão e acabamento: PifferPrint

Foto de capa: SimoneN/Shutterstock.com

A Editora Poliedro pesquisou junto às fontes apropriadas a existência de eventuais detentores dos direitos de todos os textos e de todas as imagens presentes nesta obra didática. Em caso de omissão, involuntária, de quaisquer créditos, colocamo-nos à disposição para avaliação e consequente correção e inserção nas futuras edições, estando, ainda, reservados os direitos referidos no Art. 28 da lei 9.610/98.

Sumário

Frente 1

1 O átomo	5
Evolução do modelo atômico, 6	Texto complementar, 33
O modelo atômico atual, 13	Resumindo, 34
Distribuição eletrônica, 19	Quer saber mais?, 37
Revisando, 23	Exercícios complementares, 37
Exercícios propostos, 26	
2 Tabela periódica	53
O desenvolvimento da tabela periódica, 54	Texto complementar, 73
Classificação periódica atual, 56	Resumindo, 77
Propriedades periódicas, 61	Quer saber mais?, 79
Revisando, 65	Exercícios complementares, 80
Exercícios propostos, 67	
3 Ligações químicas	89
A regra do octeto, 90	Atrações intermoleculares, 108
Ligação iônica ou eletrovalente, 90	Revisando, 110
Ligação covalente, 93	Exercícios propostos, 113
Ligação metálica, 96	Textos complementares, 129
Teoria da ligação de valência, 96	Resumindo, 132
Geometria molecular, 101	Quer saber mais?, 135
Polaridade das ligações, 104	Exercícios complementares, 136
Polaridade das moléculas, 105	

Frente 2

1 Estados físicos e suas mudanças	159
Estados físicos, 160	Revisando, 172
Substância pura <i>versus</i> mistura, 162	Exercícios propostos, 174
Densidade, 164	Textos complementares, 182
Sistemas homogêneos <i>versus</i> heterogêneos, 165	Resumindo, 183
Teoria atômica de Dalton, 166	Quer saber mais?, 184
Alotropia, 167	Exercícios complementares, 184
Análise imediata, 168	
2 Determinação de fórmulas	195
Introdução, 196	Texto complementar, 203
Comparação entre as fórmulas, 196	Resumindo, 204
Conversão entre as fórmulas, 196	Quer saber mais?, 204
Revisando, 199	Exercícios complementares, 205
Exercícios propostos, 201	
3 Cálculo estequiométrico	209
Leis das reações, 210	Texto complementar, 230
Cálculo estequiométrico, 212	Resumindo, 230
Casos especiais, 214	Quer saber mais?, 232
Revisando, 216	Exercícios complementares, 232
Exercícios propostos, 220	

Frente 3

1 Teoria atômico-molecular	245
Introdução, 246	Revisando, 252
Unidade de massa atômica, 246	Exercícios propostos, 255
Massa atômica: (MA), 246	Texto complementar, 260
Massa molecular: (MM), 247	Resumindo, 261
Massa molar: (M), 248	Quer saber mais?, 261
Número de mols: (n), 250	Exercícios complementares, 261
2 Gases	267
Introdução, 268	Lei de efusão e difusão de Graham, 286
Gases reais e gases ideais, 269	Revisando, 288
Variáveis de estado, 269	Exercícios propostos, 291
Transformações gasosas, 275	Texto complementar, 302
Geral, 278	Resumindo, 306
Equação de estado, 279	Quer saber mais?, 307
Misturas gasosas, 282	Exercícios complementares, 307
Densidade dos gases, 285	
3 Termoquímica	321
Introdução, 322	Revisando, 334
Entalpia (H), 322	Exercícios propostos, 339
Equações termoquímicas, 323	Texto complementar, 353
Fatores que alteram o ΔH , 324	Resumindo, 355
Lei de Hess, 327	Quer saber mais?, 356
Entalpia de formação, 329	Exercícios complementares, 356
Energia de ligação: (E.L.), 332	
Gabarito	373



FRENTE 1

CAPÍTULO

1

O átomo

Tudo que nos rodeia é composto por átomos: seu livro, sua mesa, os carros, as plantas e até mesmo você. Os átomos são os componentes fundamentais de quase todos os fenômenos existentes na Terra, ou seja, se soubermos as propriedades dos átomos, podemos explicar esses fenômenos. Para que fosse possível entender o mundo como o entendemos hoje, diversos cientistas propuseram uma série de modelos atômicos que explicavam, e explicam, como os átomos se comportam.

Evolução do modelo atômico

A dúvida sobre a constituição da matéria existe desde os primórdios da humanidade.

Foi na Grécia Antiga, por volta de 478 a.C., que surgiram as primeiras ideias sobre os átomos. Leucipo e seu discípulo Demócrito, dois filósofos gregos das regiões de Mileto e Abdera, respectivamente, acreditavam que, se pegássemos um corpo qualquer e o dividíssemos sucessivamente, haveria um momento em que essa divisão não seria mais possível. Nesse momento, teríamos chegado à menor parte da matéria, o **átomo**, que, traduzido do grego, significa **sem divisão** ou **indivisível**.

No entanto, poucos acreditavam que os átomos realmente existissem, pois um dos grandes filósofos da época, Aristóteles, se opunha a essas ideias e afirmava que Empédocles, com sua **teoria dos quatro elementos fundamentais** (Fig. 1), era quem estava correto.

Por séculos, o ser humano acreditou que tudo o que havia no Universo era formado por esses quatro elementos fundamentais: **terra, água, fogo e ar**.

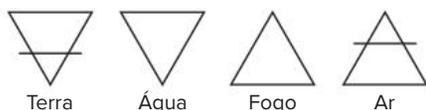


Fig. 1 Os quatro elementos de Empédocles.

Aristóteles ainda aprofundou essa ideia, associando a cada um deles duas características: **frio** ou **quente** e **seco** ou **úmido** (Fig. 2).

Dessa forma, cada um desses elementos poderia se transformar em outro pela adição ou remoção da característica que possuísem em comum.

Somente no final do século XVIII, a química começou a se estabelecer como ciência, a partir das experiências de Antoine Lavoisier e Joseph Louis Proust relacionando as massas das substâncias participantes das reações químicas, que resultaram na formulação das **leis ponderais** (lei da conservação das massas e lei das proporções definidas).

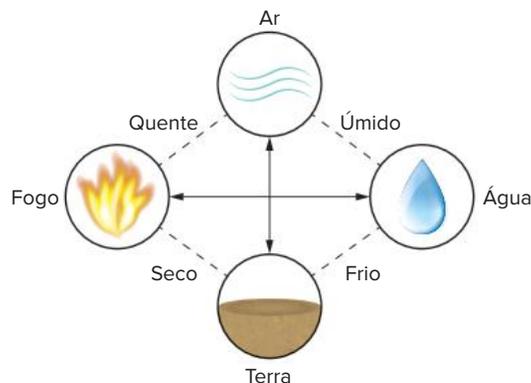


Fig. 2 Os quatro elementos de Empédocles com as características de Aristóteles.

Modelo atômico de Dalton

Em 1808, o cientista inglês John Dalton, na tentativa de explicar teoricamente os fatos e as evidências experimentais observadas nas leis ponderais, retoma a ideia de Demócrito e propõe a primeira **teoria atômica** (agora com embasamento científico, pois era fundamentada em resultados obtidos por Lavoisier e Proust) para explicar a composição da matéria.

Dalton trabalhou na elaboração de representações físicas para o átomo, utilizando pequenas esferas de mesmo diâmetro (Fig. 3) com inscrições internas para representar cada elemento químico conhecido na época.

A teoria atômica de Dalton se baseava nos princípios:

- Toda matéria é formada por minúsculas partículas maciças e indivisíveis, denominadas átomos.
- Os átomos não podem ser criados ou destruídos.
- Em uma reação química, ocorre apenas a reorganização, a separação ou a combinação dessas partículas e, nas substâncias, elas estão unidas por forças de atração mútua.
- Os átomos de determinado elemento são caracterizados por sua massa.
- Os átomos de um mesmo elemento apresentam propriedades iguais e os átomos de elementos diferentes apresentam propriedades diferentes.



Fig. 3 Representação de Dalton para os átomos de diferentes elementos.

Dessa forma, Dalton esclareceu como, em dado composto químico, os átomos estão presentes na mesma proporção, explicando por que em uma reação química os reagentes sempre se comportam segundo uma razão de massas constantes (lei das proporções definidas). O cientista também definiu as reações químicas como uma forma de alterar o modo de agrupamento dos átomos, sem criá-los ou destruí-los. Assim pode-se explicar a **lei da conservação das massas**.

Seu modelo atômico ficou conhecido como “bola de bilhar” (Fig. 4).



Fig. 4 Modelo atômico de Dalton.

Modelo atômico de Thomson

O modelo atômico de Dalton foi muito importante, pois, pela primeira vez na Química, foi possível explicar um comportamento macroscópico em termos de natureza microscópica. Entretanto, esse modelo não era capaz de esclarecer a natureza elétrica da matéria, conhecida desde a época do filósofo grego Tales de Mileto (640-548 a.C.) – ele descobriu que o âmbar (do grego *elektron*), uma resina vegetal, adquiria carga elétrica quando em atrito com tecidos, como lã de carneiro ou seda.

As conclusões de Joseph John Thomson foram baseadas em experimentos que outros cientistas realizaram alguns anos antes de sua teoria ser fundamentada, em 1898.

Na década de 1850, o cientista inglês William Crookes, com a finalidade de estudar a condução de corrente elétrica em gases a baixas pressões, desenvolveu um dispositivo chamado primeiramente tubo de Crookes e, mais tarde, tubo de raios catódicos.

Crookes adaptou um eletrodo metálico em cada uma das duas extremidades de uma ampola (tubo) de vidro. No interior dessa ampola, foi colocada uma substância gasosa a uma baixa pressão (aproximadamente 0,01 atm) e dois eletrodos, que foram ligados em uma fonte de corrente elétrica de alta voltagem (cerca de 10 000 volts), conforme Figs. 5 e 6.

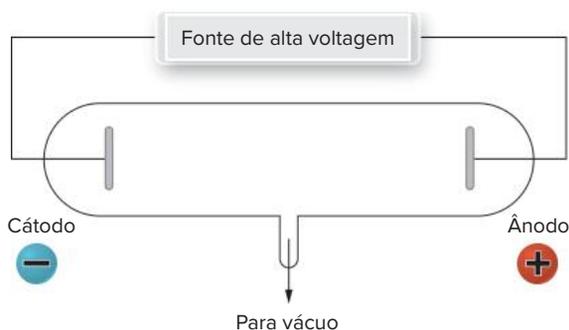


Fig. 5 Representação esquemática do tubo de Crookes.



Fig. 6 Tubo de Crookes.

Quando a ddp (diferença de potencial) era aplicada ao sistema, observava-se a formação de um feixe luminoso que partia do cátodo (eletrodo negativo) e atravessava o tubo em direção ao ânodo (eletrodo positivo), como indicado na Fig. 7.

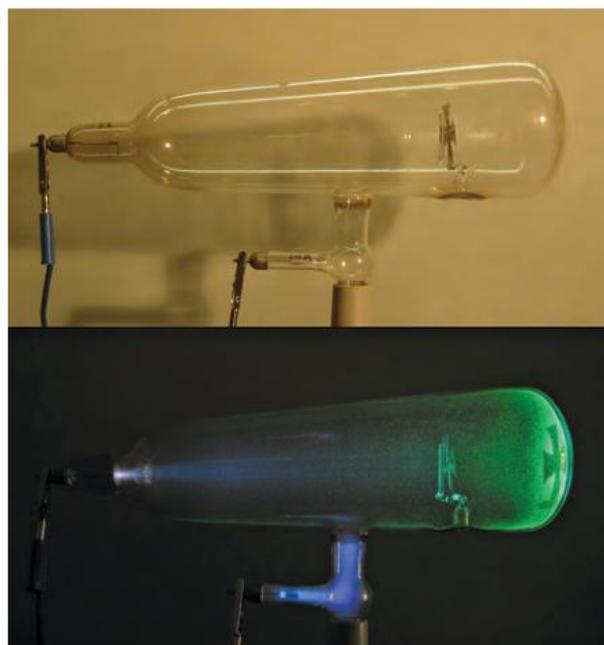


Fig. 7 Raios catódicos.

Esse feixe luminoso ficou conhecido posteriormente como raios catódicos e, com algumas alterações na ampola, apresentaram as seguintes propriedades:

- Natureza retilínea (caminham em linha reta), pois projetam na parede oposta da ampola a sombra de qualquer anteparo colocado em sua trajetória (Fig. 8).
- Possuem carga negativa, pois, quando submetidos a um campo elétrico uniforme, sofrem desvio em direção ao polo positivo (Fig. 9).
- Possuem massa (são corpusculares), pois conseguem mover uma pequena hélice (ou moinho) dentro da ampola (Fig. 10).

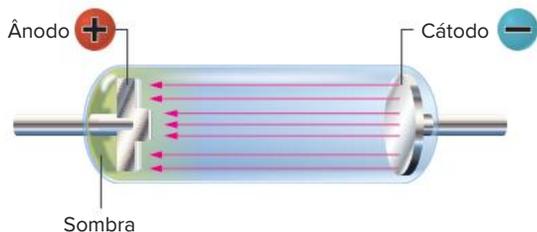


Fig. 8 Natureza retilínea dos raios catódicos.

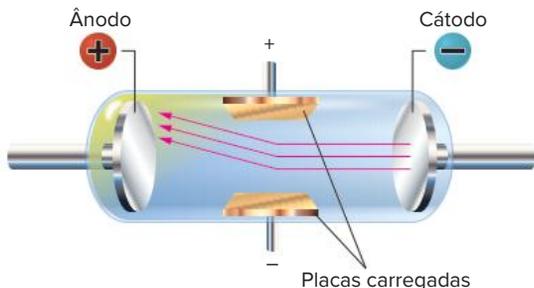


Fig. 9 Raios catódicos desviados por placas carregadas.

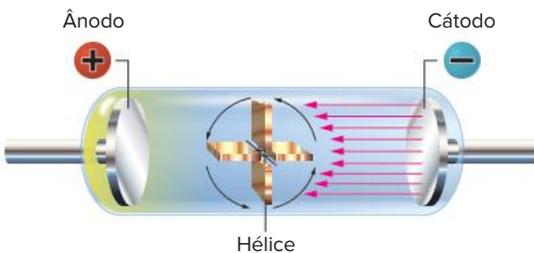


Fig. 10 Raios catódicos movendo uma pequena hélice dentro da ampola.

Em 1886, o físico alemão Eugen Goldstein, em busca da matéria remanescente de carga positiva, modificou a ampola de Crookes, perfurando o cátodo e deslocando-o para o meio do tubo (Fig. 11).

Usando o cátodo perfurado, Goldstein observou que, além dos raios catódicos (que eram negativos), formava-se um feixe luminoso na direção oposta. Ao submeter esse novo feixe a um campo elétrico uniforme, concluiu que possuíam carga positiva, pois sofreram desvio em direção ao polo negativo. Esses raios foram denominados raios canais (ou anódicos).

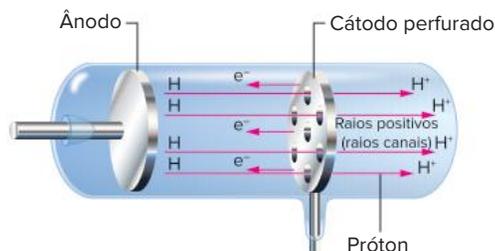


Fig. 11 Experimento de Goldstein.

Com a descoberta dos raios canais, confirmou-se a natureza elétrica da matéria e a garantia de sua neutralidade.

Thomson reuniu todas essas informações e realizou novos experimentos em que aplicou campos elétricos e magnéticos aos raios catódicos, utilizando o desvio em relação ao movimento linear para determinar a razão entre a carga e a massa dessas partículas, provando experimentalmente que tais raios eram partículas subatômicas que possuíam carga negativa (Fig. 12).

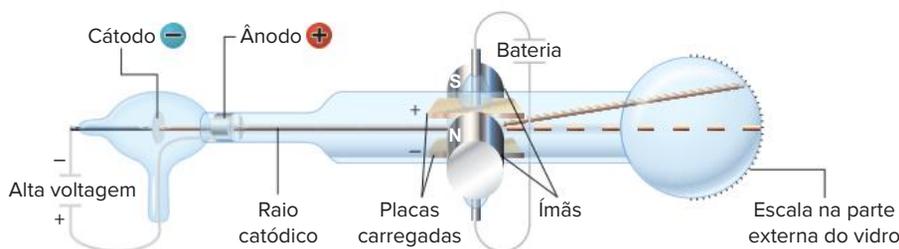


Fig. 12 Experimento de Thomson para determinação da relação carga-massa do elétron.

Esse experimento foi realizado com cátodos de 20 metais diferentes e com vários gases, encontrando, independentemente do metal do eletrodo ou do gás presente no tubo, a mesma relação carga-massa para essas partículas. Tais resultados sugeriram que elas estivessem presentes nos átomos de todos os elementos, representando a descoberta oficial do elétron.

Em 1898, Thomson propôs um novo modelo atômico. De acordo com ele, o átomo seria uma esfera formada por uma massa homogênea que possuía carga positiva com elétrons incrustados (Fig. 13).

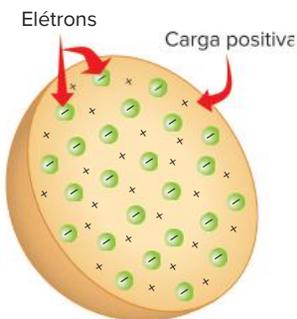


Fig. 13 Modelo atômico de Thomson.

Atenção
 É importante observar que o modelo de Rutherford é esférico, e não plano.

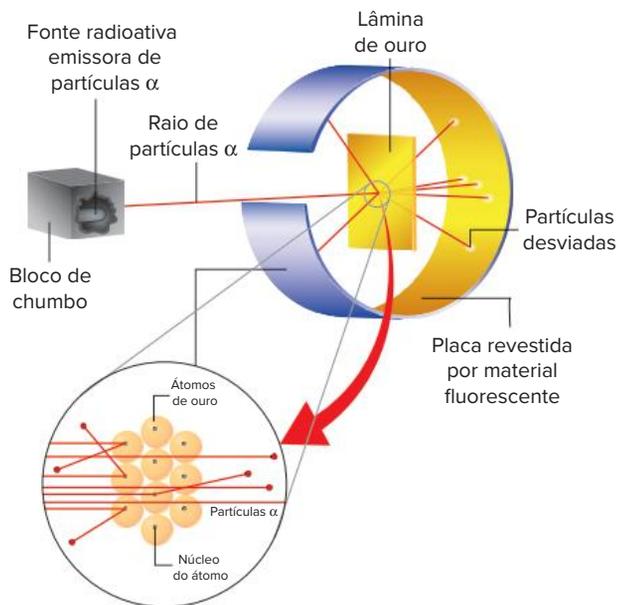


Fig. 16 Observações experimentais de Rutherford.

A partir desses resultados, foi concluído que:

- O átomo seria um grande espaço vazio, pois permitiu a passagem da grande maioria de partículas α .
- Existe uma região muito pequena e densa capaz de bloquear a passagem de algumas partículas α .
- Essa região pequena e densa apresenta carga positiva, pois repeliu as partículas α que passaram próximas a ela.

Dessa forma, Rutherford propõe um novo modelo atômico, semelhante a um sistema planetário, conforme mostra a Fig. 17. Segundo ele, o átomo seria formado por um minúsculo núcleo (cerca de 10 mil vezes menor que o átomo) com carga positiva, que concentra praticamente toda a massa do átomo, e um grande vazio (chamado eletrosfera), onde os elétrons se distribuem ao redor do núcleo como planetas em torno do sol. Esse modelo ficou conhecido como modelo planetário ou nucleado.

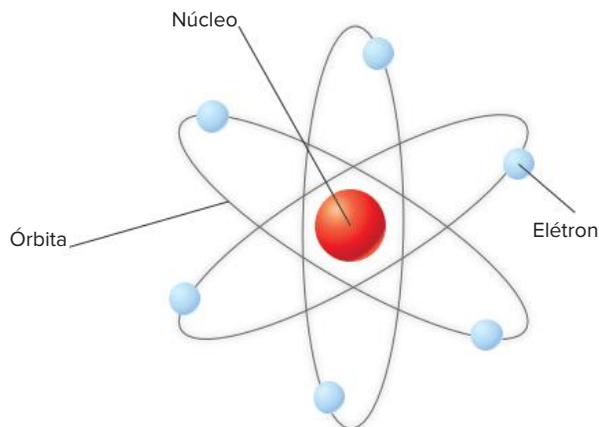


Fig. 17 Modelo atômico de Rutherford.

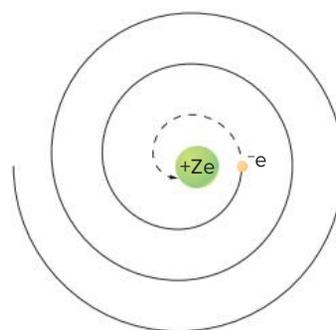


Fig. 18 Elétron em órbita espiral até cair sobre o núcleo.

Modelo atômico de Bohr

Breve histórico dos experimentos que serviram como base para a teoria de Bohr

No início do século XVII, o cientista inglês Isaac Newton observou que, quando a luz solar (branca) atravessa um prisma (Fig. 19), ela é decomposta (ocorre uma dispersão dos componentes da luz), dando origem a um conjunto de cores denominado espectro contínuo, pois as cores vão mudando gradativamente, sem que haja falha de luz entre elas (Fig. 20).



Fig. 19 Luz branca sofrendo difração ao passar por um prisma.

400nm

500nm

600nm

700nm

Fig. 20 Espectro contínuo observado no experimento da figura anterior.

SCIENCE PHOTO LIBRARY/SPL DC/Latinstock

Por volta de 1855, o cientista alemão Robert Bunsen descobriu que um composto, quando submetido à ação de uma chama, emite luz com cores características para cada elemento químico, conforme ilustrado pela Fig. 21.



Fig. 21 Luz com cores características emitidas pelos elementos químicos: potássio, cobre e sódio, respectivamente.

Quando a luz emitida por esse composto passa por um prisma, ela é decomposta em diferentes cores, formando um espectro descontínuo (Fig. 22), pois apresenta linhas ou raias finas, separadas uma das outras.

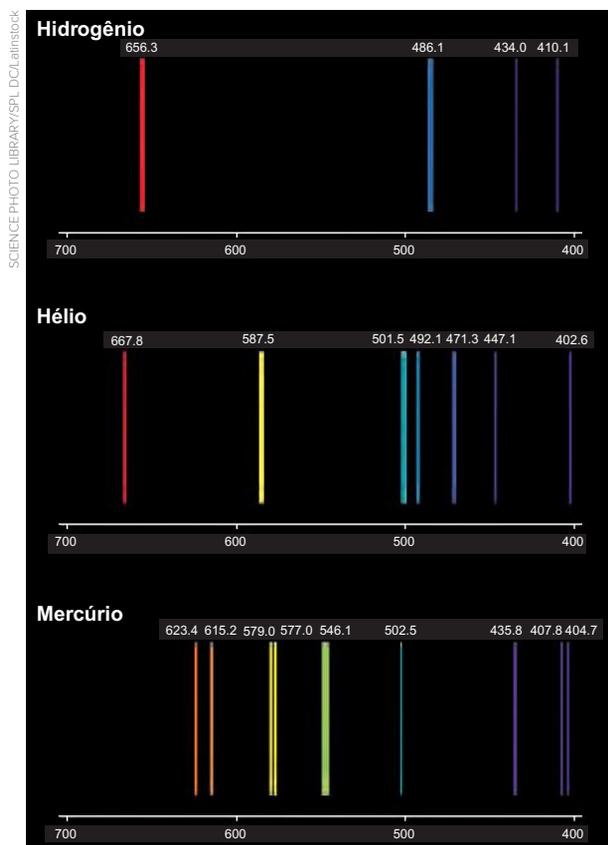


Fig. 22 Espectros descontínuos de alguns elementos.

A partir desses experimentos, os físicos concluíram que o espectro descontínuo de cada elemento servia para identificá-los, pois cada um produzia um espectro característico.

Em 1900, o físico alemão Max Planck, ao estudar a luz emitida pelos corpos aquecidos, afirmou que a energia não é transmitida de forma contínua, mas em pequenos pacotes de energia denominados **quantum**, ou seja, a energia é descontínua.

Quantum (do latim): quantidade definida; plural: *quanta*.

A proposta de Bohr

O físico dinamarquês Niels Bohr, em 1913, utilizando os conceitos do modelo de Rutherford, dos espectros descontínuos dos elementos e da teoria quântica de Max Planck, construiu um novo modelo atômico em que relacionou as raias dos espectros descontínuos do gás hidrogênio com as variações de energia dos elétrons contidos nos átomos.

Para a construção desse modelo, Bohr propôs os seguintes postulados:

- O elétron se move em órbitas circulares em torno de um núcleo central.
- O elétron não pode assumir qualquer valor de energia, mas apenas determinados valores correspondentes às diversas órbitas permitidas, denominadas camada eletrônica ou nível de energia.
- Ao percorrer essas órbitas permitidas, o elétron apresenta energia constante. São os chamados estados estacionários.
- Ao saltar de uma órbita estacionária para outra, o elétron emite ou absorve uma quantidade bem definida de energia (Fig. 23), chamada *quantum*. Esses saltos entre órbitas foram denominados transições eletrônicas ou saltos quânticos.

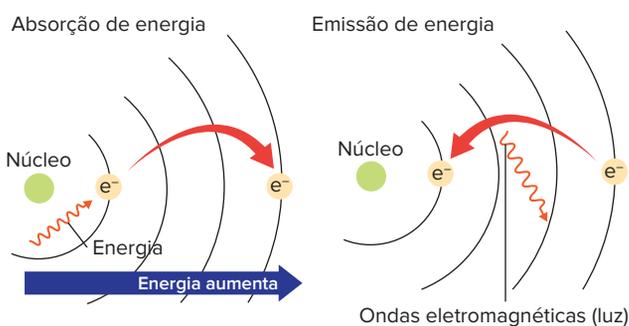


Fig. 23 Absorção e emissão de energia pelo elétron.

Ao fornecer energia do exterior, esses saltos se repetem milhões de vezes por segundo, produzindo ondas eletromagnéticas, que nada mais são do que uma sucessão de fótons de energia.

Como os elétrons só podem saltar entre órbitas permitidas, fica fácil entender por que aparecem sempre as mesmas raia de cores bem definidas nos espectros descontínuos.

A Fig. 24 mostra o caso particular do átomo de hidrogênio, com a relação entre os saltos dos elétrons e as respectivas raia do espectro.

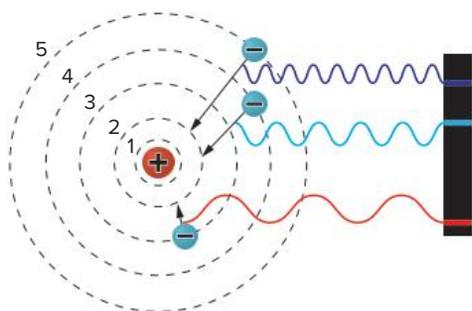


Fig. 24 Relação entre os saltos dos elétrons e as respectivas raia do espectro do hidrogênio.

Bohr propôs a existência de sete camadas, ou níveis de energia (Figs. 25 e 26), no átomo de hidrogênio, para explicar a emissão de radiação eletromagnética por esse elemento.

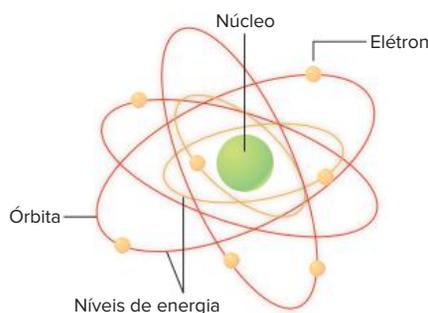


Fig. 25 Modelo atômico de Bohr.

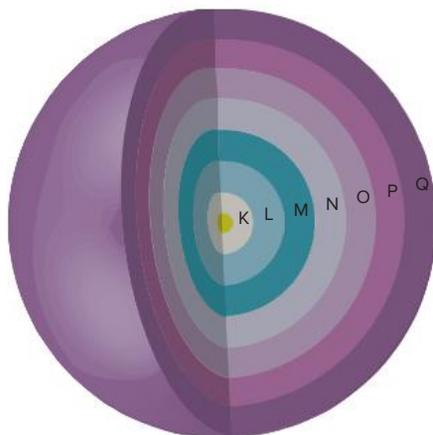


Fig. 26 Modelo representado em corte, semelhante a uma cebola, para mostrar as várias camadas que se sucedem.

Atenção

É importante observar que o modelo de Rutherford é esférico, e não plano.

Seu modelo atômico ficou conhecido como modelo de Rutherford-Bohr, pois preservava as principais características do modelo de Rutherford.

Saiba mais

Iluminando o céu

A pólvora usada nos fogos de artifício é uma mistura contendo um combustível, por exemplo, carvão, e enxofre pulverizados e um agente oxidante, como por exemplo o perclorato de potássio (clorato de potássio (VII), $KClO_4$), ou o nitrato de potássio (KNO_3). Os sais de potássio são mais utilizados do que os sais de sódio por serem menos higroscópicos (não absorvem água durante o armazenamento). Além disso, a luz de cor amarela intensa emitida pelo sódio pode interferir com as demais cores.

Metais ou compostos metálicos são adicionados para produzir luzes coloridas quando da explosão da pólvora:

- uma cor branca intensa é obtida pela queima de magnésio, alumínio ou titânio;
- a cor amarela é obtida pela queima de sais de sódio, geralmente Na_2AlF_6 , que não é higroscópico;
- a cor vermelha é obtida pela queima de sais de estrôncio, por exemplo, $SrCO_3$;
- a cor verde é obtida pela queima de sais de bário, por exemplo, $Ba(NO_3)_2$;
- a cor azul é obtida pela queima de sais de cobre, por exemplo, $CuCO_3$. A cor azul é a mais difícil de ser produzida.

Pode-se observar as mesmas cores na realização, em laboratório, de ensaios de chama nos sais metálicos. A alta temperatura da chama leva os elétrons dos átomos dos metais a níveis de maior energia. As cores resultam de transições eletrônicas que ocorrem em átomos, ou íons, energeticamente excitados. Quando os elétrons retornam para o estado fundamental, os átomos emitem luz de uma determinada frequência.

A técnica experimental denominada espectroscopia de emissão atômica utiliza esses princípios para analisar os elementos químicos presentes em uma amostra. Por exemplo, uma amostra de água de um rio pode ser analisada para detectar a presença de elementos químicos poluidores, ou a composição de um aço pode ser monitorada durante a sua fabricação. O espectro de cada elemento químico é único e característico, pois cada elemento químico possui diferentes espaçamentos entre seus níveis atômicos de energia. A intensidade da luz emitida, para uma dada frequência, pode ser medida e é usada para se determinar a concentração do metal na amostra.

BURROWS, A. et al. *Química³: introdução à Química inorgânica, orgânica e físico-química*. Rio de Janeiro: LTC, 2012. v. 1, p. 82.

Exercícios resolvidos

Texto para a próxima questão:

No interior do tubo da lâmpada fluorescente existem átomos de argônio e átomos de mercúrio. Quando a lâmpada está em funcionamento, os átomos de ar ionizados chocam-se com os átomos de Hg. A cada choque, o átomo de Hg recebe determinada quantidade de energia que faz com que seus elétrons passem de um nível de energia para outro, afastando-se do núcleo. Ao retornar ao seu nível de origem, os elétrons do átomo de Hg emitem grande quantidade de energia na forma de radiação ultravioleta. Esses raios não são visíveis, porém eles excitam os elétrons do átomo de P presente na lateral do tubo, que absorvem energia e emitem luz visível para o ambiente.

2 IFSul 2016 O modelo atômico capaz de explicar o funcionamento da lâmpada fluorescente é:

- A Modelo de Dalton.
- B Modelo de Thomson.
- C Modelo de Rutherford.
- D Modelo de Bohr.

Resolução:

Segundo o modelo proposto pelo cientista Niels Bohr, o elétron, ao absorver uma quantidade bem definida de energia (*quantum*) salta para um nível mais energético (nível mais externo), passando para o estado excitado. Ao perder a energia que ganhou, ele retorna ao estado fundamental, emitindo essa energia em forma de luz (*fóton*), com comprimento de onda específico de cada elemento.

Alternativa: D.

3 Uern 2012 O processo de emissão de luz dos vaga-lumes é denominado bioluminescência, que nada mais é do que uma emissão de luz visível por organismos vivos. Assim como na luminescência, a bioluminescência é resultado de um processo de excitação eletrônica, cuja fonte de excitação provém de uma reação química que ocorre no organismo vivo.

A partir da informação do texto, pode-se concluir que o modelo atômico que representa a luz visível dos vaga-lumes é o:

- A Rutherford.
- B Bohr.
- C Thomson.
- D Heisenberg.

Resolução:

O processo de excitação eletrônica (**salto quântico**) foi proposto pelo cientista Niels Bohr.

Alternativa: B.

Modelo atômico de Sommerfeld

O avanço tecnológico permitiu que o físico alemão Arnold Johannes Wilhelm Sommerfeld, em 1916, ao estudar os espectros de emissão de átomos mais complexos que o hidrogênio (átomos com maior quantidade de elétrons) com um espectroscópio de maior resolução (Fig. 27), descobrisse a chamada estrutura fina dos espectros de emissão.



Fig. 27 Estrutura fina de um espectro.

Sommerfeld, para explicar essa multiplicidade das raiaes espectrais, supôs, então, que os níveis de energia estariam divididos em regiões menores, chamadas por ele de subníveis de energia. O físico propôs que cada nível (n) de energia seria formado por uma órbita circular e $n-1$ órbitas elípticas de diferentes excentricidades (Fig. 28).

A Tab. 1 demonstra a divisão dos níveis (camadas) em subníveis para as quatro primeiras camadas de um átomo:

Primeira camada (nível 1)	1 órbita circular
Segunda camada (nível 2)	1 órbita circular e 1 órbita elíptica
Terceira camada (nível 3)	1 órbita circular e 2 órbitas elípticas
Quarta camada (nível 4)	1 órbita circular e 3 órbitas elípticas

Tab. 1 Órbitas circulares e elípticas para as quatro primeiras camadas de um átomo.

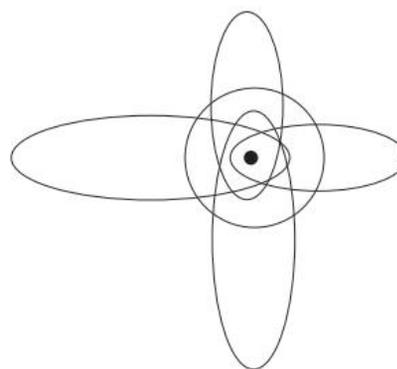


Fig. 28 Nível 5 formado por uma órbita circular e quatro órbitas elípticas.

O modelo atômico atual

Por volta de 1923, começou a se desenhar o modelo atômico aceito como verdadeiro atualmente. As novas descobertas se baseiam em princípios da Mecânica quântica, que envolvem equações matemáticas muito avançadas para o Ensino Médio.

O princípio da dualidade partícula-onda

Em 1924, o físico francês Louis de Broglie pensou que, se as ondas de luz podem se comportar como um feixe de partículas, talvez as partículas, como os elétrons em movimento, possam ter propriedades ondulatórias. De acordo com de Broglie, um elétron tem comportamento duplo de partícula e onda.

Utilizando a equação de Einstein ($E = mc^2$) e a equação de Planck ($E = h \cdot f$), Broglie obteve uma equação que associa diretamente um comprimento de onda a uma partícula de massa (m):

$$m = \frac{h}{c \cdot \lambda}$$

$m \rightarrow$ massa

$\lambda \rightarrow$ comprimento de onda

$h \rightarrow$ constante de Planck

$c \rightarrow$ velocidade da luz

Princípio da incerteza de Heisenberg e o conceito de orbital

O físico alemão Werner Heisenberg, em 1926, afirmou que: "Não é possível calcular a posição e a velocidade de um elétron num mesmo instante". Isso ocorre porque, ao tentar medir a velocidade ou a posição de um elétron, provoca-se uma perturbação no sistema. O elétron é tão pequeno que, se tentássemos determinar sua posição ou velocidade, o próprio instrumento de medição alteraria essas determinações.

Essa dificuldade de se prever a posição exata de um elétron na eletrosfera fez com que o cientista Erwin

Schrödinger, utilizando cálculos matemáticos, deduzisse a equação ondulatória do elétron e, a partir dessa equação, determinasse a região de maior probabilidade de encontrar um elétron. Essa região recebeu o nome de **orbital**.

Na prática, o orbital é representado por uma figura geométrica, que contém a região do espaço onde existe maior probabilidade de encontrar o elétron.

Se marcarmos cada ponto (calculado matematicamente) de uma região tridimensional em que haja grande probabilidade de encontrar um elétron de determinado subnível, acabaremos traçando a forma geométrica do orbital desse elétron.

O orbital s apresenta forma esférica, conforme mostra a Fig. 29.

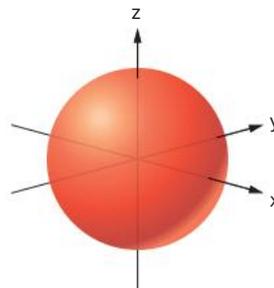
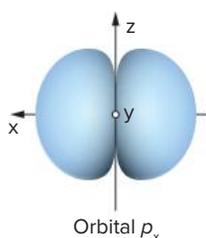
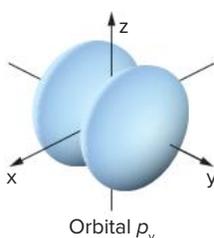


Fig. 29 Orbital s , cujo raio depende do subnível em que se encontra o elétron.

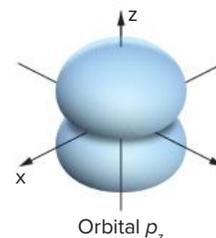
Os orbitais p (são 3 em cada subnível) apresentam forma geométrica de duas esferas achatadas até o ponto de contato (núcleo), e cada um desses orbitais está orientado segundo um dos eixos de um espaço tridimensional (x , y ou z), como ilustra a Fig. 30.



Orbital p_x



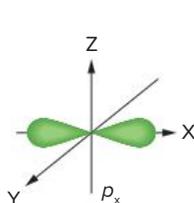
Orbital p_y



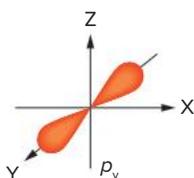
Orbital p_z

Fig. 30 Forma geométrica dos orbitais p .

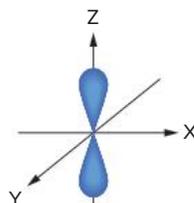
É bastante comum encontrarmos o orbital p retratado de maneira diferente. Muitos livros costumam representá-los no formato chamado halteres, como na Fig. 31, por permitir o desenho da interpolação com outro orbital mais facilmente.



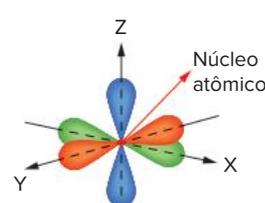
p_x



p_y



p_z



Núcleo atômico

Fig. 31 Orbital p representado no formato de halteres.

Existem outros orbitais, porém, nesse momento, eles não serão apresentados.

! Atenção

O orbital é uma região imaginária, ou seja, não é delimitado por uma fronteira física.

O princípio da exclusão de Pauli

Wolfgang Pauli, físico austríaco, em 1925, estabeleceu que dois elétrons pertencentes ao mesmo átomo não podem ter as mesmas características mecânicas e magnéticas. Isso ocorre porque o elétron executa um movimento de rotação em torno de seu próprio eixo, denominado *spin* (Fig. 32). Esse movimento produz um campo magnético e, dessa forma, dois elétrons somente poderão ocupar o mesmo orbital caso estejam girando em sentidos contrários, pois a repulsão elétrica entre eles será compensada pela atração magnética.

Dessa forma, no modelo atual, cada elétron de um átomo pode ser descrito por quatro características: o nível de energia; o subnível de energia; o orbital que ocupa; e o sentido de rotação sobre o próprio eixo. Cada uma dessas características está associada a um número e esses quatro números são chamados números quânticos.

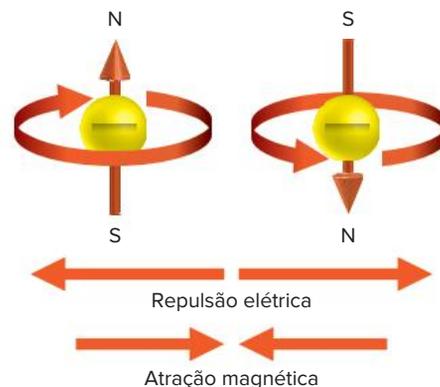


Fig. 32 *Spin*.

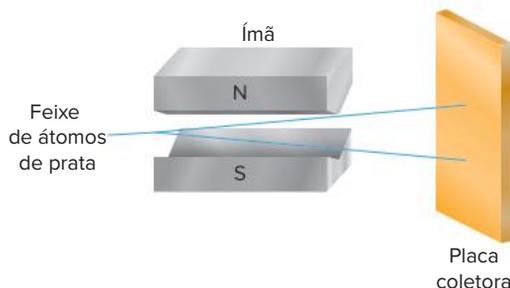
Saiba mais

O *spin* do elétron foi primeiro detectado experimentalmente por dois cientistas alemães, Otto Stern e Walter Gerlach, em 1920. Eles aproveitaram o fato de que uma carga elétrica em movimento gera um campo magnético e, por isso, um elétron com *spin* deveria se comportar como um pequeno ímã.

Para executar seu experimento (veja a ilustração), Stern e Gerlach removeram todo o ar de um recipiente e fizeram passar por ele um campo magnético muito pouco homogêneo. Eles, então, injetaram um feixe fino de átomos de prata pelo recipiente na direção do detector. Os átomos de prata têm 46 elétrons emparelhados e um elétron desemparelhado, o que faz com que o átomo comporte-se como um elétron desemparelhado que se desloca sobre uma plataforma pesada, o resto do átomo.

Se o elétron tem *spin* e se comporta como uma bola que gira, deveria comportar-se como um ímã que poderia adotar qualquer orientação em relação ao campo magnético aplicado. Neste caso, uma faixa larga de átomos de prata deveria aparecer no detector, porque o campo atrairia os átomos de prata diferentemente, de acordo com a orientação do *spin*. Foi exatamente isso que Stern e Gerlach observaram quando fizeram o experimento pela primeira vez.

Quando Stern e Gerlach refizeram o experimento, eles usaram um feixe de átomos muito menos denso, reduzindo assim o número de colisões entre os átomos. Nessas condições, eles viram duas bandas estreitas. Uma banda era formada pelos átomos que passavam pelo campo magnético com uma orientação de *spin* e a outra, pelos átomos de *spin* contrário. As duas bandas estreitas confirmaram que um elétron tem *spin* e também que ele pode adotar somente duas orientações.



Representação esquemática do aparelho utilizado por Stern e Gerlach. No experimento, um feixe de átomos divide-se em dois ao passar entre os polos de um ímã. Os átomos de um feixe apresentam um elétron desemparelhado na orientação \uparrow , e os do outro, na orientação \downarrow .

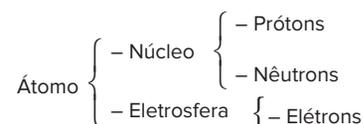
ATKINS, P.; JONES, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. Trad. Ricardo Bicca de Alencastro. 5. ed. São Paulo: Bookman, 2012. p. 31.

A descoberta do nêutron

Em 1932, o físico inglês James Chadwick realizou um experimento em que átomos do elemento berílio eram bombardeados por um feixe de partículas α . Com isso, apareceu um tipo de radiação diferente. Após realizar vários cálculos, ele verificou que os átomos de berílio, ao serem bombardeados com partículas α , emitiam partículas sem carga elétrica e de massa praticamente igual à dos prótons. O próprio Chadwick denominou essas partículas de nêutrons.

Principais características dos átomos

- Com a descoberta do nêutron, a estrutura geral de um átomo ficou assim:
- O átomo é dividido em duas regiões: núcleo e eletrosfera.
- O núcleo dos átomos é composto por prótons e nêutrons, os primeiros apresentam carga positiva e os segundos são partículas neutras.
- A eletrosfera é composta de elétrons, partículas subatômicas de carga negativa e massa desprezível.



Cada uma dessas partículas apresenta características quanto às suas massas e às suas cargas. Observe os valores relativos na Tab. 2:

Partícula fundamental	Carga relativa	Massa relativa
Próton	+1	1
Nêutron	0	1
Elétron	-1	1/1836

Tab. 2 Cargas e massas relativas das partículas subatômicas.

Dessa forma, cada próton neutraliza a carga de um elétron, o que garante a neutralidade elétrica do átomo. Os nêutrons não possuem carga, mas têm a importante função de diminuir a repulsão eletrostática entre os prótons e, por isso, dão estabilidade ao núcleo, mantendo sua integridade.

Número atômico (Z)

Em 1913, o inglês Henry Moseley percebeu, em seus experimentos com raios X, que a energia desses raios emitidos por diferentes elementos era proporcional a um número inteiro associado a cada tipo de núcleo. Esse valor foi denominado número atômico e representado pela letra Z.

Posteriormente, com a descoberta oficial do próton, em 1920, ficou claro que o número atômico correspondia ao número de prótons no núcleo.

O número atômico (Z) indica o número de prótons presentes no núcleo de cada átomo.

Como várias propriedades químicas do átomo dependem desse número, ele é considerado sua identidade química.

Número de massa (A)

Além do número atômico, outra informação importante é o número de massa (A) que diz respeito à quantidade de prótons e nêutrons presentes no núcleo.

Praticamente toda a massa de um átomo se concentra no núcleo e a massa de um próton é quase igual à massa de um nêutron, portanto define-se número de massa (A) de um elemento como a soma de prótons e nêutrons presentes no núcleo do átomo.

$$A = Z + n$$

Número de massa (A) é a soma do número de prótons (Z) e de nêutrons (n) de determinado átomo.

Átomos neutros e íons

Um átomo é um sistema eletricamente neutro, pois o próton e o elétron possuem cargas de mesma intensidade, mas de sinais contrários. Portanto, em um átomo neutro, a quantidade de elétrons presentes na eletrosfera é igual à quantidade de prótons presentes no núcleo.

Átomo neutro: o número de prótons (Z) é igual ao número de elétrons (e^-).

Os átomos podem deixar de ser eletricamente neutros ao ganhar ou perder elétrons, tornando-se íons. Íons positivos são chamados de cátions e íons negativos são os ânions.

As duas situações possíveis são:

- **Cátion** (átomo positivo): ocorre quando um átomo **perde** elétrons e com isso passa a ter uma quantidade de prótons maior que a de elétrons.
- **Ânion** (átomo negativo): ocorre quando um átomo **recebe** elétrons e com isso passa a ter uma quantidade de elétrons maior que a de prótons.

Elemento químico

Elemento químico é o conjunto de átomos que apresenta mesmo número atômico (número de prótons). Cada elemento é representado por um símbolo escolhido a partir da primeira letra maiúscula de seu nome. Para evitar duplicidade, quando o nome de dois ou mais elementos começam com a mesma letra, utiliza-se também uma segunda letra do nome, sempre minúscula.

A Tab. 3 apresenta alguns elementos com seus respectivos símbolos e a origem de seus nomes.

Nome do elemento	Símbolo do elemento	Origem do símbolo
Ouro	Au	Do latim <i>aurum</i>
Prata	Ag	Do latim <i>argentum</i>
Carbono	C	Do latim <i>carbo</i>
Cálcio	Ca	Do latim <i>calx</i>
Flúor	F	Do latim <i>fluo</i>
Ferro	Fe	Do latim <i>ferrum</i>
Hidrogênio	H	Do grego <i>hydror</i>
Hélio	He	Do grego <i>helios</i>
Nitrogênio	N	Do grego <i>nitron</i>
Sódio	Na	Do latim <i>natrium</i>
Nobélio	No	Alfred Nobel
Fósforo	P	Do latim <i>phosphoros</i>
Chumbo	Pb	Do latim <i>plumbum</i>

Tab. 3 Exemplos de elementos químicos e seus símbolos.

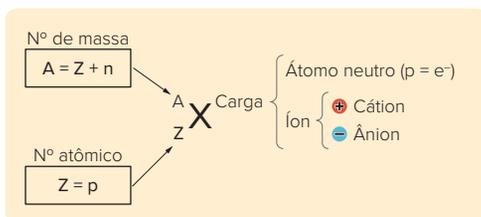
A Iupac (International Union of Pure and Applied Chemistry) recomenda que, para o ensino da Química, o átomo de um elemento X, de número atômico Z, número de massa A e carga Q seja representado como se segue:



Ou, eventualmente, para átomos neutros:



Resumindo:



Atenção

A carga Q também segue um padrão de representação sugerido pela Iupac. O valor da carga deve ser indicado por -, +, 2-, 2+, 3-, 3+, e assim por diante.

Exercício resolvido

4 Determine o número de prótons, nêutrons e elétrons para cada item abaixo:



Resolução:

a) Podemos observar que o elemento argônio não apresenta carga (neutro). Portanto, o número de elétrons (carga negativa) é igual ao número de prótons (carga positiva). Como o argônio apresenta número atômico 18, são 18 prótons e, consequentemente, 18 elétrons. Para determinar o número de nêutrons, basta subtrair o número de prótons (Z) do número de massa (A): $40 - 18 = 22$ nêutrons.

$${}^{40}_{18}\text{Ar} \begin{cases} p = 18 \\ n = 22 \\ e^- = 18 \end{cases}$$

b) Podemos observar que o elemento alumínio está na forma de cátion (íon positivo), pois apresenta 3 cargas positivas (cátion trivalente). A carga positiva indica que a espécie perdeu elétrons. Retirando 3 elétrons dos originais (13), a espécie fica com 10 elétrons. Para determinar o número de nêutrons, basta subtrair o número de prótons (Z) do número de massa (A): $27 - 13 = 14$ nêutrons.

$${}^{27}_{13}\text{Al}^{3+} \begin{cases} p = 13 \\ n = 14 \\ e^- = 10 \end{cases}$$

c) Podemos observar que o elemento cloro está na forma de ânion (íon negativo), pois apresenta

uma carga negativa (ânion monovalente). Isso significa que, além dos elétrons normais (17) o cloro ganhou mais uma carga negativa, ficando com 18 elétrons. Para determinar o número de nêutrons, basta subtrair o número de prótons (Z) do número de massa (A): $35 - 17 = 18$ nêutrons.

$${}^{35}_{17}\text{Cl}^- \begin{cases} p = 17 \\ n = 18 \\ e^- = 18 \end{cases}$$

Semelhanças atômicas

Isótopos

Átomos de determinado elemento podem apresentar diferentes números de massa. Isso acontece quando átomos com o mesmo número de prótons no núcleo têm quantidades diferentes de nêutrons. Eles são chamados isótopos.

Isótopos são átomos que apresentam mesmo número atômico (Z), mas diferentes números de massa (A).

A isotopia é um fenômeno comum na natureza. Praticamente todos os elementos químicos possuem isótopos, sejam eles naturais ou artificiais. Os isótopos naturais de um elemento são encontrados em uma proporção praticamente constante em nosso planeta, independentemente do tipo de substância ou do método de obtenção. Veja, nas Tabs. 4 e 5, alguns exemplos de isótopos e sua abundância:

Isótopos do carbono	${}^{12}_6\text{C}$	${}^{13}_6\text{C}$	${}^{14}_6\text{C}$
Abundância	98,90%	1,10%	Traços

Tab. 4 Isótopos do elemento carbono e suas abundâncias.

Isótopos do oxigênio	${}^{16}_8\text{O}$	${}^{17}_8\text{O}$	${}^{18}_8\text{O}$
Abundância	99,76%	0,04%	0,20%

Tab. 5 Isótopos do elemento oxigênio e suas abundâncias.

Os isótopos não costumam apresentar nome próprio, são identificados pelo nome do elemento seguido de seu respectivo número de massa. Por exemplo, os isótopos do carbono são conhecidos como carbono-12, carbono-13 e carbono-14.

Os isótopos do elemento hidrogênio são os únicos que apresentam nomes próprios, conforme Tab. 6.

Isótopos do hidrogênio	${}^1_1\text{H}$	${}^2_1\text{H}$	${}^3_1\text{H}$
Nome	Hidrogênio comum ou Prótio	Deutério (D)	Trítio (T)

Tab. 6 Isótopos do elemento hidrogênio e seus nomes.

Atenção

Os isótopos de determinado elemento apresentam propriedades químicas iguais, porém as propriedades físicas relacionadas à massa podem ser diferentes.

Saiba mais

A água comum, cuja molécula é representada por H_2O , é formada pelo hidrogênio comum (próti). Quando a água é formada por deutério, passa a se chamar água pesada, ou água deuterada, e sua fórmula molecular pode ser representada por D_2O ou 2H_2O . Essa água possui propriedades químicas idênticas às da água comum, mas difere nas propriedades físicas (temperatura de fusão = $3,81\text{ }^\circ\text{C}$; temperatura de ebulição = $101,4\text{ }^\circ\text{C}$; densidade = $1,1\text{ g/cm}^3$). Uma consequência de a molécula de D_2O ser significativamente mais pesada que a de H_2O é que um cubo de gelo feito com água pesada (D_2O) afunda ao ser colocado em H_2O líquida.

- **Isóbaros:** são átomos de elementos diferentes que apresentam coincidentemente o mesmo número de massa.

Isóbaros são átomos que apresentam mesmo número de massa (A) e diferentes números atômicos (Z).

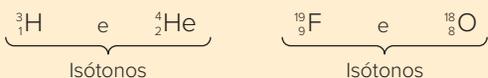
Veja alguns exemplos:



- **Isótonos:** são átomos de diferentes elementos que possuem coincidentemente o mesmo número de nêutrons em seus núcleos.

Isótonos são átomos que apresentam o mesmo número de nêutrons (n), mas diferentes números atômicos (Z) e de massa (A).

Veja alguns exemplos:



- **Isoeletrônicos:** são átomos e íons que apresentam mesmo número de elétrons.

Veja alguns exemplos:



Exercícios resolvidos

- 5 UFF A tabela seguinte fornece o número de prótons e o número de nêutrons existentes no núcleo de vários átomos.

Átomo	Nº de prótons	Nº de nêutrons
a	34	45
b	35	44
c	33	42
d	34	44

Considerando os dados da tabela, o átomo isótopo de **a** e o átomo que tem o mesmo número de massa do átomo **a** são, respectivamente:

- A d e b
- B c e d
- C b e c
- D b e d
- E c e b

Resolução:

Para que os elementos sejam considerados isótopos, devem apresentar mesmo número atômico (Z) e diferentes números de nêutrons. Podemos observar, na tabela, que os elementos **a** e **d** apresentam o mesmo número de prótons, portanto são isótopos.

Isóbaros são elementos que apresentam mesmo número de massa (A) e diferentes números atômicos (Z). Para determinar o número de massa (A), devemos somar o número de prótons (Z) com o número de nêutrons.

Átomo a $\rightarrow 34$ prótons + 45 nêutrons = 79;

Átomo b $\rightarrow 35$ prótons + 44 nêutrons = 79;

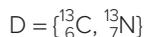
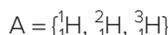
Átomo c $\rightarrow 33$ prótons + 42 nêutrons = 75;

Átomo d $\rightarrow 34$ prótons + 44 nêutrons = 78.

Portanto, o átomo isótopo de **a** e o átomo que tem o mesmo número de massa do átomo **a** são, respectivamente, **d** e **b**.

Alternativa: A.

- 6 UFPR Considere os conjuntos de espécies químicas a seguir.



Com relação aos conjuntos descritos, é correto afirmar:

- 01 O conjunto **C** contém apenas isótopos do elemento hélio.
- 02 Os membros de **E** apresentam o mesmo número de elétrons, sendo, portanto, isótopos.
- 04 O conjunto **A** contém apenas isótopos do elemento hidrogênio.
- 08 Os membros de **B** são isóbaros.
- 16 Os membros de **D** apresentam o mesmo número de nêutrons.

Soma:

Resolução:

- 01 Verdadeiro. Apresentam mesmo número atômico (Z) e diferentes números de massa (A).
- 02 Falso. Elementos isótopos são aqueles que apresentam mesmo número atômico (Z) e diferentes números de massa (A).
- 04 Verdadeiro. Apresentam mesmo número atômico (Z) e diferentes números de massa (A).
- 08 Verdadeiro. Apresentam mesmo número de massa (A) e diferentes números atômicos (Z).
- 16 Falso. Eles apresentam, respectivamente, 7 e 6 nêutrons.

Soma: $01 + 04 + 08 = 13$

Distribuição eletrônica

Níveis de energia

Bohr, por meio dos estudos dos espectros de emissão, criou um modelo atômico no qual a eletrosfera estaria dividida em sete níveis de energia. A antiga notação, por meio de letras (K, L, M, N, O, P e Q), deu lugar à notação por números naturais, como demonstra a Tab. 7.

Camadas	K	L	M	N	O	P	Q
Níveis (n)	1	2	3	4	5	6	7

Tab. 7 Correspondências entre camadas e níveis.

O físico e matemático sueco Johannes Robert Rydberg desenvolveu uma fórmula para calcular o número máximo de elétrons teoricamente possível para cada nível de energia.

$$\text{Número máximo de elétrons} = 2 \cdot n^2, \text{ em que } n \text{ é o número do nível.}$$

Dessa forma, conforme mostra a Tab. 8, o número máximo de elétrons para cada nível de energia seria:

Camadas	K	L	M	N	O	P	Q
Níveis (n)	1	2	3	4	5	6	7
Número máximo de elétrons	2	8	18	32	50	72	98

Tab. 8 Número máximo de elétrons teoricamente possível para cada nível de energia.

No entanto, nenhum dos elementos conhecidos até hoje possui elétrons suficientes para completar os níveis 5, 6 e 7. O Oganessônio (Og) é o elemento de maior número atômico conhecido: 118. E, quando neutro, apresenta 118 elétrons. A Tab. 9 mostra a configuração eletrônica do Og.

Camadas	K	L	M	N	O	P	Q
Níveis (n)	1	2	3	4	5	6	7
Número máximo de elétrons	2	8	18	32	32	18	8

Tab. 9 Distribuição eletrônica por níveis do Og.

Subníveis de energia

A proposta de Sommerfeld, físico alemão, após analisar a estrutura fina dos espectros, é que cada nível de energia (n) estaria dividido em n subníveis. Observe a relação teórica de níveis e subníveis na Tab. 10:

Camada	K	L	M	N	O	P	Q
Nível (n)	1	2	3	4	5	6	7
Número de subníveis	1	2	3	4	5	6	7

Tab. 10 Relação teórica entre níveis e subníveis.

Todavia, nenhum elemento químico conhecido hoje apresenta número de elétrons suficiente para preencher todos os subníveis mostrados na Tab. 10. Os átomos que conhecemos (com número atômico de 1 a 118), em seu estado fundamental, possuem apenas 4 subníveis ocupados por elétrons – representados pelas letras s, p, d e f. Observe a Tab. 11 com o número máximo de elétrons para os subníveis s, p, d e f.

Subníveis	s	p	d	f
Número máximo de elétrons	2	6	10	14

Tab. 11 Número máximo de elétrons por subnível.

Saiba mais

A sequência das letras (s, p, d e f) tem uma origem histórica. Os físicos que estudaram os espectros de emissão tentaram correlacionar as linhas espectrais observadas com os estados de energia particulares envolvidos nas transições. Eles notaram que algumas das linhas eram estreitas (do inglês *sharp*); outras eram espalhadas ou difusas (do inglês *diffuse*); e outras ainda eram muito fortes e, por esse motivo, foram designadas como linhas principais (do inglês *principal*). Como tal, atribuíram-se a esses estados de energia as letras iniciais de cada adjetivo. Contudo, depois da letra d e começando com a letra f para fundamental (do inglês *fundamental*), as designações dos subníveis seguem a ordem alfabética.

CHANG, R.; GOLDSBY, K. A. *Química*. Trad. M. Pinho. 11. ed. São Paulo: Bookman, 2013. p. 298.

Diagrama de Linus Pauling

Um átomo, no seu estado fundamental, possui seus elétrons num estado de menor energia possível. A energia de um elétron está relacionada a suas energias potencial e cinética, determinadas respectivamente pelos níveis e subníveis.

Dessa forma, a sequência crescente de energia dos subníveis é:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p$$

O químico norte-americano Linus Carl Pauling desenvolveu uma representação gráfica (conhecida como diagrama de Linus Pauling), mostrada na Fig. 33, que facilitou a visualização da ordem crescente de energia dos subníveis.

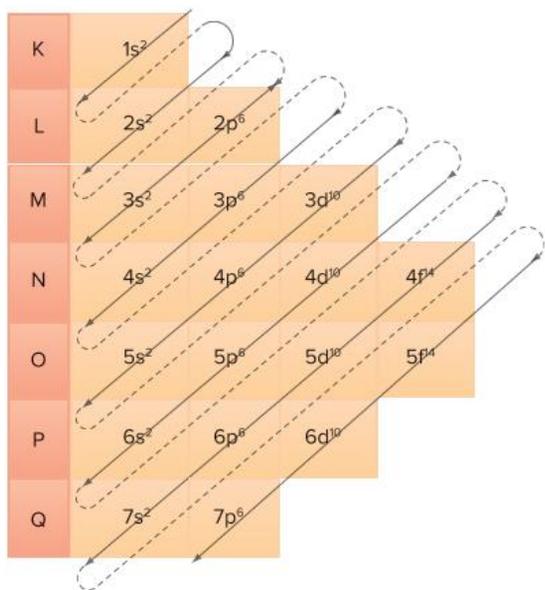
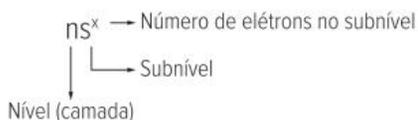


Fig. 33 Diagrama de Linus Pauling.

As setas diagonais presentes no diagrama indicam a ordem crescente de energia.

Atenção

Ao realizarmos a distribuição eletrônica utilizando o diagrama de Linus Pauling, a quantidade de elétrons em cada subnível é anotada no seu lado direito superior.



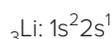
Distribuição eletrônica em átomos neutros

Quando os elétrons se distribuem na eletrosfera de um átomo, eles o fazem necessariamente em ordem de energia, ou seja, sempre vão ocupar a região de menor energia disponível (estado fundamental).

Em ordem energética

Com o diagrama de Linus Pauling, a distribuição de elétrons de um átomo pode ser feita aplicando-se o princípio de **Aufbau**, ou princípio da construção, em que basta adicionar elétrons um a um preenchendo os subníveis em ordem crescente de energia, sempre obedecendo as quantidades máximas de elétrons, até chegar ao número desejado.

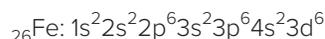
Observe o exemplo do elemento Lítio (${}_{3}\text{Li}$), que apresenta três prótons no núcleo e, conseqüentemente, três elétrons na eletrosfera:



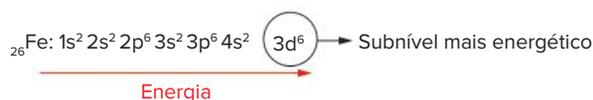
A distribuição eletrônica em ordem energética termina com os elétrons mais energéticos do átomo no seu estado fundamental. No caso do Lítio, o elétron mais energético está localizado no subnível *s* da camada 2 ($2s^1$).



Observe o exemplo do elemento Ferro (${}_{26}\text{Fe}$), que apresenta 26 prótons no núcleo e, conseqüentemente, 26 elétrons na eletrosfera:



No caso do Ferro, os elétrons mais energéticos estão localizados no subnível *d* da camada 3 ($3d^6$).



Atenção

Os elétrons mais energéticos de um átomo são aqueles que ocupam o nível e o subnível de maior energia. Esses elétrons não são necessariamente os mais externos do átomo.

Em ordem geométrica

A distribuição eletrônica deve ser realizada sempre em ordem energética, porém, para determinação da camada de valência, última camada ou nível mais externo de um átomo, devemos reescrevê-la em ordem geométrica ou ordem de camadas.

Esse tipo de distribuição termina com os elétrons mais externos, ou seja, aqueles que estão no nível mais externo.

Observe a distribuição **energética** do Ferro:



Reagrupando os subníveis de cada nível de energia, teremos a **ordem geométrica** ou ordem de camadas:



Dessa forma, fica fácil identificar que a camada de valência, ou o nível mais externo do ferro, é o $4s^2$.

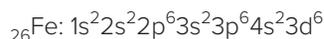
Distribuição eletrônica em íons

Como vimos anteriormente, íons (cátions e ânions) são formados quando um átomo ganha ou perde elétrons. A distribuição eletrônica em íons é semelhante à dos átomos neutros. Porém, devemos ficar atentos ao fato de a entrada ou saída de elétrons ocorrer sempre na camada de valência, ou no nível mais externo.

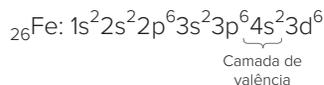
- Para realizar a distribuição de um **cátion**, devemos:
 - realizar a distribuição em ordem energética do átomo neutro;
 - identificar a camada de valência;
 - retirar o(s) elétron(s) necessário(s) da camada de valência.

Observe o exemplo do cátion bivalente do ferro (${}_{26}\text{Fe}^{2+}$)

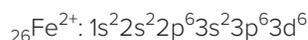
- Distribuição eletrônica do átomo neutro:



- Identificação da camada de valência:



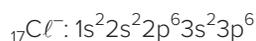
- Como o íon apresenta duas cargas positivas, devemos retirar dois elétrons da camada de valência. Dessa forma, a distribuição eletrônica do ${}_{26}\text{Fe}^{2+}$ é:



- Para realizar a distribuição de um **ânion**, devemos:
 - calcular a quantidade total de elétrons;
 - realizar a distribuição eletrônica em ordem energética com a quantidade total de elétrons.

Observe o exemplo do ânion monovalente do cloro (${}_{17}\text{Cl}^-$)

- O cloro neutro apresenta 17 elétrons. Como o ânion apresenta uma carga negativa, devemos acrescentar um elétron, totalizando 18 elétrons.
- Ao realizar a distribuição eletrônica com 18 elétrons, teremos:



Exercícios resolvidos

- 7** Dê as configurações eletrônicas em ordem energética e em ordem geométrica das espécies a seguir.

- ${}_{35}\text{Br}$
- ${}_{86}\text{Rn}$

Resolução:

- Em ordem energética: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$
Em ordem geométrica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$
- Em ordem energética:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$
Em ordem geométrica:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6$

- 8** Dê as configurações eletrônicas dos seguintes íons:

- ${}_{12}\text{Mg}^{2+}$
- ${}_{15}\text{P}^{3-}$
- ${}_{26}\text{Fe}^{3+}$

Resolução:

- $1s^2 2s^2 2p^6$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$

Exceção no diagrama de Linus Pauling

Existem alguns elementos que não seguem corretamente a ordem energética de níveis e subníveis de energia, como mostra a Tab. 12. Por exemplo, elementos como cobre (${}_{29}\text{Cu}$), prata (${}_{47}\text{Ag}$) e ouro (${}_{79}\text{Au}$), cuja configuração eletrônica esperada seria $ns^2(n-1)d^9$, na prática, possuem a configuração mais estável $ns^1(n-1)d^{10}$.

Configuração esperada	
${}_{29}\text{Cu}$:	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$
${}_{47}\text{Ag}$:	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^9$
${}_{79}\text{Au}$:	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^9$
Configuração observada	
${}_{29}\text{Cu}$:	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$
${}_{47}\text{Ag}$:	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 4d^{10} 5s^1$
${}_{79}\text{Au}$:	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 4f^{14} 5d^{10} 6s^1$

Tab. 12 Configurações eletrônicas esperadas e observadas do cobre, da prata e do ouro.

Distribuição eletrônica em orbitais

Conforme discutido anteriormente, cada elétron de um átomo pode ser descrito por um conjunto de quatro números, os **números quânticos**. São eles:

1º Número quântico principal (n)

Esse número indica o nível ou camada do elétron, é representado pela letra **n** e varia de 1 a 7, conforme a camada (Tab. 13).

Camada	K	L	M	N	O	P	Q
Número quântico principal (n)	1	2	3	4	5	6	7
Quantidade de elétrons	2	8	18	32	32	18	8

Tab. 13 Número quântico principal.

2º Número quântico secundário ou azimutal (l)

Indica o subnível de energia do elétron, é representado pela letra **l**, e varia de 0 a $n-1$.

Os elementos conhecidos até hoje ocupam, no máximo, quatro subníveis diferentes, representados na Tab. 14 com os respectivos números associados:

Subnível	s	p	d	f
Azimutal (l)	0	1	2	3
Quantidade de elétrons	2	6	10	14

Tab. 14 Número quântico secundário ou azimutal.

3º Número quântico magnético (m_ℓ)

O número quântico magnético (m_ℓ) indica a orientação do orbital no espaço. Cada orbital comporta no máximo dois elétrons com *spins* opostos.

Assim:

- O subnível *s* (que comporta 2 elétrons) é formado por 1 orbital;
- O subnível *p* (que comporta 6 elétrons) é formado por 3 orbitais;
- O subnível *d* (que comporta 10 elétrons) é formado por 5 orbitais;
- O subnível *f* (que comporta 14 elétrons) é formado por 7 orbitais.

Para cada valor de ℓ (número quântico do subnível), m_ℓ assume valores inteiros que variam de $-\ell, \dots, 0, \dots, +\ell$. Observe a Tab. 15:

Subnível <i>s</i> ($\ell = 0$)	□ 0
Subnível <i>p</i> ($\ell = 1$)	□ □ □ -1 0 +1
Subnível <i>d</i> ($\ell = 2$)	□ □ □ □ □ -2 -1 0 +1 +2
Subnível <i>f</i> ($\ell = 3$)	□ □ □ □ □ □ □ -3 -2 -1 0 +1 +2 +3

Tab. 15 Número quântico magnético.

Por simplicidade, a representação do orbital é feita por um quadrado: □.

4º Número quântico de *spin* (s ou m_s)

Indica o movimento de rotação do elétron, é representado pelas letras **s** ou **m_s** e, por convenção, possui os valores $-\frac{1}{2}$ ou $+\frac{1}{2}$. Não importa qual o sinal do *spin* do primeiro elétron de cada orbital, desde que o sinal do segundo elétron seja o contrário.

A representação dos elétrons em orbitais será feita por meias-setas que apontam para cima ou para baixo, como na Fig. 34.



Fig. 34 Representação dos elétrons no orbital.

Quando o orbital está completo, dizemos que os dois elétrons estão emparelhados, se o orbital está incompleto (com apenas um elétron) dizemos que o elétron está desemparelhado (Fig. 35).

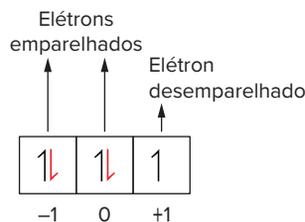


Fig. 35 Identificação de elétrons emparelhados e desemparelhados.

Para distribuir elétrons nos orbitais de um subnível, devemos obedecer à **regra de Hund**, que estabelece:

Para um átomo no estado fundamental, cada orbital de um subnível deve receber um elétron com mesmo *spin*, para que depois cada um desses orbitais receba o segundo elétron com *spin* oposto ao primeiro.

Dessa forma, percebemos que, se em um mesmo subnível houver mais de um orbital disponível, os elétrons vão ocupar primeiro o que estiver vazio, em vez de ocupar um orbital que já possua um elétron.

Exercício resolvido

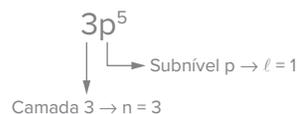
- 9 Determine o conjunto de números quânticos do último elétron do ${}_{17}\text{Cl}$ (considere que o primeiro elétron de cada orbital apresenta $spin = -\frac{1}{2}$).

Resolução:

De acordo com o diagrama de Linus Pauling, a distribuição eletrônica do cloro é:



O último elétron da distribuição do cloro, corresponde ao 5º elétron do subnível *p* da camada 3 ($3p^5$). Observe que, dos quatro números quânticos, dois são conhecidos:



$n = 3$ (número quântico principal);

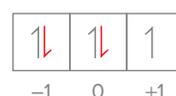
$\ell = 1$ (número quântico secundário);

Para determinar o magnético (m_ℓ), devemos desenhar os orbitais:

Subnível *p* é formado por 3 orbitais:



São 5 elétrons distribuídos em 3 orbitais. De acordo com a regra de Hund, você deve primeiro colocar um elétron em cada orbital (com mesmo *spin*) para depois colocar o segundo elétron de cada orbital (com *spin* oposto ao primeiro).



(O primeiro elétron de cada orbital está representado com a cor preta.)

Dessa forma, o 5º elétron adicionado ficou no orbital 0 ($m_\ell = 0$) e o *spin*, como foi o 2º elétron adicionado nesse orbital, apresenta valor $s = +\frac{1}{2}$.

Portanto, os quatro números quânticos do último elétron da distribuição do cloro são:

$$n = 3$$

$$\ell = 1$$

$$m_\ell = 0$$

$$s = +\frac{1}{2}$$

Átomos paramagnéticos e diamagnéticos

De acordo com os princípios da física, quando uma partícula com carga está em movimento, ela gera um campo magnético. Dessa forma, quando um átomo apresenta, em

sua distribuição, um ou mais elétrons desemparelhados, é chamado **paramagnético**.

Átomos paramagnéticos são fracamente atraídos por um ímã, pois o campo magnético que esse elétron desemparelhado gera não é anulado. Por outro lado, átomos que apresentam todos os elétrons emparelhados são chamados **diamagnéticos** e são fracamente repelidos por um ímã, pois os elétrons que ocupam o mesmo orbital apresentam *spins* opostos, o que provoca uma compensação das forças magnéticas. Observe essa classificação na Tab. 16.

$_{10}\text{Ne}$		Diamagnético
$_{9}\text{F}$		Paramagnético

Tab. 16 Distribuição eletrônica de um átomo diamagnético e de um átomo paramagnético.

Revisando

1 Como ficaram conhecidos os modelos atômicos de Dalton, Thomson e Rutherford?

2 Escreva, de modo sucinto, sobre as partículas que constituem o átomo, onde se localizam, e seus tipos de cargas elétricas.

3 O que são íons? Como se formam?

4 Defina elemento químico.

5 Escreva a quantidade de prótons, nêutrons e elétrons para cada um dos átomos a seguir.

a) $_{17}^{35}\text{Cl}^-$ Prótons: _____ Nêutrons: _____ Elétrons: _____

b) $_{1}^1\text{H}$ Prótons: _____ Nêutrons: _____ Elétrons: _____

c) $_{8}^{16}\text{O}$ Prótons: _____ Nêutrons: _____ Elétrons: _____

d) $_{6}^{12}\text{C}$ Prótons: _____ Nêutrons: _____ Elétrons: _____

e) $_{11}^{23}\text{Na}^+$ Prótons: _____ Nêutrons: _____ Elétrons: _____

f) $_{12}^{24}\text{Mg}^{2+}$ Prótons: _____ Nêutrons: _____ Elétrons: _____

g) $_{13}^{27}\text{Al}^{3+}$ Prótons: _____ Nêutrons: _____ Elétrons: _____

h) $_{16}^{32}\text{S}^{2-}$ Prótons: _____ Nêutrons: _____ Elétrons: _____

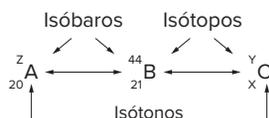
6 Complete a tabela a seguir:

Átomo/íon	Z	A	Prótons	Nêutrons	Elétrons
${}^{40}_{20}\text{Ca}^{2+}$					
${}^{127}_{53}\text{I}^{-}$					
${}^{39}_{19}\text{K}$					
${}^4_2\text{He}$					
${}^{209}_{83}\text{Bi}$					
${}^{56}_{26}\text{Fe}^{3+}$					
${}^{133}_{55}\text{Cs}^{1+}$					

7 Para os átomos genéricos a seguir, identifique quais são isótopos, isótonos e isóbaros entre si.



8 Considere os seguintes dados referentes aos átomos A, B e C.



Determine os valores de X, Y e Z.

9 Os átomos W e Y são isótopos, tais que ${}_{3x+2}\text{W}^{7x}$ e ${}_{2x+7}\text{Y}^{7x+2}$. Determine os números de massa e de prótons de W e Y.

10 Quantas e quais são as camadas existentes nos átomos? Cite também o número máximo de elétrons que cada camada comporta.

Exercícios propostos

- 1 UFJF/Pism 2019** Segundo os modelos atômicos atuais, os prótons e nêutrons estão localizados no núcleo do átomo, ao qual se deve a maior parte da massa do átomo. Desta forma, podem-se caracterizar os elementos através do número atômico (Z) e do número de massa (A). John Dalton propôs a teoria do modelo atômico em 1808, e muitos de seus postulados mostraram-se bastante realistas em relação ao conhecimento atual sobre a teoria atômica. Entretanto, a existência de isótopos ainda não era conhecida. Assinale a alternativa na qual a afirmação do modelo atômico de Dalton **NÃO** esteja de acordo com a existência dos isótopos:
- A Cada elemento é composto por átomos.
 - B Todos os átomos de um mesmo elemento são idênticos.
 - C Nas reações químicas, os átomos não são alterados.
 - D Os compostos são formados quando átomos de mais de um elemento se combinam.
 - E Se uma massa fixa de um elemento se combina com massas diferentes de um segundo elemento, estas massas relacionam-se entre si através de números pequenos e inteiros.

- 2 ITA** Em 1803, John Dalton propôs um modelo de teoria atômica. Considere que sobre a base conceitual desse modelo sejam feitas as seguintes afirmações:
- I. O átomo apresenta a configuração de uma esfera rígida.
 - II. Os átomos caracterizam os elementos químicos e somente os átomos de um mesmo elemento são idênticos em todos os aspectos.
 - III. As transformações químicas consistem de combinação, separação e/ou rearranjo de átomos.
 - IV. Compostos químicos são formados de átomos de dois ou mais elementos unidos em uma razão fixa.

Qual das opções a seguir se refere a todas afirmações CORRETAS?

- A I e IV.
 - B II e III.
 - C II e IV
 - D II, III e IV.
 - E I, II, III e IV.
- 3 Enem 2019** Em 1808, Dalton publicou o seu famoso livro intitulado Um novo sistema de filosofia química (do original A New System of Chemical Philosophy), no qual continha os cinco postulados que serviam como alicerce da primeira teoria atômica da matéria fundamentada no método científico. Esses postulados são numerados a seguir:
- 1. A matéria é constituída de átomos indivisíveis.
 - 2. Todos os átomos de um dado elemento químico são idênticos em massa e em todas as outras propriedades.

- 3. Diferentes elementos químicos têm diferentes tipos de átomos; em particular, seus átomos têm diferentes massas.
- 4. Os átomos são indestrutíveis e nas reações químicas mantêm suas identidades.
- 5. Átomos de elementos combinam com átomos de outros elementos em proporções de números inteiros pequenos para formar compostos.

Após o modelo de Dalton, outros modelos baseados em outros dados experimentais evidenciaram, entre outras coisas, a natureza elétrica da matéria, a composição e organização do átomo e a quantização da energia no modelo atômico.

OXTOBY, D. W.; GILLIS, H. P.; BUTLER, L. J. *Principles of Modern Chemistry*. Boston: Cengage Learning, 2012 (adaptado).

Com base no modelo atual que descreve o átomo, qual dos postulados de Dalton ainda é considerado correto?

- A 1
 - B 2
 - C 3
 - D 4
 - E 5
- 4 PUC-Minas** Assinale a afirmativa a seguir que **NÃO** é uma ideia que provém do modelo atômico de Dalton.
- A Átomos de um elemento podem ser transformados em átomos de outros elementos por reações químicas.
 - B Todos os átomos de um dado elemento têm propriedades idênticas, as quais diferem das propriedades dos átomos de outros elementos.
 - C Um elemento é composto de partículas indivisíveis e diminutas chamadas átomos.
 - D Compostos são formados quando átomos de diferentes elementos se combinam em razões bem determinadas.
- 5 Cefet-MG 2020** Considere os seguintes fenômenos de interesse científico:
- I. Eletrização de uma régua por atrito.
 - II. Fusão de uma barra de gelo exposta ao Sol.
 - III. Conservação da massa em uma reação química.
 - IV. Condução de eletricidade em um circuito simples.
 - V. Emissão de luz colorida no estouro de fogos de artifício.

O modelo atômico de Dalton, proposto no início do século XIX, pode ser utilizado para explicar os fenômenos descritos em:

- A I e IV.
- B II e III.
- C II e V.
- D III e IV.

6 Unesp 2012 A Lei da Conservação da Massa, enunciada por Lavoisier em 1774, é uma das leis mais importantes das transformações químicas. Ela estabelece que, durante uma transformação química, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos. Esta teoria pôde ser explicada, alguns anos mais tarde, pelo modelo atômico de Dalton. Entre as ideias de Dalton, a que oferece a explicação mais apropriada para a Lei da Conservação da Massa de Lavoisier é a de que:

- A Os átomos não são criados, destruídos ou convertidos em outros átomos durante uma transformação química.
- B Os átomos são constituídos por 3 partículas fundamentais: prótons, nêutrons e elétrons.
- C Todos os átomos de um mesmo elemento são idênticos em todos os aspectos de caracterização.
- D Um elétron em um átomo pode ter somente certas quantidades específicas de energia.
- E Toda a matéria é composta por átomos.

7 UFMG Na experiência de espalhamento de partículas alfa, conhecida como “experiência de Rutherford”, um feixe de partículas alfa foi dirigido contra uma lâmina finíssima de ouro, e os experimentadores (Geiger e Marsden) observaram que um grande número dessas partículas atravessava a lâmina sem sofrer desvios, mas que um pequeno número sofria desvios muito acentuados.

Esse resultado levou Rutherford a modificar o modelo atômico de Thomson, propondo a existência de um núcleo de carga positiva, de tamanho reduzido e com, praticamente, toda a massa do átomo.

Assinale a alternativa que apresenta o resultado que era previsto para o experimento de acordo com o modelo de Thomson.

- A A maioria das partículas atravessaria a lâmina de ouro sem sofrer desvios e um pequeno número sofreria desvios muito pequenos.
- B A maioria das partículas sofreria grandes desvios ao atravessar a lâmina.
- C A totalidade das partículas atravessaria a lâmina de ouro sem sofrer nenhum desvio.
- D A totalidade das partículas ricochetearia ao se chocar contra a lâmina de ouro, sem conseguir atravessá-la.

8 UPE/SSA1 2017 Muitas informações veiculadas na internet contêm erros científicos. Um exemplo disso pode ser verificado em determinado blog sobre o ensino de química cujo conteúdo é transcrito a seguir:

Modelos Atômicos

Os modelos atômicos são diferentes ideias, que surgiram durante o desenvolvimento da história da ciência, na tentativa de explicar a composição íntima da matéria. O primeiro modelo atômico da era moderna foi proposto por John Dalton, que considerava os átomos como esferas maciças e indivisíveis. A descoberta dos elétrons, partículas

subatômicas de carga elétrica positiva, fez os cientistas provarem que o átomo era divisível, abrindo espaço para uma nova ideia, um modelo que ficou conhecido como pudim de passas, atribuído ao físico Ernest Rutherford. Esse modelo durou alguns anos, até que o cientista Niels Bôhr propôs um modelo no qual os elétrons giravam ao redor de um núcleo com energia variável, ao percorrer uma órbita fixa. A partir desses elétrons, os átomos poderiam se unir para formar compostos em um fenômeno conhecido como ligação química, que ocorria em busca de aumentar a energia do sistema e com isso adquirir estabilidade.

Quantos erros científicos são encontrados no texto?

- A Um
- B Dois
- C Três
- D Quatro
- E Cinco

9 UPF 2019 Uma forma de determinar a extensão de uma fratura em um osso do corpo é por meio do uso do equipamento de Raios X. Para que essa tecnologia e outros avanços tecnológicos pudessem ser utilizados, um grande passo teve de ser dado pelos cientistas: a concepção científica do modelo atômico.

Sobre o modelo atômico proposto, associe as afirmações da coluna 1, com seus respectivos responsáveis, na coluna 2.

Coluna 1	Coluna 2
1. Toda a matéria é formada por átomos, partículas esféricas, maciças, indivisíveis e indestrutíveis.	<input type="checkbox"/> Rutherford-Bohr
2. Elaborou um modelo de átomo constituído por uma esfera maciça, de carga elétrica positiva, que continha “corpúsculos” de carga negativa (elétrons) nela dispersos.	<input type="checkbox"/> Rutherford
3. O átomo seria constituído por duas regiões: uma central, chamada núcleo, e uma periférica, chamada eletrosfera.	<input type="checkbox"/> Dalton
4. Os elétrons ocupam determinados níveis de energia ou camadas eletrônicas.	<input type="checkbox"/> Thomson

A sequência correta de preenchimento dos parênteses da coluna 2, de cima para baixo, é:

- A 2 – 3 – 1 – 4.
- B 3 – 2 – 1 – 4.
- C 4 – 3 – 1 – 2.
- D 3 – 4 – 1 – 2.
- E 4 – 2 – 1 – 3.

10 UFRGS A experiência de Rutherford, que foi, na verdade, realizada por dois de seus orientados, Hans Geiger e Ernest Marsden, serviu para refutar especialmente o modelo atômico

- A de Bohr. D quântico.
- B de Thomson. E de Dalton.
- C planetário.

11 PUC-Minas O modelo atômico de Rutherford NÃO inclui especificamente:

- A nêutrons.
- B núcleo.
- C próton.
- D elétron.

12 UFRGS 2018 Considere as seguintes afirmações a respeito do experimento de Rutherford e do modelo atômico de Rutherford-Bohr.

- I. A maior parte do volume do átomo é constituída pelo núcleo denso positivo.
- II. Os elétrons movimentam-se em órbitas estacionárias ao redor do núcleo.
- III. O elétron, ao pular de uma órbita mais externa para uma mais interna, emite uma quantidade de energia bem definida.

Quais estão corretas?

- A Apenas I.
- B Apenas II.
- C Apenas III.
- D Apenas II e III.
- E I, II e III.

13 EsPCEEx 2011 Considere as seguintes afirmações, referentes à evolução dos modelos atômicos:

- I. No modelo de Dalton, o átomo é dividido em prótons e elétrons.
- II. No modelo de Rutherford, os átomos são constituídos por um núcleo muito pequeno e denso e carregado positivamente. Ao redor do núcleo, estão distribuídos os elétrons, como planetas em torno do Sol.
- III. O físico inglês Thomson afirma, em seu modelo atômico, que um elétron, ao passar de uma órbita para outra, absorve ou emite um *quantum* (fóton) de energia.

Das afirmações feitas, está(ão) correta(s)

- A apenas III.
- B apenas I e II.
- C apenas II e III.
- D apenas II.
- E todas.

14 Ufop Na proposição de um novo modelo atômico, o cientista dinamarquês Niels Bohr baseou-se na teoria quântica de Planck e na interação entre a radiação eletromagnética e a matéria. De acordo com o modelo de Bohr, é correto afirmar que, ao passar por um prisma, o feixe de luz emitido por átomos de hidrogênio decompõe-se e forma

- A um espectro descontínuo.
- B um arco-íris.
- C um espectro vermelho.
- D um espectro contínuo.

15 Mackenzie-SP 2012 Comemora-se, neste ano de 2011, o centenário do modelo atômico proposto pelo físico

neozelandês Ernest Rutherford (1871-1937), prêmio Nobel de Química em 1908. Em 1911, Rutherford bombardeou uma finíssima lâmina de ouro com partículas alfa, oriundas de uma amostra contendo o elemento químico polônio.

De acordo com o seu experimento, Rutherford concluiu que

- A o átomo é uma partícula maciça e indestrutível.
- B existe, no centro do átomo, um núcleo pequeno, denso e negativamente carregado.
- C os elétrons estão mergulhados em uma massa homogênea de carga positiva.
- D a maioria das partículas alfa sofria um desvio ao atravessar a lâmina de ouro.
- E existem, no átomo, mais espaços vazios do que preenchidos.

16 UFG 2011 Os modelos atômicos são elaborados no intuito de explicar a constituição da matéria e têm evoluído ao longo do desenvolvimento da ciência, desde o modelo filosófico dos gregos, passando pelos modelos de Dalton, Thomson, Rutherford e Bohr, até o modelo atual. O modelo mais recente caracteriza-se pela

- A quantização dos níveis de energia dos elétrons.
- B indivisibilidade do átomo em partículas menores.
- C forma esférica de tamanho microscópico.
- D distribuição dos elétrons em órbitas circulares em torno do núcleo.
- E distribuição dos elétrons de maneira uniforme na superfície do átomo.

17 IFCE 2014 Em 1913, o cientista dinamarquês Bohr elaborou uma nova teoria sobre a distribuição e o movimento dos elétrons. Essa teoria parte do modelo atômico de Rutherford e fundamenta-se na teoria quântica da radiação de Max Planck. Em relação à teoria de Bohr, é **correto** dizer que ela se fundamenta nos seguintes postulados:

- I. Os elétrons estão localizados na eletrosfera do átomo.
- II. Os elétrons descrevem, ao redor do núcleo, órbitas circulares com energia fixa e determinada.
- III. Os elétrons movimentam-se nas órbitas estacionárias e, nesse movimento, não emitem energia espontaneamente.
- IV. Os elétrons emitem raios alfa e beta.
- V. Quando um elétron recebe energia suficiente do exterior, ele salta para outra órbita mais distante do núcleo; o elétron tende a voltar a sua órbita original, devolvendo a energia recebida em forma de luz.

Estão **corretos**:

- A apenas I, II e V.
- B apenas I, III e IV.
- C apenas II, III e V.
- D I, II, III, IV e V.
- E apenas I, II, III, IV.

18 Udesc 2016 Na Inglaterra, por volta de 1900, uma série de experimentos realizados por cientistas, como Sir Joseph John Thompson (1856-1940) e Ernest Rutherford (1871-1937), estabeleceu um modelo do átomo que serviu de base à teoria atômica. Atualmente, sabe-se que três partículas subatômicas são os constituintes de todos os átomos: prótons, nêutrons e elétrons. Desta forma, o átomo constituído por 17 prótons, 18 nêutrons e 17 elétrons possui número atômico e número de massa, sequencialmente, igual a:

- A 17 e 18 C 17 e 17 E 35 e 17
 B 34 e 52 D 17 e 35

19 PUC-Campinas 2016 Durante a fusão nuclear que ocorre no Sol, formam-se átomos de hélio ${}^4_2\text{He}$. Esse átomo possui

- A 2 prótons e 2 nêutrons.
 B 2 prótons e 4 nêutrons.
 C 2 prótons e nenhum nêutron.
 D 4 prótons e 2 nêutrons.
 E 4 prótons e nenhum nêutron.

20 Cefet-MG 2016 Sobre as propriedades do íon sulfeto (${}^{32}_{16}\text{S}^{2-}$), marque (V) para verdadeiro ou (F) para falso.

- Contém 14 elétrons.
 Contém 16 nêutrons.
 Apresenta massa atômica igual a 30.
 Apresenta número atômico igual a 18.

A sequência correta é:

- A F, V, F, F. C F, F, V, V.
 B F, F, V, F. D V, V, F, F.

21 UEPG 2014 Com relação à estrutura dos átomos e suas partículas elementares, assinale o que for correto.

- 01 Quando um átomo no estado fundamental recebe elétrons, a sua carga e o seu número de massa variam.
 02 Quando um átomo no estado fundamental perde elétrons, sua carga elétrica muda, mas a sua carga nuclear permanece a mesma.
 04 Se um íon negativo tem carga -2 e 18 elétrons, o número atômico do respectivo átomo no estado fundamental é 16.
 08 O sódio ${}^{23}_{11}\text{Na}$ apresenta 11 prótons e 23 nêutrons.
 16 As três formas isotópicas do H possuem, em comum, o mesmo número de nêutrons.

Soma:

22 IFCE 2014 São dadas as seguintes informações relativas aos átomos.

- I. X é isóbaro de Y e isótono de Z.
 II. Y tem número atômico 56, número de massa 137 e é isótopo de Z.
 III. O número de massa de Z é 138.

O número atômico de X é

- A 55. B 56. C 57. D 58. E 59.

23 IFCE 2019 O elemento químico urânio (U) é um dos principais elementos radioativos conhecidos, apresentando-se na natureza em diversas formas isotópicas, sendo as principais: ${}_{92}\text{U}^{234}$, ${}_{92}\text{U}^{235}$, ${}_{92}\text{U}^{236}$. Sobre os isótopos é correto afirmar-se que são átomos que possuem:

- A o mesmo número de nêutrons.
 B o mesmo número atômico e diferentes números de massa, sendo, portanto, átomos de elementos diferentes.
 C números atômicos diferentes e mesmo números de massa, sendo, portanto, átomos de um mesmo elemento.
 D o mesmo número atômico e diferentes números de elétrons, sendo, portanto, átomos do mesmo elemento.
 E o mesmo número atômico e diferentes números de massa, sendo, portanto, átomos de um mesmo elemento.

24 Udesc 2019 O elemento químico X possui 15 nêutrons, é isótopo do elemento químico Y, que possui 13 prótons, e isóbaro do elemento químico Z, que tem 12 nêutrons.

Com base nessas informações pode-se afirmar que os elementos químicos X, Y e Z apresentam, respectivamente, números atômicos iguais a:

- A 15, 13, 12 C 13, 15, 16 E 13, 13, 16
 B 15, 15, 12 D 15, 13, 16

25 Cefet-MG 2017 As medalhas de ouro das Olimpíadas do Rio de Janeiro foram feitas a partir da mistura de ouro e prata, sendo esta majoritária. Considerando as partículas constituintes desses metais, foram feitas as afirmações seguintes.

- I. A prata possui 47 elétrons.
 II. A massa atômica da prata é igual a 155 u.
 III. O número de prótons e elétrons do ouro é idêntico.
 IV. A diferença entre o número de nêutrons do ouro e da prata é igual a 32.

79	47
Au	Ag
(Ouro)	(Prata)
197	108

O número de afirmação(ões) correta(s) é

- A 1. B 2. C 3. D 4.

26 Cotil 2019 Dentre todas as realizações da engenharia antiga, os aquedutos romanos estão entre as mais notáveis. Os canais eram cobertos com três materiais:

alvenaria, canos de chumbo e tubos de terracota. Esses canais levavam água até as vilas onde os ricos e poderosos romanos bebiam água de canecas e jarras de chumbo, o que, argumentam alguns historiadores, teria enfraquecido a elite romana e, desse modo, contribuído para a derrota do império que eles dirigiam, pois pode ter ocorrido envenenamento causado por níveis crescentes de chumbo no corpo, que é tóxico para muitos órgãos e tecidos, incluindo coração, ossos e rins.

Os sintomas dessa contaminação incluem dor abdominal, confusão, dores de cabeça, irritabilidade, que podem resultar em ataques apopléticos, coma e morte. Sabendo que n = nêutrons, p = prótons, e = elétrons, assinale a questão que corretamente aponta para as características químicas do chumbo (${}_{82}\text{Pb}^{207}$):

- A $A = 207$, $Z = 82$, $n = 290$, $p = 207$, $e = 82$
 B $B = 207$, $Z = 82$, $n = 125$, $p = 82$, $e = 82$
 C $A = 82$, $Z = 207$, $n = 290$, $p = 82$, $e = 207$
 D $A = 82$, $Z = 207$, $n = 125$, $p = 82$, $e = 83$

- 27 Uefs 2018** O isótopo mais abundante do elemento boro na natureza é o de número de massa 11. O número de nêutrons presente no núcleo desse isótopo é:
 Dados: B ($Z = 5$)
 A 5. B 6. C 7. D 9. E 11.

- 28 IF Sul 2017** Um ânion de carga 1- possui 18 elétrons e 20 nêutrons. O átomo neutro que o originou apresenta número atômico e de massa, respectivamente,
 A 17 e 37 B 17 e 38 C 19 e 37 D 19 e 38

- 29 UFRGS 2019** Assinale com V (verdadeiro) ou F (falso) as afirmações abaixo, referentes a algumas propriedades dos átomos.
- Isótonos têm propriedades físicas iguais.
 - Isóbaros têm propriedades químicas iguais.
 - Isótopos têm propriedades químicas iguais.
 - Isóbaros de elementos diferentes têm necessariamente um número diferente de nêutrons.

A sequência correta de preenchimento dos parênteses, de cima para baixo, é

- A V – V – V – V. D F – F – V – V.
 B V – V – V – F. E F – F – V – F.
 C V – V – F – V.

- 30 Etec 2018** Um fogo de artifício é composto basicamente por pólvora (mistura de enxofre, carvão e salitre) e por um sal de um elemento determinado, por exemplo, sais de cobre, como CuCl_2 , que irá determinar a cor verde azulada da luz produzida na explosão.



<https://tinyurl.com/ybcum19u> Acesso em: 15.11.2017. Adaptado.

Observe as representações dos elementos enxofre e cobre presentes em um fogo de artifício: ${}_{16}\text{S}^{32}$ e ${}_{29}\text{Cu}^{64}$.

A partir da análise dessas representações, assinale a alternativa que apresenta, respectivamente, o número de massa do enxofre e o número de nêutrons do cobre.

- A 32 e 29 C 16 e 29 E 16 e 64
 B 32 e 35 D 16 e 35

- 31 UTFPR 2012** Em 1841, um cientista chamado Mosander anunciou a descoberta de um novo elemento químico, que ele chamou de *didímio*. Esse nome, que vem do grego e significa “gêmeo”, foi dado porque, de acordo com seu descobridor, esse elemento sempre aparecia nas mesmas rochas que o lantânio, e era como se fosse seu “irmão gêmeo”. Contudo, em 1885, outro cientista, chamado Von Welsbach, mostrou que o didímio não era um elemento e sim uma mistura de dois elementos químicos. Ele chamou um desses novos elementos de *neodímio* (“o novo gêmeo”) e o outro de *praseodímio* (“o gêmeo verde”). A tabela a seguir menciona átomos desses elementos presentes na natureza.

Átomo	Representação
Praseodímio-141	${}_{59}^{141}\text{Pr}$
Neodímio-142	${}_{60}^{142}\text{Nd}$
Neodímio-144	${}_{60}^{144}\text{Nd}$
Neodímio-146	${}_{60}^{146}\text{Nd}$

Com relação a esses átomos, é correto afirmar que:

- A os átomos ${}_{60}^{142}\text{Nd}$, ${}_{60}^{144}\text{Nd}$ e ${}_{60}^{146}\text{Nd}$ são isóbaros entre si.
 B o praseodímio-141 e o neodímio-142 são isótopos entre si.
 C o número atômico do elemento químico neodímio é 144.
 D o neodímio-142 apresenta 60 nêutrons em seu núcleo.
 E o praseodímio-141 apresenta 59 prótons e 82 nêutrons em seu núcleo.
- 32 UEPG 2013** Na natureza, podem-se encontrar três variedades isotópicas do elemento químico urânio, representadas abaixo. Com relação a esses isótopos, no estado fundamental, assinale o que for correto.



- 01 O urânio-234 possui 92 prótons e 92 elétrons.
 02 O urânio-235 possui 92 prótons e 143 nêutrons.
 04 Os três átomos possuem o mesmo número de massa.
 08 O urânio-238 possui 92 elétrons e 146 nêutrons.

Soma:

- 33 UEPG 2019** Com relação aos diferentes modelos atômicos propostos, às propriedades dos átomos e às suas partículas elementares (prótons, elétrons e nêutrons), assinale o que for correto.

- 01 Um átomo no estado fundamental com 20 elétrons na sua eletrosfera, ao perder dois elétrons, formará um cátion bivalente com uma configuração eletrônica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
- 02 A soma do número de prótons com o número de nêutrons resulta no número de massa (A).
- 04 Joseph J. Thomson descrevia o átomo como uma estrutura na qual a carga positiva permanecia no centro, constituindo o núcleo, enquanto as cargas negativas giravam em torno deste núcleo.
- 08 De acordo com o modelo de Dalton, o átomo é como um “pudim de passas”, onde os elétrons negativos estão incrustados no núcleo positivo.

Soma:

- 34 IFCE 2016** Um íon pode ser conceituado como um átomo ou grupo de átomos, com algum excesso de cargas positivas ou negativas. Nesse contexto, a distribuição eletrônica do íon Mg^{+2} pode ser representada corretamente por

Dado: $(^{24}_{12}Mg)$

- A $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$ D $1s^2 2s^2 2p^6$
 B $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ E $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
 C $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

- 35 IFSul 2015** O alumínio é o metal mais abundante na crosta terrestre, sendo o principal componente a alumina (Al_2O_3) utilizada para a obtenção de alumínio metálico. No composto acima, o alumínio está na forma de cátion trivalente.

A distribuição eletrônica desse íon é

- A $1s^2 2s^2 2p^6$ C $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
 B $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ D $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

- 36 Cesgranrio 2011** O ferro é bastante utilizado pelo homem em todo o mundo. Foram identificados artefatos de ferro produzidos em torno de 4000 a 3500 a.C. Nos dias atuais, o ferro pode ser obtido por intermédio da redução de óxidos ou hidróxidos, por um fluxo gasoso de hidrogênio molecular (H_2) ou monóxido de carbono. O Brasil é atualmente o segundo maior produtor mundial de minério de ferro. Na natureza, o ferro ocorre, principalmente, em compostos, tais como: hematita (Fe_2O_3), magnetita (Fe_3O_4), siderita ($FeCO_3$), limonita ($Fe_2O_3 \cdot H_2O$) e pirita (FeS_2), sendo a hematita o seu principal mineral.

Assim, segundo o diagrama de Linus Pauling, a distribuição eletrônica para o íon ferro (+3), nesse mineral, é representada da seguinte maneira:

- A $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$ D $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$
 B $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ E $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2$
 C $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$

- 37 IFSul 2019** Com base no texto e na imagem do rótulo de alimento mostrado a seguir responda à questão.

Texto: O alto consumo de sódio é um perigo para a saúde. Ele pode causar ou agravar várias doenças como hipertensão e doenças cardiovasculares. Por isso devemos evitar o seu consumo em excesso.



Sobre o elemento químico sódio, é correto afirmar que: Dado: $^{23}_{11}Na$

- A é um metal alcalino terroso da terceira camada da tabela periódica.
 B apresenta 23 prótons.
 C é um ametal que possui elétrons na camada M.
 D apresenta 10 elétrons em seu cátion monovalente.

- 38 UEMG 2018** O selênio, um não metal do grupo dos calcogênios, possui extrema importância biológica, pois é um micronutriente indispensável para todas as formas de vida. É formado por átomos que possuem a representação $^{79}_{34}Se$. É correto afirmar que o selênio apresenta
- A 45 partículas nucleares.
 B 113 partículas nucleares.
 C 6 elétrons na camada de valência.
 D 2 elétrons na camada de valência.

- 39 IFCE 2016** O elemento químico “X” apresenta 18 elétrons no terceiro nível energético. Diante dessa afirmativa, o número atômico desse elemento químico é
- A 26. B 30. C 36. D 40. E 56.

- 40 IFCE 2016** Sabe-se que os elétrons de um átomo podem ser distribuídos em até 7 níveis, nomeados pelas letras K, L, M, N, O, P, Q. Cada nível pode conter até 4 subníveis, denominados s, p, d, f. O número máximo de elétrons que o subnível f pode possuir é
- A 14. B 12. C 10. D 8. E 6.

- 41 IFSul 2016** Os átomos são formados por prótons, nêutrons e elétrons. Os prótons e os nêutrons estão localizados no núcleo enquanto os elétrons circundam o átomo na eletrosfera. A tabela abaixo apresenta a quantidade de partículas que formam os elementos F, Mg e Fe.

Elemento	Prótons	Nêutrons	Elétrons	Massa
F	9		9	19
Mg		12	12	24
Fe	26	30		56

Em relação ao número de nêutrons, prótons e elétrons, os valores que completam corretamente a tabela são, respectivamente,

- A 10, 12 e 26. C 19, 24 e 26.
B 9, 12 e 30. D 9, 24 e 30.

- 42 UFJF 2015** O metal que dá origem ao íon metálico mais abundante no corpo humano tem, no estado fundamental, a seguinte configuração eletrônica:

nível 1: completo; nível 2: completo; nível 3: 8 elétrons;
nível 4: 2 elétrons

Esse metal é denominado:

- A ferro (Z = 26) D magnésio (Z = 12)
B silício (Z = 14) E zinco (Z = 30)
C cálcio (Z = 20)

- 43 Cefet-MG 2015** O chumbo (${}_{82}\text{Pb}$) é um componente de soldas, usado no revestimento de cabos. Interessado em suas características, um estudante de química montou a tabela seguinte.

Características do chumbo	
Número de níveis	5
Subnível de valência	p
Número de elétrons no subnível de valência	2
Número de elétrons no estado fundamental	207

O número de informações corretas dessa tabela é(são)

- A 1. B 2. C 3. D 4.

- 44 FGV-SP 2014**

Uma nova e promissora classe de materiais supercondutores tem como base o composto diboreto de zircônio e vanádio. Esse composto é sintetizado a partir de um sal de zircônio (IV).

Revista *Pesquisa FAPESP*, jun. 2013. (Adapt.)

O número de prótons e de elétrons no íon Zr^{4+} e o número de elétrons na camada de valência do elemento boro no estado fundamental são, respectivamente:

Dados: Zr (Z = 40); B (Z = 5).

- A 36; 40; 5. C 40; 44; 3. E 40; 36; 3.
B 36; 40; 3. D 40; 36; 5.

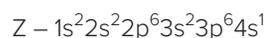
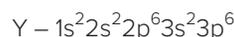
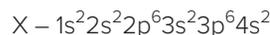
- 45 IFSP 2014** Silício é um elemento químico utilizado para a fabricação dos *chips*, indispensáveis ao funcionamento de praticamente todos os aparelhos eletrônicos. Esse elemento possui número atômico igual a 14. Sendo assim, o número de elétrons da camada de valência do átomo de silício no estado fundamental é

- A 1. B 2. C 3. D 4. E 5.

- 46 IFSP 2013** O número de elétrons da camada de valência do átomo de cálcio (Z = 20), no estado fundamental, é

- A 1. B 2. C 6. D 8. E 10.

- 47 Uern 2013** Sabe-se que os átomos X e Y são isóbaros, apresentando número de massa igual a 40, e o átomo X é isótono de Z. Considerando as configurações eletrônicas de cada átomo eletricamente neutro, o número de nêutrons de Y e o número de massa de Z são, respectivamente,



- A 19 e 39. C 22 e 39.
B 20 e 40. D 22 e 40.

- 48 UFSM 2013** Como é difícil para o escoteiro carregar panelas, a comida mateira é usualmente preparada enrolando o alimento em folhas de papel-alumínio e adotando uma versão moderna de cozinhar com o uso de folhas ou argila.

A camada de valência do elemento alumínio no seu estado fundamental é a _____, e o seu subnível mais energético é o _____.

Assinale a alternativa que completa corretamente as lacunas.

- A terceira – 3s D primeira – 3s
B segunda – 2p E terceira – 3p
C segunda – 3p

- 49 UCS 2012** Os dias dos carros com luzes azuis estão contados, pois, desde 1º de janeiro de 2009, as lâmpadas de xenônio (${}_{54}\text{Xe}$) não podem mais ser instaladas em faróis convencionais. Mesmo que as lâmpadas azuis possibilitem três vezes mais luminosidade do que as convencionais, elas não se adaptam adequadamente aos refletores feitos para o uso com lâmpadas convencionais, podendo causar ofuscamento à visão dos motoristas que trafegam em sentido contrário e possibilitando, assim, a ocorrência de acidentes.

Quantos elétrons o gás xenônio apresenta na camada de valência?

- A 2 C 8 E 18
B 6 D 10

- 50 UFSM** Um pacote apresentava alguns pregos enferrujados. Frente a esse fato, Gabi e Tomás elaboraram três afirmativas.

Assinale verdadeira (V) ou falsa (F) em cada uma delas.

O número máximo de elétrons que um átomo do quarto nível pode apresentar é 18.

A configuração eletrônica do cátion Fe^{3+} é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$.

O quarto nível é o mais energético para o átomo de Fe^0 .

A sequência correta é

- A F – F – V. D V – V – F.
B V – F – V. E V – V – V.
C F – V – F.

Wilhelm Roentgen e a descoberta dos raios X

Wilson Denis Martins¹



Fig. 36 Retrato do físico alemão Wilhelm Röntgen, por volta de 1900.

Wilhelm Conrad Roentgen nasceu em 27 de março de 1845, em Lennen, na Província do Baixo Reno, na Alemanha. Era o único filho de um fabricante e comerciante de roupas. Ingressou na Universidade de Utrecht em 1865, para estudar Física. Em 1869, obteve o Doutorado na Universidade de Zurich e foi indicado assistente do Prof. Kundt, acompanhando-o para Würzburg no mesmo ano. Em 1874, qualificou-se como conferencista na Universidade de Strasbourg; em 1875, foi indicado Professor na Academia de Agricultura em Hohenheim, Wurtemberg.

Em 1888, aceitou convite da Universidade de Würzburg, onde sucedeu o Prof. Kohlrausch. Em 1900, já famoso pela sua descoberta, aceitou convite da Universidade de Munich, por nomeação especial do governo da Bavária, como sucessor do Prof. Lommel. Ali permaneceu pelo resto de sua vida, embora lhe tenham sido oferecidas diversas e importantes posições no mundo científico da Alemanha.

O primeiro trabalho de Roentgen foi publicado em 1870, tratando de aquecimento específico de gases, seguido alguns anos após por um artigo sobre a condutividade térmica dos cristais. Entre outros assuntos, estudou as características elétricas do quartzo, a influência da pressão sobre os índices refratários de vários fluidos, a modificação dos planos da luz polarizada por influência

eletromagnética, as variações das funções da temperatura e a compressibilidade da água e outros fluidos e os fenômenos relacionados com a dispersão de gotas de óleo na água.

O nome de Roentgen, entretanto, está associado principalmente com sua descoberta dos raios que chamou de “raios X”, por desconhecer inicialmente sua natureza. Em 1895, Roentgen estudava os fenômenos que acompanhavam a passagem de uma corrente elétrica através de um gás de pressão extremamente baixa. Trabalhos anteriores neste campo já haviam sido desenvolvidos por Plucker, Hittorf, Varley, Goldstein, Crookes, Hertz e Lenardt.

Em 8 de novembro de 1895, Roentgen trabalhava em seu laboratório em Würzburg, na Bavária. O ambiente estava escurecido, uma vez que seus experimentos relacionavam-se com fenômenos luminosos e outras emissões geradas por descargas de correntes elétricas em tubos de vidro com vácuo. Estes tubos eram conhecidos como “tubos de Crookes”, em homenagem ao cientista William Crookes.

Roentgen estava interessado nos raios catódicos e na determinação de seu alcance, após emitidos pelos tubos de Crookes submetidos a descargas elétricas.

Para surpresa do cientista, observou que quando seu tubo recoberto por um cartão opaco foi submetido à descarga elétrica, um objeto em outro canto do laboratório brilhou. Era um écran recoberto por uma emulsão de bário, localizado muito distante do tubo de Crookes (aproximadamente dois metros) para reagir à emissão de raios catódicos, tal como Roentgen imaginava.



Fig. 37 Radiografia de uma mão com um anel, 1895.

Imediatamente iniciou uma série de experimentos, colocando diversos materiais entre o tubo e o écran para testar os novos raios. Sabe-se que ele observou claramente os ossos de sua própria mão, enquanto segurava materiais próximos ao écran. É difícil para observadores atuais, acostumados com a imagiologia sofisticada atual, compreender a mistura de incredulidade e maravilha dos sentimentos experimentados pelo Cientista naquele dia histórico para a Humanidade.

Roentgen mergulhou durante sete semanas, mal saindo de seu laboratório, em experimentos para determinar a natureza dos desconhecidos raios. Trabalhou sozinho, dizendo simplesmente a um amigo: “Descobri algo interessante, porém não estou certo se minhas observações estão corretas”.

Quando imobilizou por alguns momentos a mão de sua mulher na trajetória dos raios, sobre uma placa fotográfica, observou, após o processamento fotográfico da placa, a imagem da mão, revelando a sombra dos ossos e do anel que ela usava. Este foi o primeiro roentgenograma obtido na história, a primeira imagem impressa de uma estrutura interna do corpo humano (fig. 37).

Em outros experimentos, Roentgen demonstrou que os novos raios são produzidos pelo impacto dos raios catódicos com um objeto sólido. Por sua natureza ser então desconhecida, chamou-os de raios X (desconhecidos). Mais tarde, Von Laue demonstrou serem da mesma natureza eletromagnética da luz, porém somente de maior frequência de vibração.

¹ Doutor em Odontologia, Cirurgião bucomaxilofacial, Professor da PUC-PR. *Rev. de Clín. Pesq. Odontol.* v. 1, n. 3, jan./mar. 2005.

Em 28 de dezembro de 1895, Roentgen submeteu uma comunicação "provisória" (*Uebereine nue Art von Strahlen*) (A respeito de um novo tipo de raios) aos *Proceedings of the Würzburg PhysicoMedical Society*. Em 23 de janeiro de 1896, apresentou pela primeira vez, publicamente, ante a mesma Sociedade, a sua descoberta. Após a conferência, Roentgen fez uma fotografia da mão do famoso anatomista Kolliker, o qual propôs que a nova descoberta levasse o nome de Raios Roentgen.

No primeiro dia do ano de 1896, Roentgen também mandara relatórios impressos de seu trabalho para alguns amigos cientistas em toda a Europa. Assim, o mês de janeiro de 1896 testemunhou o mundo todo aderindo à "mania dos raios X", e o cientista foi aclamado como o descobridor de um milagre médico. Roentgen, porém, recusou-se a patentear sua fenomenal descoberta.

O cientista foi o primeiro laureado com o Prêmio Nobel em Física, em 1901.

A primeira radiografia dentária da História foi obtida pelo Dr. Otto Walkoff, um dentista de Braunschweig, Alemanha, duas semanas após a apresentação de Roentgen. O professor de Química e Física F. Gusel usou um filme fotográfico com 25 minutos de exposição aos desconhecidos raios para obter imagens dos molares do próprio Walkoff (fig. 38). A imagem obtida marcou o nascimento da Imagiologia Odontológica e Médica.

Também na Alemanha, Walter König, um físico, obteve imagens dentárias mais satisfatórias, usando menor tempo de exposição (nove minutos), em 1 de fevereiro de 1896. Este refinamento rápido da técnica refletiu-se amplamente em experimentos com os novos raios através da Europa e Estados Unidos.

As notícias espalharam-se rapidamente por todo o mundo. Já em 8 de fevereiro de 1896, os raios X foram utilizados pela primeira vez na Medicina, nos Estados Unidos. Em Dartmouth, Massachusetts, Edwin Brant Frost produziu uma fotografia de uma fratura de Colles. Atribui-se ao Dr. Edmund Kells, dentista americano, a primeira radiografia dentária nos Estados Unidos da América, durante ou antes do mês de abril de 1896. Após tomar conhecimento da descoberta, Kells imediatamente iniciou experimentos com a nova técnica no campo da Odontologia. Construiu um elaborado laboratório em sua casa, onde trabalhava incansavelmente. Em julho de 1896, Kells tornou-se o primeiro clínico no mundo a utilizar um aparelho de raios X no consultório.

Pioneiro da radiologia odontológica, após administrar incontáveis radiografias sem nenhuma proteção, os efeitos deletérios da radiação começaram a aparecer. Kells perdeu inicialmente um dedo da mão esquerda, um segundo e um terceiro logo a seguir, até finalmente perder sua mão esquerda. Mais tarde, perdeu também o braço esquerdo, que teve de ser amputado. Apesar desta terrível perda, não desistiu e continuou a praticar a Odontologia. Desenhou vários instrumentos que lhe permitiam trabalhar somente com uma mão. Porém, com o passar dos anos, sua mão direita também foi afetada pela radiação. Sua batalha de 20 anos contra os efeitos adversos, após agonizantes dores e 42 cirurgias e enxertos de pele, chegou ao fim com o seu suicídio.

O primeiro aparelho de raios X foi instalado no Brasil, pelo Dr. José Carlos Ferreira Pires, em 1897. O primeiro professor de Radiologia Odontológica no Brasil foi o Dr. Ciro Silva, da Faculdade de Odontologia da Universidade de São Paulo.

MARTINS, D. W. "Wilhelm Conrad Roentgen e a descoberta dos raios X". *Archives of Oral Research*. [s.l.], v. 1, n. 3, p. 59-63, jan./mar. 2005.



Fig. 38 Radiografia dos molares do Dr. Otto Walkoff, 1896.

Otto Walkoff
(domínio público)

Resumindo

Modelos atômicos

Modelo atômico de Dalton: bola de bilhar

- Toda matéria é formada por minúsculas partículas maciças e indivisíveis, denominadas átomos.
- Átomos não podem ser criados nem destruídos.
- Em uma reação química, ocorre apenas a reorganização, a separação ou a combinação dessas partículas e, nas substâncias, os átomos se encontram unidos por forças de atração mútua.
- Átomos de determinado elemento são caracterizados pela sua massa.
- Átomos de um mesmo elemento apresentam propriedades iguais, átomos de elementos diferentes apresentam propriedades diferentes.

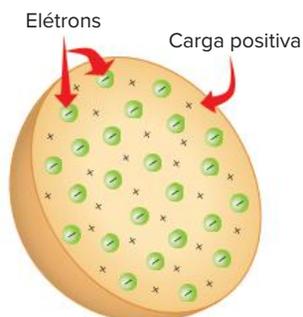


Modelo atômico de Dalton.

Modelo atômico de Thomson: pudim de passas

- Experimentos realizados com o tubo de Crookes (tubo de raios catódicos) provaram a natureza elétrica de matéria.

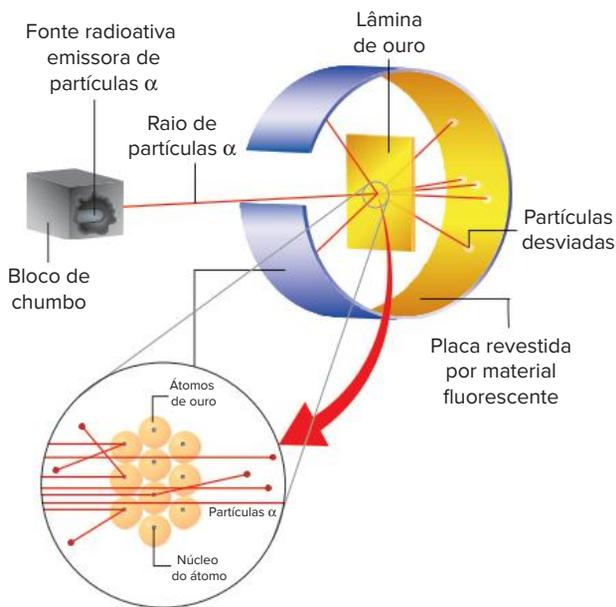
- Descoberta do elétron.
- O modelo de Thomson explicou algumas propriedades da matéria que o modelo de Dalton não era capaz de explicar, como sua natureza elétrica e a divisibilidade do átomo.



Modelo atômico de Thomson.

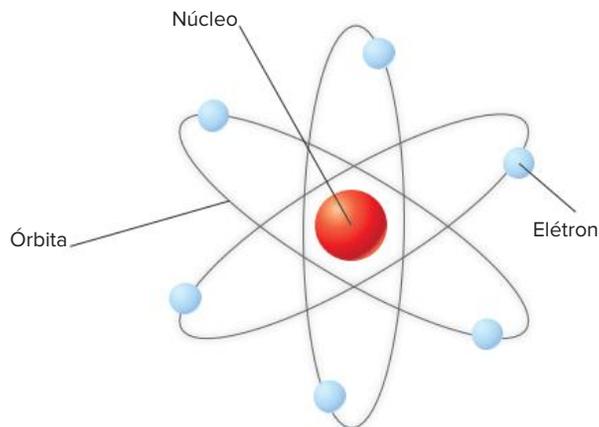
Modelo atômico de Rutherford: modelo planetário ou átomo nucleado

- A partir da experiência de bombardeamento da lâmina de ouro com partículas α , Rutherford propõe um novo modelo atômico semelhante a um sistema planetário.



Observações experimentais de Rutherford.

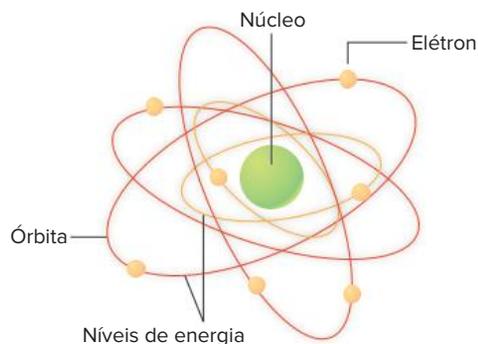
- Segundo ele, o átomo seria formado por um minúsculo núcleo com carga positiva, que concentra praticamente toda a massa do átomo, e um grande vazio (eletrosfera), onde os elétrons se distribuem ao redor do núcleo como planetas em torno do Sol. Esse modelo ficou conhecido como modelo planetário ou nucleado.



Modelo atômico de Rutherford.

Modelo atômico de Bohr: modelo de Rutherford-Bohr
Bohr utilizou os conceitos do modelo de Rutherford, dos espectros descontínuos dos elementos e da teoria quântica de Max Planck para construir um novo modelo atômico com base nos seguintes postulados:

- O elétron se move em órbitas circulares em torno de um núcleo central e não pode assumir qualquer valor de energia, apenas determinados valores correspondentes às diversas órbitas permitidas. Essas órbitas são denominadas **camadas eletrônicas** ou **níveis de energia**.
- Ao percorrer essas órbitas permitidas, o elétron apresenta energia constante. São os chamados **estados estacionários**.
- Ao saltar de uma órbita estacionária para outra, o elétron emite ou absorve uma quantidade bem definida de energia, chamada *quantum* de energia. Esses saltos entre órbitas foram chamados **transições eletrônicas** ou **saltos quânticos**.



Modelo atômico de Bohr.

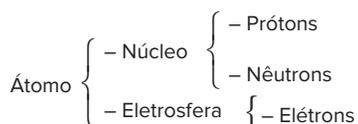
Modelo atômico de Sommerfeld

- Com a descoberta da estrutura fina dos espectros, Sommerfeld propõe que cada nível de energia n seria formado por n subníveis, sendo o primeiro subnível de órbita circular e $n - 1$ subníveis de órbitas elípticas.

Descoberta do nêutron

- James Chadwick, ao bombardear átomos de berílio com partículas alfa, comprovou a existência de partículas sem carga elétrica e de massa praticamente igual à dos prótons. Ele próprio denominou essas partículas de nêutrons.

Principais características dos átomos



Partícula fundamental	Carga relativa	Massa relativa
Próton	+1	1
Nêutron	0	1
Elétron	-1	1/1.836

Cargas e massas relativas das partículas subatômicas.

- Número atômico (Z):** indica o número de prótons presentes no núcleo de cada átomo.
- Número de massa (A):** soma do número de prótons com o de nêutrons de determinado átomo.

$$A = Z + n$$

- Átomo neutro:** número de prótons (Z) é igual ao número de elétrons.
- Cátion (átomo positivo):** o átomo perde elétrons e se torna positivo.
- Ânion (átomo negativo):** o átomo recebe elétrons e se torna negativo.
- Elemento químico:** é o conjunto de átomos que apresentam mesmo número atômico (Z) (número de prótons).

Representação lupac



- Isótopos:** são átomos que apresentam o mesmo número atômico (Z), mas diferentes números de massa (A).
- Isóbaros:** são átomos que apresentam mesmo número de massa (A) e diferentes números atômicos (Z).
- Isótonos:** são átomos que apresentam o mesmo número de nêutrons (n), mas diferentes números atômicos (Z) e de massa (A).
- Isoeletrônicos:** são átomos e íons que apresentam o mesmo número de elétrons.

Distribuição eletrônica

- Níveis de energia

Camadas	K	L	M	N	O	P	Q
Níveis (n)	1	2	3	4	5	6	7
Número máximo de elétrons	2	8	18	32	32	18	8

Níveis de energia e quantidades máximas de elétrons.

- Subníveis de energia

Subníveis	s	p	d	f
Número máximo de elétrons	2	6	10	14

Subníveis de energia e quantidades máximas de elétrons.

Diagrama de Linus Pauling

- A distribuição eletrônica deve ser realizada seguindo-se a sequência das diagonais do diagrama a seguir:

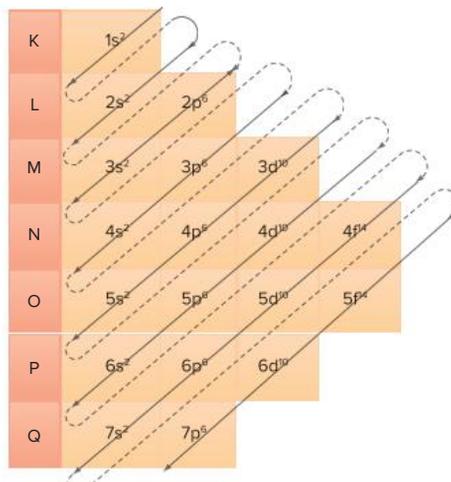


Diagrama de Linus Pauling.

- Distribuição eletrônica em íons:
 - Ânions:** calcular a quantidade máxima de elétrons e distribuir seguindo o diagrama de Linus Pauling.
 - Cátions:** realizar a distribuição eletrônica do átomo neutro, localizar a camada de valência e retirar os elétrons necessários.
- Distribuição eletrônica em orbitais:
 - Orbital:** é a região de maior probabilidade de se encontrar um elétron.
 - Princípio da exclusão de Pauli:** dois elétrons somente poderão ocupar o mesmo orbital caso estiverem com *spins* opostos.

Os quatro números quânticos

1º Número quântico principal (n): indica o nível ou a camada do elétron.

Camada	K	L	M	N	O	P	Q
Número quântico principal (n)	1	2	3	4	5	6	7
Quantidade de elétrons	2	8	18	32	32	18	8

2º Número quântico secundário ou azimutal (l): indica o subnível de energia do elétron.

Subnível	s	p	d	f
Azimutal (l)	0	1	2	3
Quantidade de elétrons	2	6	10	14

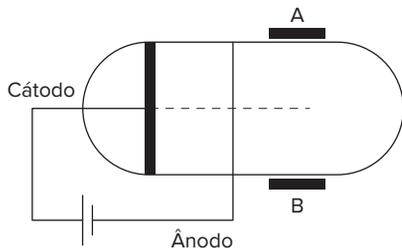
3º Número quântico magnético (ml): indica a orientação do orbital no espaço. Cada orbital comporta, no máximo, dois elétrons com *spins* opostos.

Assim:

- o subnível *s* (que comporta 2 elétrons) é formado por 1 orbital;
- o subnível *p* (que comporta 6 elétrons) é formado por 3 orbitais;
- o subnível *d* (que comporta 10 elétrons) é formado por 5 orbitais;
- o subnível *f* (que comporta 14 elétrons) é formado por 7 orbitais.

- A O fenômeno descrito acima não pode ser explicado utilizando-se o modelo atômico de Dalton.
- B O fenômeno descrito acima não pode ser explicado utilizando-se o modelo atômico de Thomson.
- C Os prótons possuem carga elétrica negativa.
- D O fenômeno descrito acima não pode ser explicado utilizando-se o modelo atômico de Rutherford.
- E Os elétrons possuem carga elétrica positiva.

5 UFG O esquema a seguir representa de modo simplificado o experimento de J. J. Thomson. Um feixe de partículas sai do cátodo, passa através de um orifício no ânodo e sofre a influência das placas metálicas A e B.



De acordo com esse esquema, o feixe se aproxima de A quando

- A as placas A e B forem negativas.
- B a placa A for negativa e a B positiva.
- C a placa A for positiva e a B negativa.
- D as placas A e B forem positivas.
- E as placas A e B forem neutras.

6 Cefet-MG 2018 A figura seguinte representa um fenômeno ocorrido ao atritar um pente em uma flanela e depois aproximá-lo de papel picado pelo fato de o pente ficar eletrizado por atrito:

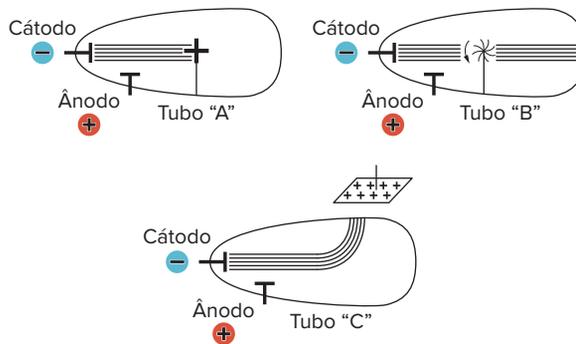


(Disponível em: <<http://www.ebah.com.br/content/ABAAABKEgAH/eletrotcnica-i?part=3>>. Acesso em: 21 set. 2017.)

Tendo em vista a evolução dos modelos atômicos, de Dalton até Bohr, o primeiro modelo que explica o fenômeno da eletrização é o de

- A Bohr.
- B Dalton.
- C Thomson.
- D Rutherford.

7 UFSC Uma das principais partículas atômicas é o elétron. Sua descoberta foi efetuada por J. J. Thomson em uma sala do Laboratório Cavendish, na Inglaterra, ao provocar descargas de elevada voltagem em gases bastante rarefeitos, contidos no interior de um tubo de vidro.

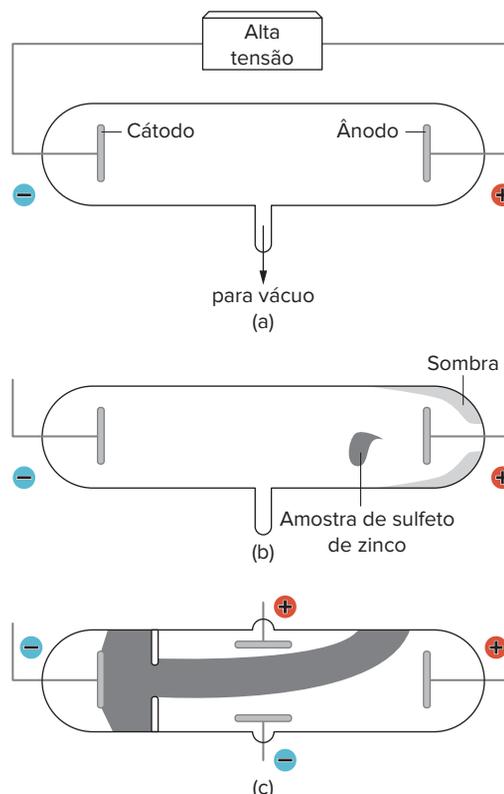


No tubo de vidro “A”, observa-se que o fluxo de elétrons (raios catódicos) colide com um anteparo e projeta sua sombra na parede oposta do tubo. No tubo de vidro “B”, observa-se que o fluxo de elétrons (raios catódicos) movimentava um cata-vento de mica. No tubo de vidro “C”, observa-se que o fluxo de elétrons (raios catódicos) sofre uma deflexão para o lado onde foi colocada uma placa carregada positivamente. Observando os fenômenos que ocorrem nos tubos, podemos afirmar CORRETAMENTE que:

- 01 gases são bons condutores da corrente elétrica.
- 02 os elétrons possuem massa – são corpusculares.
- 04 os elétrons possuem carga elétrica negativa.
- 08 os elétrons partem do cátodo.
- 16 os elétrons se propagam em linha reta.
- 32 o cata-vento entrou em rotação devido ao impacto dos elétrons na sua superfície.

Soma:

8 FGV-SP As figuras representam alguns experimentos de raios catódicos realizados no início do século passado, no estudo da estrutura atômica.



O tubo nas figuras (a) e (b) contém um gás submetido à alta tensão. Figura (a): antes de ser evacuado. Figura (b): a baixas pressões. Quando se reduz a pressão, há surgimento de uma incandescência, cuja cor depende do gás no tubo. A figura (c) apresenta a deflexão dos raios catódicos em um campo elétrico.

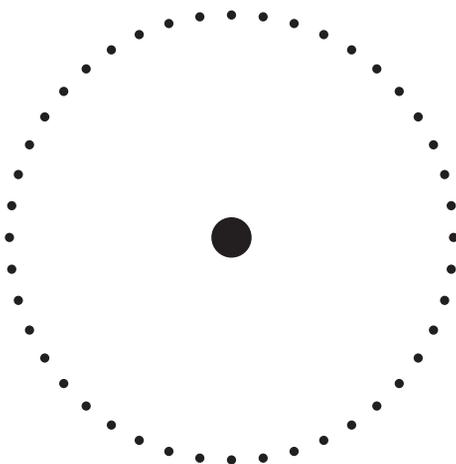
Em relação aos experimentos e às teorias atômicas, analise as seguintes afirmações:

- I. Na figura (b), fica evidenciado que os raios catódicos se movimentam numa trajetória linear.
- II. Na figura (c), verifica-se que os raios catódicos apresentam carga elétrica negativa.
- III. Os raios catódicos são constituídos por partículas alfa.
- IV. Esses experimentos são aqueles desenvolvidos por Rutherford para propor a sua teoria atômica, conhecida como modelo de Rutherford.

As afirmativas corretas são aquelas contidas apenas em

- A I, II e III.
- B II, III e IV.
- C I e II.
- D II e IV.
- E IV.

- 9 Cefet-MG 2012** O filme “Homem de Ferro 2” retrata a jornada de Tony Stark para substituir o metal paládio, que faz parte do reator de seu peito, por um metal atóxico. Após interpretar informações deixadas por seu pai, Tony projeta um holograma do potencial substituto, cuja imagem se assemelha à figura abaixo.



Essa imagem é uma representação do modelo de

- A Rutherford.
- B Thomson.
- C Dalton.
- D Bohr.

- 10 IFCE 2011** Ao longo da história da humanidade, muitos cientistas se envolveram na tentativa de explicar do que a matéria era formada. Desse modo, muitos modelos foram sendo sugeridos, na tentativa de solucionar essa questão.

O modelo da estrutura atômica formulado por Rutherford apresentou como novidade a noção de

- A núcleo.
- B massa atômica.
- C energia quantizada.
- D orbital.
- E *spin*.

- 11 UFPR** Considere as seguintes afirmativas sobre o modelo atômico de Rutherford:

1. O modelo atômico de Rutherford é também conhecido como modelo planetário do átomo.
2. No modelo atômico, considera-se que elétrons de cargas negativas circundam em órbitas ao redor de um núcleo de carga positiva.
3. Segundo Rutherford, a eletrosfera, local onde se encontram os elétrons, possui um diâmetro menor que o núcleo atômico.
4. Na proposição do seu modelo atômico, Rutherford se baseou num experimento em que uma lamínula de ouro foi bombardeada por partículas alfa.

Assinale a alternativa correta.

- A Somente a afirmativa 1 é verdadeira.
- B Somente as afirmativas 3 e 4 são verdadeiras.
- C Somente as afirmativas 1, 2 e 3 são verdadeiras.
- D Somente as afirmativas 1, 2 e 4 são verdadeiras.
- E As afirmativas 1, 2, 3 e 4 são verdadeiras.

- 12 IFSC** Toda a matéria é constituída de átomos. Atualmente essa afirmação suporta todo o desenvolvimento da química. Ao longo dos anos, foram propostos vários modelos para descrever o átomo. Em 1911, Rutherford realizou um experimento com o qual fazia um feixe de partículas alfa, de carga positiva, incidir sobre uma fina lâmina de ouro. Com esse experimento, observou que a maior parte dessas partículas atravessava a lâmina sem sofrer qualquer desvio.

Diante dessa evidência experimental, é correto afirmar que:

- A o átomo não é maciço, mas contém muitos espaços vazios.
- B o átomo é maciço e indivisível.
- C os elétrons são partículas de carga negativa e se localizam no núcleo do átomo.
- D o núcleo do átomo é constituído de cargas positivas e negativas.
- E o átomo é formado por uma “massa” de carga positiva, “recheada” de partículas de carga negativa: os elétrons.

- 13 UFMG** Os diversos modelos para o átomo diferem quanto às suas potencialidades para explicar fenômenos e resultados experimentais.

Em todas as alternativas, o modelo atômico está corretamente associado a um resultado experimental que ele pode explicar, EXCETO em:

- A O modelo de Rutherford explica por que algumas partículas alfa não conseguem atravessar uma lâmina metálica fina e sofrem fortes desvios.
- B O modelo de Thomson explica por que a dissolução de cloreto de sódio em água produz uma solução que conduz eletricidade.
- C O modelo de Dalton explica por que um gás, submetido a uma grande diferença de potencial elétrico, se torna condutor de eletricidade.
- D O modelo de Dalton explica por que a proporção em massa dos elementos de um composto é definida.

14 UFSC Na famosa experiência de Rutherford, no início do século XX, com a lâmina de ouro, o(s) fato(s) que (isoladamente ou em conjunto), indicava(m) o átomo possuir um núcleo pequeno e positivo foi(foram):

- 01 As partículas alfa teriam cargas negativas.
- 02 Ao atravessar a lâmina, uma maioria de partículas alfa sofreria desvio de sua trajetória.
- 04 Um grande número de partículas alfa não atravessaria a lâmina.
- 08 Um pequeno número de partículas alfa atravessando a lâmina sofreria desvio de sua trajetória.
- 16 A maioria das partículas alfa atravessaria os átomos da lâmina sem sofrer desvio de sua trajetória.

Soma:

15 UEMG 2014

Não lugar

Estou me olhando do futuro
que não existe
e considero o passado
que me trespassou:

Há uma névoa
em torno desse núcleo
que fui eu.
– Quem fui eu, ao ser?
– Quem serei, não sendo?

Tenho que estudar melhor
o caso das partículas de elétron
que estão sem ser
e são sem estar.

Que o núcleo existe é certo.
Mas mal o posso tocar.
não chega a ser bem uma casa
mas nele é que me coube habitar.

(Sísifo desce a montanha)

A última estrofe do poema trata da existência do núcleo atômico, conceito que foi introduzido por

- A Bohr.
- B Rutherford.
- C Thomson.
- D Dalton.

16 Enem 2019 Um teste de laboratório permite identificar alguns cátions metálicos ao introduzir uma pequena quantidade do material de interesse em uma chama de bico de Bunsen para, em seguida, observar a cor da luz emitida.

A cor observada é proveniente da emissão de radiação eletromagnética ao ocorrer a:

- A mudança da fase sólida para a fase líquida do elemento metálico.
- B combustão dos cátions metálicos provocada pelas moléculas de oxigênio da atmosfera.
- C diminuição da energia cinética dos elétrons em uma mesma órbita na eletrosfera atômica.
- D transição eletrônica de um nível mais externo para outro mais interno na eletrosfera atômica.
- E promoção dos elétrons que se encontram no estado fundamental de energia para níveis mais energéticos.

17 UFF Em 1913, o físico dinamarquês Niels Bohr mostrou que as leis da Física Clássica não eram válidas para sistemas microscópicos, tais como o átomo e suas partículas constituintes. Bohr criou um novo modelo atômico, fundamentado na teoria dos *quanta* de Max Planck, estabelecendo alguns postulados.

Assinale a opção que apresenta corretamente um dos postulados de Bohr.

- A O elétron pode se mover em determinadas órbitas sem irradiar. Essas órbitas estáveis são denominadas “estados estacionários”.
- B É impossível determinar com precisão a posição e a velocidade instantâneas de uma partícula.
- C Um mesmo orbital não pode ter mais do que dois elétrons. Num orbital com dois elétrons, um deles tem *spin* $+\frac{1}{2}$ e o outro $-\frac{1}{2}$.
- D O elétron ao saltar de um nível de energia interno E_1 para outro mais externo E_2 emite um *quantum* de energia.
- E Num átomo, não existem dois elétrons com os quatro números quânticos iguais.

18 Unesp Na evolução dos modelos atômicos, a principal contribuição introduzida pelo modelo de Bohr foi:

- A a indivisibilidade do átomo.
- B a existência de nêutrons.
- C a natureza elétrica da matéria.
- D a quantização de energia das órbitas eletrônicas.
- E a maior parte da massa do átomo está no núcleo.

19 UFU 2018 O “brilho” das placas de trânsito, quando recebem luz dos faróis dos carros no período da noite, pode ser compreendido pelo efeito da luminescência. Sem esse efeito, teríamos dificuldade de visualizar a informação das placas no período noturno, o que acarretaria possíveis acidentes de trânsito. Esse efeito, conhecido como:

- A fosforescência, pode ser explicado pela quantização de energia dos elétrons e seu retorno ao estado mais energético, conforme o Modelo Atômico de Rutherford.
- B bioluminescência, pode ser explicado pela mudança de nível energético dos elétrons e seu retorno ao nível menos energético, conforme o Modelo de Rutherford-Bohr.
- C fluorescência, pode ser explicado pela excitação dos elétrons e seu retorno ao estado menos energético, conforme o Modelo Atômico de Bohr.
- D luminescência, pode ser explicado pela produção de luz por meio da excitação dos elétrons, conforme o Modelo Atômico de Thomson.

20 UFSC 2011 Quando uma pequena quantidade de cloreto de sódio é colocada na ponta de um fio de platina e levada à chama de um bico de Bunsen, a observação macroscópica que se faz é que a chama inicialmente azul adquire uma coloração laranja. Outros elementos metálicos ou seus sais produzem uma coloração característica ao serem submetidos à chama, como exemplo: potássio (violeta), cálcio (vermelho-tijolo), estrôncio (vermelho-carmim) e bário (verde). O procedimento descrito é conhecido como teste de chama, que é uma técnica utilizada para a identificação de certos átomos ou cátions presentes em substâncias ou misturas.

Sobre o assunto acima e com base na Teoria Atômica, é correto afirmar que:

- 01 as cores observadas para diferentes átomos no teste de chama podem ser explicadas pelos modelos atômicos de Thomson e de Rutherford.
- 02 as cores observadas na queima de fogos de artifícios e da luz emitida pelas lâmpadas de vapor de sódio ou de mercúrio não são decorrentes de processos eletrônicos idênticos aos observados no teste de chama.
- 04 a cor da luz emitida depende da diferença de energia entre os níveis envolvidos na transição das partículas nucleares e, como essa diferença varia de elemento para elemento, a luz apresentará uma cor característica para cada elemento.
- 08 no teste de chama, as cores observadas são decorrentes da excitação de elétrons para níveis de energia mais externos provocada pela chama e, quando estes elétrons retornam aos seus níveis de origem, liberam energia luminosa, no caso, na região da luz visível.
- 16 as cores observadas podem ser explicadas considerando-se o modelo atômico proposto por Bohr.

Soma:

21 UFPR 2014 As teorias atômicas vêm se desenvolvendo ao longo da história. Até o início do século XIX, não se tinha um modelo claro da constituição da matéria. De

lá até a atualidade, a ideia de como a matéria é constituída sofreu diversas modificações, como se pode observar no modelo atômico de Bohr, que manteve paradigmas conceituais sobre a constituição da matéria, mas também inseriu novos conceitos surgidos no início do século XX.

No modelo atômico de Bohr:

1. O elétron circula em órbita com raio definido.
2. O elétron é descrito por uma função de onda.
3. Para descrever o elétron num orbital são necessários 4 números quânticos.
4. Toda a massa do átomo está concentrada no núcleo, que ocupa uma porção ínfima do espaço.

Entre as afirmativas acima, correspondem ao modelo atômico de Bohr:

- A 1 e 2 apenas.
- B 2 e 3 apenas.
- C 2, 3 e 4 apenas.
- D 1 e 4 apenas.
- E 1, 3 e 4 apenas.

22 IFSul 2019 Figurinhas que brilham no escuro apresentam em sua constituição a substância sulfeto de zinco. A mesma substância está presente nos interruptores de luz que brilham à noite e em fogos de artifício. O brilho é um fenômeno observado quando se adicionam aos materiais sais de diferentes metais que têm a propriedade de emitir um brilho amarelo esverdeado depois de expostos à luz.

O modelo atômico que explica tais fenômenos foi proposto por:

- A Rutherford
- B Dalton
- C Thomson
- D Bohr

23 UPE 2012 Um laboratório brasileiro desenvolveu uma técnica destinada à identificação da origem de “balas perdidas”, comuns nos confrontos entre policiais e bandidos. Trata-se de uma munição especial, fabricada com a adição de corantes fluorescentes, visíveis apenas sob luz ultravioleta. Ao se disparar a arma carregada com essa munição, são liberados os pigmentos no atirador, no alvo e em tudo o que atravessar, permitindo rastrear a trajetória do tiro.

MOUTINHO, Sofia. “À caça de evidências”. *Ciência Hoje*. 24 31 maio 2011. (Adapt.)

Qual dos modelos atômicos a seguir oferece melhores fundamentos para a escolha de um equipamento a ser utilizado na busca por evidências dos vestígios desse tipo de bala?

- A Modelo de Dalton.
- B Modelo de Thompson.
- C Modelo de Rutherford-Bohr.
- D Modelo de Dalton-Thompson.
- E Modelo de Rutherford-Thompson.

24 Uern 2013 Durante anos, os cientistas desvendaram os mistérios que envolviam o átomo. Sem desprezar os conceitos anteriores, cada um foi criando o seu próprio modelo atômico a partir da falha do modelo anterior, ou simplesmente não explicava. Com o cientista dinamarquês Niels Bohr não foi diferente, pois ele aprimorou o modelo atômico de Rutherford, utilizando a teoria de Max Planck, e elaborou sua própria teoria nos seguintes fundamentos, EXCETO:

- A Não é possível calcular a posição e a velocidade de um elétron num mesmo instante.
- B Os elétrons giram ao redor do núcleo em órbitas circulares, com energia fixa e determinada.
- C Os elétrons movimentam-se nas órbitas estacionárias e, nesse movimento, não emitem energia espontaneamente.
- D Quando o elétron recebe energia suficiente do exterior, ele salta para outra órbita. Após receber essa energia, o elétron tende a voltar à órbita de origem, devolvendo a energia recebida (na forma de luz ou calor).

25 Uece 2018 Segundo Chang e Goldsby, o movimento quantizado de um elétron de um estado de energia para outro é análogo ao movimento de uma bola de tênis subindo ou descendo degraus. A bola pode estar em qualquer degrau, mas não entre degraus. Essa analogia se aplica ao modelo atômico proposto por

- A Sommerfeld.
- B Rutherford.
- C Heisenberg.
- D Bohr.

26 IFBA 2016 Os fogos de artifício enchem o céu de alegria com as diversas colorações obtidas quando se adicionam sais, de diferentes metais, às misturas explosivas, em que a pólvora impulsiona cargas que contêm essas substâncias. Com base nesta informação, analise as afirmativas.

- I. A emissão de luz deve-se aos elétrons dos íons metálicos, que absorvem energia e saltam para níveis mais externos, e, ao retornarem, emitem radiações com cor característica de cada elemento químico.
- II. A emissão de luz, para cada elemento, deriva das propriedades radioativas destes átomos metálicos, em que ocorrem interações com os prótons em seus núcleos, transformando-se em novos átomos.
- III. Pode-se fazer uma analogia com o teste de chama, usado em laboratórios na identificação de certos átomos, onde um fio metálico é impregnado com a substância a ser analisada e colocado numa chama luminosa.
- IV. É propriedade de certos cátions que seus elétrons devolvam certa energia absorvida, sob a

forma de luz visível, cujo comprimento de onda corresponde a uma determinada cor.

- V. Esse fenômeno que ocorre com os fogos de artifício tem explicação com base no comportamento energético dos elétrons no átomo, proposta por Niels Bohr, em que, ao receber energia, os elétrons saltam para os níveis mais energéticos.

Das afirmações acima:

- A apenas uma está correta.
- B duas estão corretas.
- C três estão corretas.
- D quatro estão corretas.
- E todas estão corretas.

27 ITA Historicamente, a teoria atômica recebeu várias contribuições de cientistas.

Assinale a opção que apresenta, na ordem cronológica CORRETA, os nomes de cientistas que são apontados como autores de modelos atômicos.

- A Dalton, Thomson, Rutherford e Bohr.
- B Thomson, Millikan, Dalton e Rutherford.
- C Avogadro, Thomson, Bohr e Rutherford.
- D Lavoisier, Proust, Gay-Lussac e Thomson.
- E Rutherford, Dalton, Bohr e Avogadro.

28 PUC-PR 2015 Com o passar do tempo, os modelos atômicos sofreram várias mudanças, pois novas ideias surgiam sobre o átomo. Considerando os modelos atômicos existentes, assinale a alternativa CORRETA.

- A Para Dalton, átomos iguais possuem massas iguais e átomos diferentes possuem massas diferentes, teoria aceita nos dias atuais.
- B No modelo de Rutherford, temos no átomo duas regiões bem definidas: núcleo e eletrosfera, a qual é dividida em níveis e subníveis.
- C O modelo atômico de Thomson chamava-se “modelo do pudim de passas”, no qual os prótons seriam as passas e os elétrons, o pudim.
- D Para Sommerfeld, se um elétron está na camada L, este possui uma órbita circular e três órbitas elípticas.
- E Para Bohr, quando um elétron recebe energia, este passa para uma camada mais afastada do núcleo; cessada a energia recebida, o elétron retorna a sua camada inicial, emitindo essa energia na forma de onda eletromagnética.

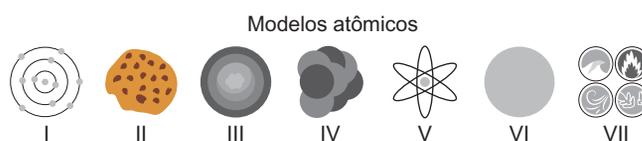
29 UFRGS A partir do século XIX, a concepção da ideia de átomo passou a ser analisada sob uma nova perspectiva: a experimentação. Com base nos dados experimentais disponíveis, os cientistas faziam proposições a respeito da estrutura atômica. Cada nova teoria atômica tornava mais clara a compreensão da estrutura do átomo.

Assinale, no quadro a seguir, a alternativa que apresenta a correta associação entre o nome do cientista, a fundamentação de sua proposição e a estrutura atômica que propôs.

	Cientista	Fundamentação	Estrutura atômica
A	John Dalton	Experimentos com raios catódicos que foram interpretados como um feixe de partículas carregadas negativamente denominadas elétrons, os quais deviam fazer parte de todos os átomos.	O átomo deve ser um fluido homogêneo e quase esférico, com carga positiva, no qual estão dispersos uniformemente os elétrons.
B	Niels Bohr	Leis ponderais que relacionavam entre si as massas de substâncias participantes de reações.	Os elétrons movimentam-se em torno do núcleo central positivo em órbitas específicas com níveis energéticos bem definidos.
C	Ernest Rutherford	Experimentos envolvendo o fenômeno da radioatividade.	O átomo é constituído por um núcleo central positivo, muito pequeno em relação ao tamanho total do átomo, porém com grande massa, ao redor do qual orbitam os elétrons com carga negativa.
D	Joseph Thomson	Princípios da teoria da mecânica quântica.	A matéria é descontínua e formada por minúsculas partículas indivisíveis denominadas átomos.
E	Demócrito	Experimentos sobre condução de corrente elétrica em meio aquoso.	Os átomos são as unidades elementares da matéria e comportam-se como se fossem esferas maciças, indivisíveis e sem cargas.

30 Unicid 2016 Ao tratar da evolução das ideias sobre a natureza dos átomos, um professor apresentou as seguintes informações e figuras:

Desenvolvimento histórico das principais ideias sobre a estrutura atômica		
400 a.C.	Demócrito	A matéria é indivisível e feita de átomos.
350 a.C.	Aristóteles	A matéria é constituída por 4 elementos: água, ar, terra, fogo.
1800	Dalton	Todo e qualquer tipo de matéria é formada por partículas indivisíveis, chamadas átomos.
1900	Thomson	Os átomos dos elementos consistem em um número de corpúsculos eletricamente negativos englobados em uma esfera uniformemente positiva.
1910	Rutherford	O átomo é composto por um núcleo de carga elétrica positiva, equilibrado por elétrons (partículas negativas), que giram ao redor do núcleo, numa região denominada eletrosfera.
1913	Bohr	A eletrosfera é dividida em órbitas circulares definidas; os elétrons só podem orbitar o núcleo em certas distâncias, denominadas níveis.
1930	Schrödinger	O elétron é uma partícula-onda que se movimenta ao redor do núcleo em uma nuvem.
1932	Chadwick	O núcleo atômico é também integrado por partículas sem carga elétrica, chamadas nêutrons.



<www.projectsharetxas.org>. (Adapt.)

a) Complete o quadro abaixo indicando o número do modelo que mais se aproxima das ideias de Dalton, Thomson, Rutherford e Bohr.

Dalton	Thomson	Rutherford	Bohr

b) Considere a situação: uma solução aquosa de cloreto de bário e outra de cloreto de estrôncio são borriçadas em direção a uma chama, uma por vez, produzindo uma chama de coloração verde e outra de coloração vermelha, respectivamente. Como e a partir de que momento histórico as ideias sobre estrutura atômica explicam o resultado da situação descrita?

31 UPE 2016 Analise a seguinte charge:



Disponível em: <<http://hquimica.webnode.com.br>>. Acesso em: jun. 2015.

As estudantes Eugênia e Lolita estão falando, respectivamente, sobre os modelos atômicos de

- A Dalton e Thomson.
- B Dalton e Rutherford-Bohr.
- C Thomson e Rutherford-Bohr.
- D Modelo Quântico e Thomson.
- E Rutherford-Bohr e Modelo Quântico.

32 UFG 2012 Leia o poema apresentado a seguir.

Pudim de passas
 Campo de futebol
 Bolinhas se chocando
 Os planetas do sistema solar
 Átomos
 Às vezes
 São essas coisas
 Em química escolar

LEAL, M. C. *Soneto de hidrogênio*. São João del-Rei: Editora UFSJ, 2011.

O poema faz parte de um livro publicado em homenagem ao Ano Internacional da Química. A composição metafórica presente nesse poema remete

- A aos modelos atômicos propostos por Thomson, Dalton e Rutherford.
- B às teorias explicativas para as leis ponderais de Dalton, Proust e Lavoisier.
- C aos aspectos dos conteúdos de cinética química no contexto escolar.
- D às relações de comparação entre núcleo/eletrosfera e bolinha/campo de futebol.
- E às diferentes dimensões representacionais do sistema solar.

33 UEG 2015 Para termos ideia sobre as dimensões atômicas em escala macroscópica podemos considerar que se o prédio central da Universidade Estadual de Goiás, em Anápolis, fosse o núcleo do átomo de hidrogênio, a sua eletrosfera pode estar a aproximadamente 1.000 km. Dessa forma, o modelo atômico para matéria é uma imensidão de vácuo com altas forças de interação.

Considerando-se a comparação apresentada no enunciado, a presença de eletrosfera é coerente com os modelos atômicos de

- A Dalton e Bohr.
- B Bohr e Sommerfeld.
- C Thompson e Dalton.
- D Rutherford e Thompson.

34 UFPR 2011 A constituição elementar da matéria sempre foi uma busca do homem. Até o início do século XIX, não se tinha uma ideia concreta de como a matéria era constituída. Nas duas últimas décadas daquele século e início do século XX, observou-se um grande avanço das ciências e com ele a evolução dos modelos atômicos. Acerca desse assunto, numere a coluna da direita de acordo com sua correspondência com a coluna da esquerda.

- | | | |
|------------------------|---|---|
| 1. Próton | ■ | Partícula de massa igual a $9,109 \cdot 10^{-31}$ kg e carga elétrica de $-1,602 \cdot 10^{-19}$ C. |
| 2. Elétron | ■ | Partícula constituída por um núcleo contendo prótons e nêutrons, rodeado por elétrons que circundam em órbitas estacionárias. |
| 3. Átomo de Dalton | ■ | Partícula indivisível e indestrutível durante as transformações químicas. |
| 4. Átomo de Rutherford | ■ | Partícula de massa igual a $1,673 \cdot 10^{-27}$ kg, que corresponde à massa de uma unidade atômica. |
| 5. Átomo de Bohr | ■ | Partícula que possui um núcleo central dotado de cargas elétricas positivas, sendo envolvido por uma nuvem de cargas elétricas negativas. |

Assinale a alternativa que apresenta a numeração correta da coluna da direita, de cima para baixo.

- A 2 – 5 – 3 – 1 – 4.
- B 1 – 3 – 4 – 2 – 5.
- C 2 – 4 – 3 – 1 – 5.
- D 2 – 5 – 4 – 1 – 3.
- E 1 – 5 – 3 – 2 – 4.

35 Uece 2016 Na visão de Sommerfeld, o átomo é

- A uma esfera maciça, indivisível, homogênea e indestrutível.
- B uma esfera de carga positiva que possui elétrons de carga negativa nela incrustados.
- C constituído por camadas eletrônicas contendo órbita circular e órbitas elípticas.
- D constituído por núcleo e eletrosfera, em que todos os elétrons estão em órbitas circulares.

36 IFSP 2012 A tabela a seguir apresenta os valores das partículas subatômicas e número de massa.

Espécie Química	Partículas por átomo			Número de Massa
	Prótons	Elétrons	Nêutrons	
Ca	a	20	b	40
Ca ²⁺	20	c	20	d

Os valores de a, b, c e d são, respectivamente,

- A 18, 22, 18, 40.
- B 20, 20, 18, 40.
- C 20, 20, 20, 40.
- D 20, 22, 20, 42.
- E 20, 20, 22, 42.

É correto apenas o que se afirma em

- A I e II.
- B I e III.
- C I e IV.
- D II e III.
- E II e IV.

Texto para a próxima questão:

Os profissionais da Química têm aprofundado o conhecimento da química do hidrogênio ao pesquisar fontes alternativas de energia limpa para o futuro. O abastecimento desse elemento é de baixo custo e inexaurível, uma vez que utiliza a energia solar para produzi-lo a partir da decomposição fotoquímica da água. A grande maioria dos átomos de hidrogênio pode ser representada por ${}^1_1\text{H}$.

Contudo, além deste, também existem outros, em menor quantidade, representados por ${}^2_1\text{H}$ e ${}^3_1\text{H}$.

- 44 IFSP 2012** Pode-se afirmar que os átomos de hidrogênio (${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$ e ${}^3_1\text{H}$) são
- A isótopos, apenas.
 - B isóbaros, apenas.
 - C isótonos, apenas.
 - D isótopos e isóbaros.
 - E isóbaros e isótonos.

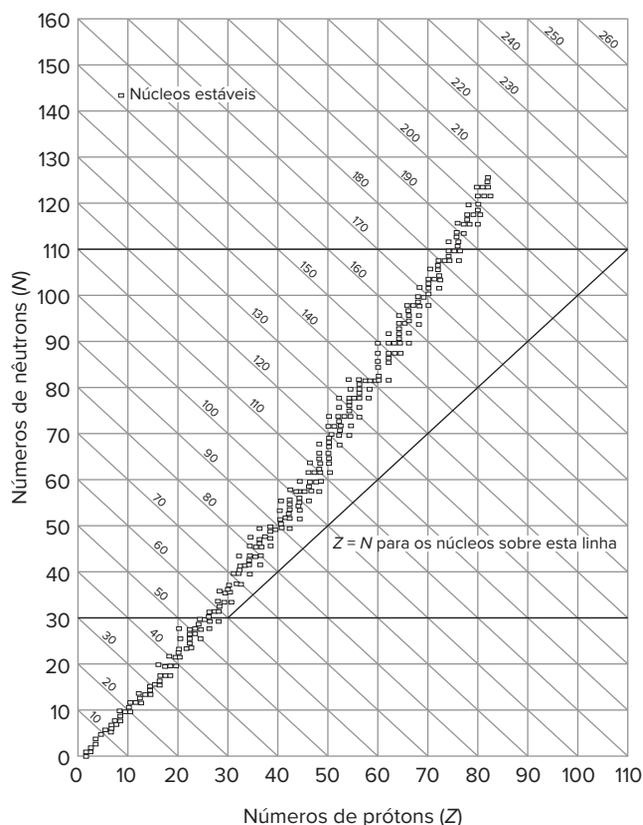
- 45 UEPG 2019** O elemento químico X ($Z = 17$) é isóbaro do elemento químico D ($Z = 19$ e 17 nêutrons). De acordo com essas afirmações, assinale o que for correto.
- 01 O número de massa do elemento X é 36.
 - 02 O elemento X tem 17 nêutrons.
 - 04 A energia de ionização para átomos de X é maior do que para átomos de D.
 - 08 Átomos do elemento X possuem maior raio atômico do que átomos do elemento D.

Soma:

- 46 IF Sul 2018** O elemento Iodo (${}_{53}^{127}\text{I}$) é amplamente usado na prevenção de infertilidade, câncer e pressão alta, no combate a infecções causadas por fungos e bactérias e na manutenção da saúde da tireoide. Esse elemento gera ânions monovalentes que apresentam número de prótons, nêutrons e elétrons, respectivamente, iguais a:
- A 54, 74, 53
 - B 53, 74, 54
 - C 54, 127, 53
 - D 54, 127, 53
 - E 53, 127, 54

- 47 Enem** Os núcleos dos átomos são constituídos de prótons e nêutrons, sendo ambos os principais responsáveis pela sua massa. Nota-se que, na maioria

dos núcleos, essas partículas não estão presentes na mesma proporção. O gráfico mostra a quantidade de nêutrons (N) em função da quantidade de prótons (Z) para os núcleos estáveis conhecidos.



KAPLAN, I. Física nuclear. Rio de Janeiro: Guanabara Dois, 1978. (Adapt.)

O antimônio é um elemento químico que possui 50 prótons e possui vários isótopos – átomos que só se diferem pelo número de nêutrons. De acordo com o gráfico, os isótopos estáveis do antimônio possuem

- A entre 12 e 24 nêutrons a menos que o número de prótons.
- B exatamente o mesmo número de prótons e nêutrons.
- C entre 0 e 12 nêutrons a mais que o número de prótons.
- D entre 12 e 24 nêutrons a mais que o número de prótons.
- E entre 0 e 12 nêutrons a menos que o número de prótons.

- 48 IFCE 2019** Comparando os elementos abaixo, todos de um mesmo período da tabela periódica, e seguindo as semelhanças atômicas entre eles é correto afirmar-se que:



- A D e E; A e B são isóbaros.
- B B e D; D e E são isótopos.
- C A e B; D e C são isóbaros.
- D D e F; B e C são isótonos.
- E A e B; D e F são isótonos.

49 IFSul 2019 O metal ferro normalmente origina dois cátions: Fe^{+2} ou Fe^{+3} . Embora o nosso organismo utilize somente o Fe^{+2} , muitas vezes ingerimos ferro na forma de Fe^{+3} . Quando o Fe^{+3} entra em contato com o suco gástrico, uma pequena parte dele pode ser transformada em Fe^{+2} . A quantidade de ferro em nosso organismo varia de 3 a 5 g, e cerca de 75% desse total faz parte da hemoglobina presente nas hemácias, a qual é responsável pelo transporte de gás oxigênio (O_2) no processo de respiração. Dado: Fe ($Z = 26$).

Sobre o íon ferroso é correto afirmar que possui:

- A 26 prótons e 24 elétrons.
- B 26 elétrons e 26 prótons.
- C 24 prótons e 26 elétrons.
- D 24 prótons e 24 elétrons.

50 UFU 2011 Há um grande medo nas pessoas em relação aos avanços das técnicas nucleares. Porém, áreas como a medicina, a agricultura e particularmente a indústria farmacêutica são beneficiadas com o desenvolvimento destas técnicas. A radioterapia, por exemplo, que teve sua origem na aplicação do elemento rádio pelo casal Curie, para destruir células cancerosas, é hoje realizada com radioisótopos do iodo, como o iodo-131, em terapia para eliminar lesões, identificadas nos radiodiagnósticos da tireoide.

Fonte: <www.cnen.gov.br/ensino/apostilas/aplica.pdf>.

Sobre esse radioisótopo, assinale a alternativa correta.

- A A principal diferença entre radioisótopos do iodo, como o iodo-131 e o iodo-123, está no número de prótons presentes no núcleo destes elementos.
- B O iodo-131 possui 77 nêutrons e seu número atômico é 53.
- C Sabendo que o iodo-131 é incorporado ao corpo do paciente através da ingestão de iodeto de potássio (KI), pode-se afirmar que, neste composto, o número de oxidação do iodo é -1 .
- D Os isótopos, que são átomos de diferentes elementos químicos, podem ser explicados a partir dos postulados de Dalton sobre a teoria atômica.

51 Cefet-RJ 2011 O elemento químico B possui 20 nêutrons, é isótopo do elemento químico A, que possui x prótons, e isóbaro do elemento químico C, que tem 16 nêutrons. O número de massa de C é $2x + 2$. Sabendo-se que A e C são isótonos, pode-se afirmar que o somatório do número de massa, do número atômico e do número de nêutrons dos elementos A, B e C, respectivamente, está relacionado na alternativa:

- A 109, 56 e 53.
- B 110, 58 e 52.
- C 112, 54 e 48.
- D 118, 62 e 56.

52 EsPCEX 2016 Considere dois elementos químicos cujos átomos fornecem íons bivalentes isoeletrônicos,

o cátion X^{2+} e o ânion Y^{2-} . Pode-se afirmar que os elementos químicos dos átomos X e Y referem-se, respectivamente, a

- A ${}_{20}\text{Ca}$ e ${}_{34}\text{Se}$
- B ${}_{38}\text{Sr}$ e ${}_{8}\text{O}$
- C ${}_{38}\text{Sr}$ e ${}_{16}\text{S}$
- D ${}_{20}\text{Ca}$ e ${}_{8}\text{O}$
- E ${}_{20}\text{Ca}$ e ${}_{16}\text{S}$

53 IFSul 2016 Isótopos são átomos de um mesmo elemento químico com número de massa diferente. Na radioterapia, são utilizados isótopos como o B^{10} , Co^{60} , Cs^{137} e Ir^{192} . A alternativa que apresenta o número de nêutrons de cada isótopo, respectivamente, é

- A 6, 32, 78 e 114.
- B 5, 33, 82 e 115.
- C 115, 82, 33 e 5.
- D 114, 78, 32 e 6.

54 UTFPR 2016 O chumbo é um metal tóxico, pesado, macio, maleável e mau condutor de eletricidade. É usado na construção civil, em baterias de ácido, em munição, em proteção contra raios X e forma parte de ligas metálicas para a produção de soldas, fusíveis, revestimentos de cabos elétricos, materiais antifricção, metais de tipografia, etc.

No chumbo presente na natureza são encontrados átomos que têm em seu núcleo 82 prótons e 122 nêutrons (Pb-204), átomos com 82 prótons e 124 nêutrons (Pb-206) átomos com 82 prótons e 125 nêutrons (Pb-207) e átomos com 82 prótons e 126 nêutrons (Pb-208). Quanto às características, os átomos de chumbo descritos são:

- A alótropos.
- B isômeros.
- C isótonos.
- D isótopos.
- E isóbaros.

55 Mackenzie-SP 2013 Sabendo-se que dois elementos químicos ${}_{3x+3}^{6x+8}\text{A}$ e ${}_{2x+8}^{3x+20}\text{B}$ são isóbaros, é correto afirmar que o número de nêutrons de A e o número atômico de B são, respectivamente,

- A 15 e 32.
- B 32 e 16.
- C 15 e 17.
- D 20 e 18.
- E 17 e 16.

56 Cefet-MG 2013 O ânion de um átomo desconhecido (X^-) apresenta distribuição eletrônica finalizada em $4s^2$. Esse átomo é o

- A hélio.
- B sódio.
- C cálcio.
- D potássio.

- 57 Cefet-RJ 2013** Considere as informações, mostradas abaixo, a respeito de três elementos genericamente representados pelas letras A, B e C. Com base nas informações, identifique a alternativa que apresenta a distribuição eletrônica, em subníveis de energia, do átomo C.
- O elemento A apresenta número atômico 26 e número de massa 56.
 - O elemento A é isótopo do elemento B.
 - O elemento B é isóbaro do elemento C e isoeletrônico do íon C^{2+} .
 - O elemento B apresenta número de massa 58.
- A $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
 B $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$
 C $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$
 D $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$
- 58 EsPCEx 2011** A distribuição eletrônica do átomo de ferro (Fe), no estado fundamental, segundo o diagrama de Linus Pauling, em ordem energética, é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$. Sobre esse átomo, considere as seguintes afirmações:
- I. O número atômico do ferro (Fe) é 26.
 - II. O nível/subnível $3d^6$ contém os elétrons mais energéticos do átomo de ferro (Fe), no estado fundamental.
 - III. O átomo de ferro (Fe), no nível/subnível $3d^6$, possui 3 elétrons desemparelhados, no estado fundamental.
 - IV. O átomo de ferro (Fe) possui 2 elétrons de valência no nível 4 ($4s^2$), no estado fundamental.
- Das afirmações feitas, está(ão) correta(s)
- A apenas I.
 B apenas II e III.
 C apenas III e IV.
 D apenas I, II e IV.
 E todas.
- 59 UFPR** Considere as seguintes afirmativas sobre dois elementos genéricos X e Y:
- * X tem número de massa igual a 40;
 - * X é isóbaro de Y;
 - * Y tem número de nêutrons igual a 20.
- Assinale a alternativa que apresenta, respectivamente, o número atômico e a configuração eletrônica para o cátion bivalente de Y.
- A 20 e $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.
 B 18 e $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.
 C 20 e $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^2$.
 D 20 e $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
 E 18 e $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
- 60 IFSul 2019 (Adapt.)** O carbono (C) é um elemento químico de grande importância para os seres vivos, pois participa da composição química de todos os componentes orgânicos e de uma parcela dos compostos inorgânicos também. O carbono é vital em diversos processos associados à vida, como a respiração, onde o carbono presente em diversos compostos é transformado em dióxido de carbono. Em relação ao átomo do elemento químico carbono, no estado fundamental é correto afirmar que apresenta
- A quatro (4) elétrons na camada de valência.
 B comportamento químico semelhante ao do nitrogênio.
 C elétrons apenas nos níveis eletrônicos K, L e M.
 D comportamento metálico.
- 61 IFCE 2019 (Adapt.)** O cálcio ($Z = 20$) é um metal de baixa dureza, maleável, dúctil, bastante reativo em contato com o oxigênio. Sobre esse elemento químico, são feitas as seguintes afirmações:
- I. Há 8 elétrons em sua camada de valência.
 - II. Para o átomo em seu estado fundamental, seus elétrons estão distribuídos em 4 camadas.
 - III. Se há 20 nêutrons no núcleo deste átomo, seu número de massa é igual a 40.
 - IV. O cálcio é um metal alcalino-terroso.
 - V. A distribuição dos elétrons do cátion ${}_{20}\text{Ca}^{2+}$ é: $1s^2 2s^2 3s^2 3p^6$

É incorreto o que se afirma em:

- A I e II.
- B II e III.
- C II e IV.
- D I e V.
- E IV e V.

62 IFCE 2019 O metal de transição ferro Fe ($Z = 26$) pode formar duas espécies catiônicas, o íon ferroso Fe^{2+} e o íon férrico Fe^{3+} . Apresenta as configurações eletrônicas corretas para as duas espécies catiônicas do elemento ferro o item:

- A $\text{Fe}^{2+} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
 $\text{Fe}^{3+} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$
- B $\text{Fe}^{2+} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$
 $\text{Fe}^{3+} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$
- C $\text{Fe}^{2+} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$
 $\text{Fe}^{3+} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$
- D $\text{Fe}^{2+} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$
 $\text{Fe}^{3+} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$
- E $\text{Fe}^{2+} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8$
 $\text{Fe}^{3+} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7$

63 IFSul 2016 Um dos metais mais abundantes na crosta terrestre apresenta a seguinte configuração eletrônica no estado fundamental $[\text{Ar}]4s^2 3d^2$.

Esse metal é o

- A Ferro.
- B Titânio.
- C Alumínio.
- D Magnésio.

64 EsPCEX 2017 Munições traçantes são aquelas que possuem um projétil especial, contendo uma carga pirotécnica em sua retaguarda. Essa carga pirotécnica, após o tiro, é ignificada, gerando um traço de luz colorido, permitindo a visualização de tiros noturnos a olho nu. Essa carga pirotécnica é uma mistura química que pode possuir, dentre vários ingredientes, sais cujos íons emitem radiação de cor característica associada ao traço luminoso.

Um tipo de munição traçante usada por um exército possui na sua composição química uma determinada substância, cuja espécie química ocasiona um traço de cor correspondente bastante característico.

Com relação à espécie química componente da munição desse exército sabe-se:

- I. A representação do elemento químico do átomo da espécie responsável pela coloração pertence à família dos metais alcalinos-terrosos da tabela periódica.
- II. O átomo da espécie responsável pela coloração do traço possui massa de 137 u e número de nêutrons 81. Sabe-se também que uma das espécies apresentadas na tabela do item III (que mostra a relação de cor emitida característica conforme a espécie química e sua distribuição eletrônica) é a responsável pela cor do traço da munição desse exército.
- III. Tabela com espécies químicas, suas distribuições eletrônicas e colorações características:

Sal	Espécie química	Distribuição	Coloração característica
Cloreto de Cálcio	Cálcio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	vermelho-alaranjada
Cloreto de Bário	Bário	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$	verde
Nitrato de Estrôncio	Estrôncio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$	vermelha
Cloreto de Cobre (II)	Cobre	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$	azul
Nitrato de Magnésio	Magnésio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	branca

69 Unimontes 2011 Elementos químicos paramagnéticos são aqueles que têm elétrons não emparelhados e são fortemente atraídos por um campo magnético. As configurações eletrônicas abreviadas de quatro elementos, no estado fundamental, são dadas a seguir:

Mg (magnésio): [Ne] 3s²

Cl (cloro): [Ne] 3s² 3p⁵

Zn (zinco): [Ar] 4s² 3d¹⁰

O (oxigênio): [He] 2s² 2p⁴

De acordo com essas configurações, o(s) elemento(s) fortemente atraído(s) por um campo magnético será(ão)

- A Mg, apenas.
- B Zn e Mg, apenas.
- C O, apenas.
- D Cl e O, apenas.

70 UEM 2014 Assinale a(s) alternativa(s) **correta(s)** a respeito do elemento químico que apresenta a seguinte configuração eletrônica no seu estado fundamental:



- 01 O elemento químico apresenta elétrons nas camadas K, L, M, N, O e P.
- 02 O elemento químico é um metal de transição do sexto período.
- 04 Para se tornar um cátion bivalente, o elemento químico perde dois elétrons do subnível 5d⁵.
- 08 O elemento químico apresenta 24 elétrons com número quântico secundário $\ell = 1$.
- 16 O elemento químico apresenta todos os seus orbitais preenchidos com elétrons de *spin* $+\frac{1}{2}$ e $-\frac{1}{2}$.

Soma:

71 UEPG 2015 Com relação à estrutura atômica e à distribuição eletrônica, assinale o que for correto.

Considere: $\uparrow S = +\frac{1}{2}$ e $\downarrow S = -\frac{1}{2}$.

- 01 Se um cátion divalente tem a configuração eletrônica 3s²3p⁶ para o seu último nível energético, então o átomo correspondente, no estado fundamental, tem Z = 20.
- 02 O isótopo 12 do Carbono (Z = 6), no estado fundamental, tem seu elétron de diferenciação com números quânticos: n = 2, $\ell = 1$, m = 0, m = 0, S = $+\frac{1}{2}$.
- 04 Sendo Cl (Z = 17) e S (Z = 16), então, o ânion cloreto e o átomo de enxofre, no estado fundamental, são espécies isoeletrônicas.
- 08 Um átomo no estado fundamental, com número atômico igual a 33, apresenta 5 elétrons no último nível de sua distribuição eletrônica.
- 16 Um átomo com 22 elétrons e A = 48, no estado fundamental, apresenta 26 prótons em seu núcleo.

Soma:

72 Uece 2015 A regra de Hund, como o próprio nome indica, foi formulada pela primeira vez, em 1927, pelo físico alemão Friedrich Hund. Ele partiu diretamente da estrutura nuclear, já conhecida e medida, das moléculas e tentou calcular as orbitais moleculares adequadas por via direta, resultando na regra de Hund. Essa regra afirma que a energia de um orbital incompleto é menor quando nela existe o maior número possível de elétrons com *spins* paralelos. Considerando a distribuição eletrônica do átomo de enxofre em seu estado fundamental (Z = 16), assinale a opção que apresenta a aplicação correta da regra de Hund.

- A 1s²2s²2p⁶3s²3px²3py²3pz⁰
- B 1s²2s²2p⁶3s²3px²3py¹3pz¹
- C 1s²2s²2p⁶3s²3px²3py⁰3pz²
- D 1s²2s²2p⁶3s²3px¹3py²3pz¹

73 Uece 2018 O subnível d de um átomo, em seu estado fundamental, tem 4 elétrons desemparelhados. O número de elétrons que existem no nível a que pertence esse subnível é

- A 13 e 14. C 12 e 14.
 B 12 e 15. D 13 e 15.

74 EsPCEx 2018 Quando um átomo, ou um grupo de átomos, perde a neutralidade elétrica, passa a ser denominado de íon. Sendo assim, o íon é formado quando o átomo (ou grupo de átomos) ganha ou perde elétrons. Logicamente, esse fato interfere na distribuição eletrônica da espécie química. Todavia, várias espécies químicas podem possuir a mesma distribuição eletrônica.

Considere as espécies químicas listadas na tabela a seguir:

I	II	III	IV	V	VI
${}_{20}\text{Ca}^{2+}$	${}_{16}\text{S}^{2-}$	${}_{9}\text{F}^{1-}$	${}_{17}\text{Cl}^{1-}$	${}_{38}\text{Sr}^{2+}$	${}_{24}\text{Cr}^{3+}$

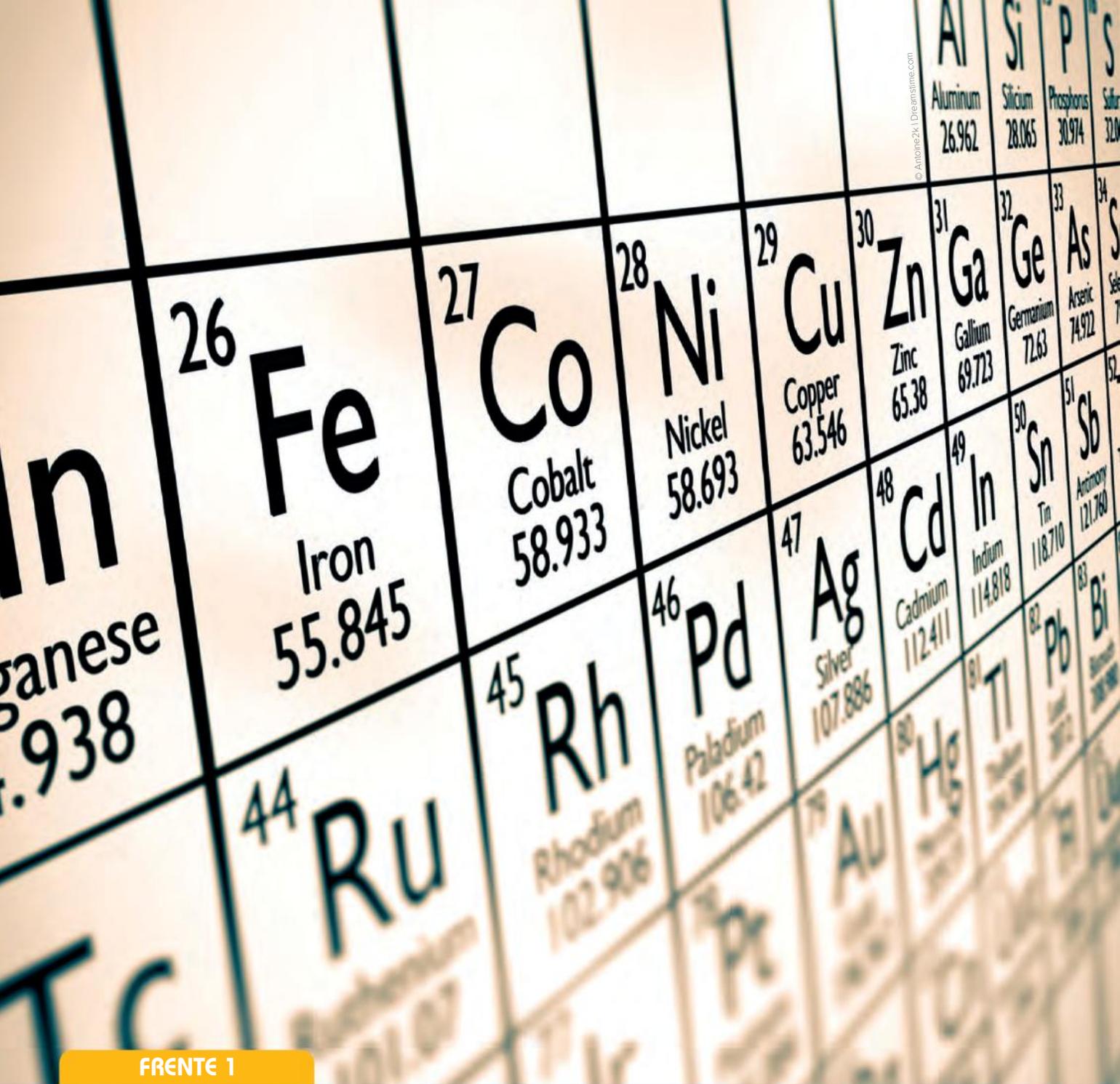
A distribuição eletrônica $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$ (segundo o Diagrama de Linus Pauling) pode corresponder, apenas, à distribuição eletrônica das espécies.

- A I, II, III e VI. D I, II e IV.
 B II, III, IV e V. E I, V e VI.
 C III, IV e V.

75 UFRGS 2019 Assinale a alternativa que exibe uma série isoeletrônica.

Dados: ${}_{8}\text{O}$; ${}_{13}\text{Al}$; ${}_{14}\text{Si}$; ${}_{16}\text{S}$; ${}_{17}\text{Cl}$; ${}_{19}\text{K}$; ${}_{20}\text{Ca}$; ${}_{34}\text{Se}$; ${}_{35}\text{Br}$

- A $\text{Al}^{3+} - \text{Si}^{4+} - \text{S}^{2-} - \text{Cl}$
 B $\text{Cl} - \text{Br} - \text{Se}^{2-} - \text{O}^2$
 C $\text{Si}^{4+} - \text{Se}^{2-} - \text{Cl} - \text{Br}$
 D $\text{Ca}^{2+} - \text{Al}^{3+} - \text{Si}^{4+} - \text{Br}$
 E $\text{K}^+ - \text{Ca}^{2+} - \text{S}^{2-} - \text{Cl}$



© Antone2k1 Dreamstime.com

FRENTE 1

CAPÍTULO

2

Tabela periódica

“Vi num sonho uma tabela em que todos os elementos se encaixavam como requerido. Ao despertar, escrevi-a imediatamente numa folha de papel.” Em seu sonho, Mendeleiev compreendia que, quando os elementos eram listados na ordem de seus pesos atômicos, suas propriedades se repetiam numa série de intervalos periódicos. Por essa razão, chamou sua descoberta de Tabela Periódica dos Elementos.

STRATHERN, P. *O sonho de Mendeleiev: a verdadeira história da química*. Trad. Maria Luiza X. de A. Borges. Rio de Janeiro: Zahar, 2002. p. 246.

O desenvolvimento da tabela periódica

Atualmente, a tabela periódica adotada no mundo inteiro segue os padrões estabelecidos pela Iupac, mas a elaboração desse modelo envolveu o trabalho de vários cientistas ao longo de muitos anos.

Em meados do século XIX, cerca de 63 elementos já haviam sido descobertos. Com o passar do tempo e o desenvolvimento de novas técnicas de caracterização de substâncias químicas, os cientistas reconheceram semelhanças entre as propriedades físicas e químicas desses elementos, e algumas tentativas de organizá-los começaram a surgir.

As tríades de Dobereiner



Fig. 1 Johann Wolfgang Dobereiner.

Entre 1817 e 1829, o químico alemão Johann Wolfgang Dobereiner (Fig. 1) começou a associar elementos com propriedades semelhantes em grupos de três elementos chamados por ele de tríades. Essa proposta ocorreu em 1817, quando o químico notou que a massa atômica do estrôncio era aproximadamente a média das massas atômicas do cálcio e do bário, conforme Tab. 1.

Elemento	Massa atômica
(1 ^ª) Cálcio	40
(2 ^ª) Estrôncio	≈ 88
(3 ^ª) Bário	137

Tab. 1 Tríade do cálcio, estrôncio e bário.

Em 1829, Wolfgang descobriu uma tríade composta de cloro, bromo e iodo (Tab. 2) e outra composta de lítio, sódio e potássio (Tab. 3). Atualmente, esses elementos químicos são chamados representativos e classificados como halogênios e metais alcalinos, respectivamente.

Elemento	Massa atômica
(1 ^ª) Cloro	35,5
(2 ^ª) Bromo	≈ 80
(3 ^ª) Iodo	126,9

Tab. 2 Tríade do cloro, bromo e iodo.

Elemento	Massa atômica
(1 ^ª) Lítio	6,9
(2 ^ª) Sódio	23
(3 ^ª) Potássio	39,1

Tab. 3 Tríade do lítio, sódio e potássio.

Dobereiner postulou que, na natureza, os elementos químicos se organizavam em tríades, dentro das quais a massa atômica do elemento central era a média aritmética das massas atômicas dos elementos extremos.

No entanto, surgiram elementos de propriedades químicas semelhantes cujas massas atômicas desrespeitavam essa regra e, com isso, a **lei das Tríades** foi abandonada.

Parafuso telúrico de Chancourtois



Fig. 2 Alexandre Emile Beguyer de Chancourtois.

Alexandre Emile Beguyer de Chancourtois (Fig. 2), em 1862, dispôs os elementos conhecidos em ordem crescente de massa atômica sobre uma espiral traçada ao redor de um cilindro (Fig. 3).

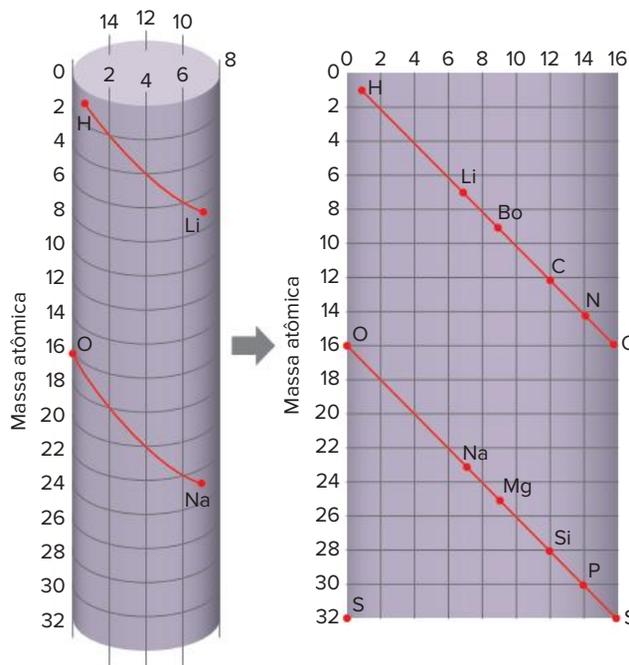


Fig. 3 Parafuso telúrico de Chancourtois.

Chancourtois observou que os elementos colocados na mesma vertical apresentavam propriedades semelhantes. Assim, Chancourtois foi o primeiro cientista a reconhecer que as propriedades químicas se repetiam a cada sete elementos. Entretanto, para massas atômicas mais elevadas, não se observava nenhuma obediência à regra.

Lei das oitavas de Newlands



Fig. 4 John Alexander Reina Newlands.

Em 1864, John Alexander Reina Newlands (Fig. 4) observou que, organizando os 61 elementos conhecidos em ordem crescente das massas atômicas, o oitavo elemento era semelhante ao primeiro; o nono era semelhante ao segundo; e assim por diante, como em uma escala musical, conforme a Fig. 5.

Nessa forma de classificação, a cada oito elementos, as propriedades se repetiam, por isso a proposta de Newlands recebeu o nome **lei das oitavas**.

Essa classificação funcionava até o cálcio, contudo, a partir desse elemento, passou a apresentar sérias contradições.

Dó	Ré	Mi	Fá	Sol	Lá	Si
H	Li	Be	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
Cl	K	Ca	Ti	Cr		

Fig. 5 Tabela de Newlands.

A tabela de Dmitri Mendeleev



Fig. 6 Dmitri Ivanovich Mendeleev.

Em 1869, Dmitri Ivanovich Mendeleev (Fig. 6) criou cartões que continham o símbolo do elemento, a massa atômica e as propriedades químicas para cada um dos 63 elementos conhecidos na época. Depois, colocando as cartas em uma mesa, organizou-as em ordem crescente de massas atômicas em 12 linhas horizontais, tomando o cuidado de colocar na mesma vertical os elementos com propriedades semelhantes, originando uma tabela (Fig. 7).

Série	Grupo I	Grupo II	Grupo III	Grupo IV	Grupo V	Grupo VI	Grupo VII	Grupo VIII
1		H 1						
2	Li 7	Be 9,4	B 11	C 12	N 14	O 16	F 19	
3		Na 23	Mg 24	Al 27,3	Si 28	P 31	S 32	Cl 35,5
4	K 39	Ca 40	? 44	Ti 48	V 51	Cr 52	Mn 55	Fe-56 Co-59 Ni-59
5		Cu 63	Zn 65	? 68	? 72	As 75	Se 78	Br 80
6	Rb 85	Sr 87	? 88	Zr 90	Nb 94	Ma 96	? 100	Ru-104 Rh-104 Pd-106
7		Ag 108	Cd 112	In 113	Sn 118	Sb 122	Te 128	I 127
8	Cs 133	Ba 137	? 138	? 140				
9								
10		? 178	? 180	Ta 182	W 184			Os-195 Ir-197 Pt-198
11		Au 199	Hg 200	Tl 204	Pb 207	Bi 208		
12				Th 231			U 240	

Fig. 7 Tabela de Mendeleev.

Mendeleev tomou a liberdade de deixar em sua tabela muitos espaços vazios, dizendo que seriam ocupados mais tarde por elementos até então desconhecidos. Ele previu também algumas de suas características que foram confirmadas com o tempo.

A Tab. 4 mostra algumas propriedades previstas por Mendeleev para o eka-silício (do grego: *eka* = abaixo) e as propriedades determinadas posteriormente para o elemento germânio, descoberto em 1886.

Propriedade	Eka-silício	Germânio
Massa atômica	72	72,6
Densidade	5,5	5,47
Cor	Cinzentos	Cinzentos-claros
Volume atômico	13 cm ³	13,22 cm ³
Composto com o cloro	XCl ₄	GeCl ₄

Tab. 4 Propriedades previstas por Mendeleev para o eka-silício e o germânio, elemento químico descoberto em 1886 e que substituiu o eka-silício na tabela periódica.

Em 1871, Mendeleev termina seu artigo, em que estabeleceu a chamada lei periódica, com as palavras:

“Muitas propriedades físicas e químicas dos elementos variam periodicamente em função de suas massas atômicas.”

MENDELEEV. *Apud* VERMA, N. K. *Comprehensive Chemistry IX*. New Delhi: Laxmi Publications. p. 126.

Um dos problemas com a tabela de Mendeleev era que alguns elementos pareciam fora de lugar. A massa do argônio, por exemplo, é 40, a mesma do cálcio, que não correspondia à posição do elemento na tabela, pois o argônio é um gás inerte e o cálcio, um metal reativo. Essas anomalias levaram alguns cientistas a questionar o uso das massas atômicas relativas como base para a organização dos elementos.

Moseley e o número atômico



Fig. 8 Henry Moseley.

No começo do século XX, o físico Henry Moseley (Fig. 8), ao examinar os espectros de raios X de cerca de 40 elementos, descobriu que todos os átomos de um mesmo elemento químico possuíam mesma carga nuclear, ou seja, mesmo número atômico (*Z*).

Com a descoberta do número atômico, Moseley pôde corrigir algumas anomalias observadas na tabela de Mendeleev. Isso foi possível, pois ele organizou os elementos em função dos números atômicos, e não das massas atômicas como havia proposto o químico russo.

Assim, surge a lei periódica atual, proposta por Moseley:

“Muitas propriedades físicas e químicas dos elementos variam periodicamente em função de seus números atômicos.”

MOSELEY. *Apud* SETHI, M. S.; RAGHAVAN, P. S. *Concepts and problems in inorganic chemistry*, 1998.

Os elementos transurânicos



Fig. 9 Glenn Seaborg.

A última grande mudança na tabela periódica se deu em razão do trabalho de Glenn Seaborg (Fig. 9) em meados do século XX. Começando pela descoberta do elemento plutônio, em 1940, ele descobriu também os elementos **transurânicos** de número atômico 94 a 102. Em 1945, Seaborg reconfigurou a tabela periódica incluindo os elementos transurânicos recentemente descobertos, colocando a série dos actínidos embaixo da série dos lantanídeos. Em 1951, Seaborg recebeu o prêmio Nobel por seu trabalho e teve seu nome atribuído ao elemento de número atômico 106 (Sg – Seabórgio).

Transurânicos: todos os elementos com número atômico (*Z*) maior que 92. Esses elementos são artificiais.

Classificação periódica atual

São conhecidos 118 elementos na classificação periódica atual (Fig. 10). Esses elementos estão dispostos em ordem crescente de número atômico, formando sete linhas horizontais chamadas **períodos** e 18 linhas verticais chamadas **colunas**, **grupos** ou **famílias**.

Tabela periódica

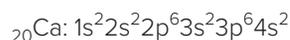
1 H hidrogênio 1,008																	2 He hélio 4,0026
3 Li lítio 6,94	4 Be berílio 9,0122											5 B boro 10,81	6 C carbono 12,011	7 N nitrogênio 14,007	8 O oxigênio 15,999	9 F flúor 18,998	10 Ne neônio 20,180
11 Na sódio 22,990	12 Mg magnésio 24,305											13 Al alumínio 26,982	14 Si silício 28,085	15 P fósforo 30,974	16 S enxofre 32,06	17 Cl cloro 35,45	18 Ar argônio 39,948
19 K potássio 39,098	20 Ca cálcio 40,078(4)	21 Sc escândio 44,956	22 Ti titânio 47,867	23 V vanádio 50,942	24 Cr cromo 51,996	25 Mn manganês 54,938	26 Fe ferro 55,845(2)	27 Co cobalto 58,933	28 Ni níquel 58,693	29 Cu cobre 63,546(3)	30 Zn zinco 65,38(2)	31 Ga gálio 69,723	32 Ge germânio 72,630(8)	33 As arsênio 74,922	34 Se selênio 78,971(8)	35 Br bromo 79,904	36 Kr criptônio 83,798(2)
37 Rb rubídio 85,468	38 Sr estrôncio 87,62	39 Y ítrio 88,906	40 Zr zircônio 91,224(2)	41 Nb nióbio 92,906	42 Mo molibdênio 95,95	43 Tc tecnécio [98]	44 Ru rútenio 101,07(2)	45 Rh ródio 102,91	46 Pd paládio 106,42	47 Ag prata 107,87	48 Cd cádmio 112,41	49 In índio 114,82	50 Sn estanho 118,71	51 Sb antimônio 121,76	52 Te telúrio 127,60(3)	53 I iodo 126,90	54 Xe xenônio 131,29
55 Cs césio 132,91	56 Ba bário 137,33	57 a 71	72 Hf hafnio 178,49(2)	73 Ta tântalo 180,95	74 W tungstênio 183,84	75 Re rênio 186,21	76 Os ósio 190,23(3)	77 Ir irídio 192,22	78 Pt platina 195,08	79 Au ouro 196,97	80 Hg mercúrio 200,59	81 Tl talho 204,38	82 Pb chumbo 207,2	83 Bi bismuto 208,98	84 Po polônio [209]	85 At astato [210]	86 Rn radônio [222]
87 Fr frâncio [223]	88 Ra rádio [226]	89 a 103	104 Rf rutherfordório [267]	105 Db dúbnio [268]	106 Sg seabórgio [269]	107 Bh bóhrnio [270]	108 Hs hássio [269]	109 Mt meitnério [278]	110 Ds darmstádio [281]	111 Rg roentgênio [281]	112 Cn copernício [285]	113 Nh nihônio [286]	114 Fl fleróvio [289]	115 Mc moscóvio [288]	116 Lv livermório [293]	117 Ts tenessino [294]	118 Og oganesônio [294]
			57 La lantânio 138,91	58 Ce cério 140,12	59 Pr praseodímio 140,91	60 Nd neodímio 144,24	61 Pm promécio [145]	62 Sm samário 150,36(2)	63 Eu europio 151,96	64 Gd gadolínio 157,25(3)	65 Tb térbio 158,93	66 Dy disprósio 162,50	67 Ho hólmio 164,93	68 Er érbio 167,26	69 Tm tulio 168,93	70 Yb itérbio 173,05	71 Lu lutécio 174,97
			89 Ac actínio [227]	90 Th tório 232,04	91 Pa protactínio 231,04	92 U urânio 238,03	93 Np netúnio [237]	94 Pu plutônio [244]	95 Am américio [243]	96 Cm cúrio [247]	97 Bk berquélio [247]	98 Cf califórnio [251]	99 Es einstênio [252]	100 Fm fêrmio [257]	101 Md mendelévio [258]	102 No nobélio [259]	103 Lr laurêncio [262]

Fig. 10 Tabela periódica.

Períodos

As sete linhas horizontais da tabela periódica são denominadas **períodos**, e o número do período corresponde ao número de camadas (níveis de energia) que o elemento possui em sua distribuição eletrônica. Por exemplo, se um elemento está no 4º período da tabela periódica, significa que ele apresenta quatro camadas na sua distribuição eletrônica.

Observe o exemplo:



O elemento cálcio apresenta um total de quatro camadas em sua distribuição eletrônica. Portanto encontra-se no 4º período da tabela periódica.

É importante notar que no 6º e no 7º períodos existem duas séries de 14 elementos cada denominada **série dos lantanídeos (6º período)** e **série dos actinídeos (7º período)**. Essas séries, por comodidade, são representadas destacadas da tabela, evitando assim que seja representada uma tabela muito longa, conforme observado na Fig. 11.

Bloco s																		Bloco p					He									
1	H																	B	C	N	O	F	Ne									
2	Li	Be																	Al	Si	P	S	Cl	Ar								
3	Na	Mg																	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr								
4	K	Ca																	In	Sn	Sb	Te	I	Xe								
5	Rb	Sr																	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn								
6	Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Po	At	Rn			
7	Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

Fig. 11 Tabela periódica com as séries dos lantanídeos e actinídeos nos lugares corretos.

Exercício resolvido

1 Determine a qual período pertencem os elementos ${}_{43}\text{Tc}$ e ${}_{86}\text{Rn}$.

Resolução:

${}_{43}\text{Tc}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^5$ → pertence ao 5º período, pois apresenta cinco camadas ou níveis de energia.

${}_{86}\text{Rn}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$ → pertence ao 6º período, pois apresenta seis camadas ou níveis de energia.

Colunas, grupos ou famílias

As dezoito linhas verticais da tabela periódica são denominadas **colunas, grupos** ou **famílias**. Cada uma agrupa elementos com propriedades químicas semelhantes.

Antigamente, a numeração das dezoito colunas era feita em algarismos romanos e dividida em grupos **A** e **B**. Em 1985, a Iupac propôs que as colunas, grupos ou famílias da tabela fossem numeradas de 1 a 18, da esquerda para a direita, conforme a Fig. 12.

Numeração nova → 1																		18
Numeração antiga → IA																		VIIIA
	2											13	14	15	16	17		
H	He											B	C	N	O	F	Ne	
Li	Be	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl	Ar	
Na	Mg	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIII B		IB	IIB								
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	

Fig. 12 Numeração nova e antiga dos grupos, colunas ou famílias da tabela periódica.

Além da numeração, alguns grupos possuem nomes especiais, conforme mostrado na Tab. 5.

Número do grupo, coluna ou família		Nome do grupo, coluna ou família	Elementos
Atual	Antiga		
1	IA	Metais alcalinos	Li, Na, K, Rb, Cs e Fr.
2	IIA	Metais alcalinoterrosos	Be, Mg, Ca, Sr, Ba e Ra.
16	VIA	Calcogênios	O, S, Se, Te, Po e Lv.
17	VIIA	Halogênios	F, Cl, Br, I, At e Ts.
18	VIIIA	Gases nobres	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn e Og.

Tab. 5 Nomes de alguns grupos da tabela periódica.

Atenção

Embora o hidrogênio apareça na coluna 1, ele não é um metal alcalino. O hidrogênio apresenta propriedades tão diferentes dos demais elementos que, em algumas classificações, ele aparece fora da tabela.

Os outros grupos que não possuem um nome especial podem ser chamados pelo nome do primeiro elemento do grupo; por exemplo, o grupo 14 da tabela (C, Si, Ge, Sn, Pb e Fl) pode ser chamado de família do carbono.

Entre as classificações de grupos que ocorrem na tabela periódica, temos o grupo dos **elementos representativos** (antiga família A) e o grupo dos **elementos de transição** (antiga família B), que se dividem em **transição externa** (ou simplesmente **transição**) e elementos de **transição interna** (série dos lantanídeos e série dos actinídeos), conforme Fig. 13.

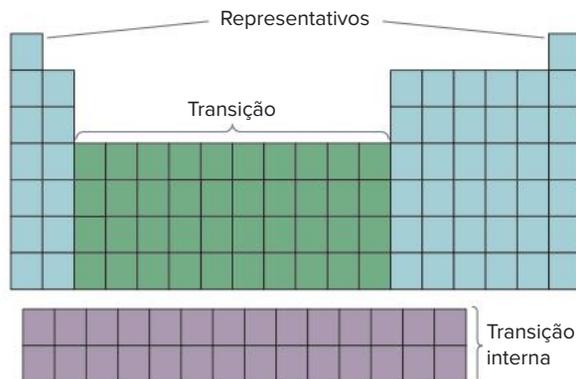


Fig. 13 Divisão entre elementos representativos e elementos de transição.

Saiba mais

Terras-raras

Os elementos químicos de números atômicos 57 a 71 (La-Lu), denominados lantanídeos, mais os de número 21 e 39 (Sc e Y), formam o grupo conhecido como **terras-raras** (TRs), totalizando 17 elementos. Esta denominação se deve ao fato de as terras-raras terem sido descobertas na forma de seus óxidos (semelhantes às terras) e que seus minérios de origem eram considerados raros. No entanto, sabe-se hoje da abundância desses elementos, sendo o cério de maior ocorrência na superfície do planeta que o cobre.

As terras-raras são metais de transição, sendo os lantanídeos considerados de transição interna. Presentes em centenas de minerais, essas substâncias têm na monazita, na bastnasita e na xenotímia seus principais minérios. Em especial, configuram-se em insumos essenciais para a produção de catalisadores utilizados no refino do petróleo, mas também estão presentes no processo de fabricação de diversos itens de alta tecnologia, como superímãs aplicados em geradores eólicos e motores de carros elétricos, em lâmpadas (fluorescentes e LEDs), bem como em telas de televisores e monitores.

A China é a maior produtora mundial de terras-raras, exercendo quase um monopólio nesse mercado, que movimenta cerca de R\$ 10 bilhões por ano. O país controla cerca de 95% das reservas disponíveis. Em menor escala, se destacam a Rússia e outras ex-repúblicas soviéticas que formam a Comunidade dos Estados Independentes (CEI), além de EUA, Austrália e Índia. Recentemente, EUA e Austrália retomaram a produção em jazidas inativas. Os maiores consumidores desses elementos são China, Japão, EUA, Alemanha e França.

Apesar de ter um expressivo potencial de produção, o Brasil ainda é um importador de terras-raras, que abastecem indústrias de catalisadores, vidros, cerâmicas, entre outros materiais. As reservas provadas do País, que podem ser lavradas economicamente, são de pouco mais de 30 mil toneladas, menos de 1% do volume mundial. No entanto, os investimentos em promissores polos produtores são crescentes: Araxá e Poços de Caldas (MG), Catalão e Minaçu (GO) e Pitinga (AM).

Dezenas de locais, no litoral e no interior do país, também possuem incidência de minérios contendo TRs, de acordo com o estudo "Avaliação do Potencial dos Minerais Estratégicos do Brasil", coordenado pelo Serviço Geológico do Brasil (CPRM), do Ministério de Minas e Energia. Alguns resultados desse levantamento foram apresentados durante o I Seminário Brasileiro de Terras-Raras, promovido em dezembro de 2011, no Rio de Janeiro, pelo Centro de Tecnologia Mineral (Cetem), do Ministério da Ciência, Tecnologia e Inovação.

"Terras-raras". In: *QuímicaViva*. Conselho Regional de Química 4ª Região, 13 jun. 2013. Disponível em: <http://crq4.org.br/quimicaviva_terrasraras>. Acesso em: 24 maio 2017.

Outra separação importante é a divisão entre metais, não metais (ou ametais), gases nobres e hidrogênio, conforme representado na Fig. 14.

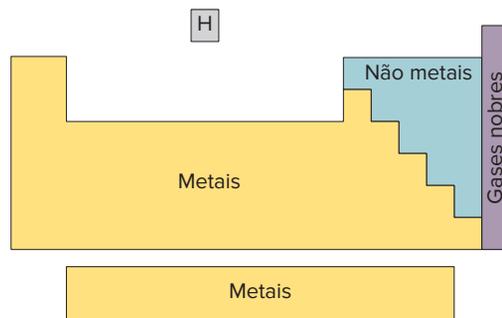


Fig. 14 Divisão em metais, não metais (ou ametais), gases nobres e hidrogênio.

Saiba mais

Estado físico dos elementos

A maioria dos elementos encontra-se no estado sólido a 25 °C e 1 atm. Existem apenas dois elementos que, nessas condições, estão no estado líquido, e alguns elementos, no estado gasoso, de acordo com a tabela a seguir:

Estado físico a 25 °C e 1 atm	Elementos e sua localização
Líquido	Mercúrio (Hg), um metal da coluna 12
	Bromo (Br), um ametal da coluna 17
Gasoso	Gases nobres (He, Ne, Ar, Xe, Kr e Rn), localizados na coluna 18
	Hidrogênio (H), localizado na coluna 1
	Oxigênio (O), localizado na coluna 16
	Nitrogênio (N), localizado na coluna 15
	Cloro (Cl) e Flúor (F), localizados na coluna 17

A tabela periódica e o diagrama de Linus Pauling

O arranjo da tabela periódica é, na verdade, a transcrição exata da distribuição eletrônica de acordo com os subníveis de energia. A partir do subnível mais energético da distribuição eletrônica de um elemento, podemos identificar a qual bloco ele pertence, de acordo com a Fig. 15.

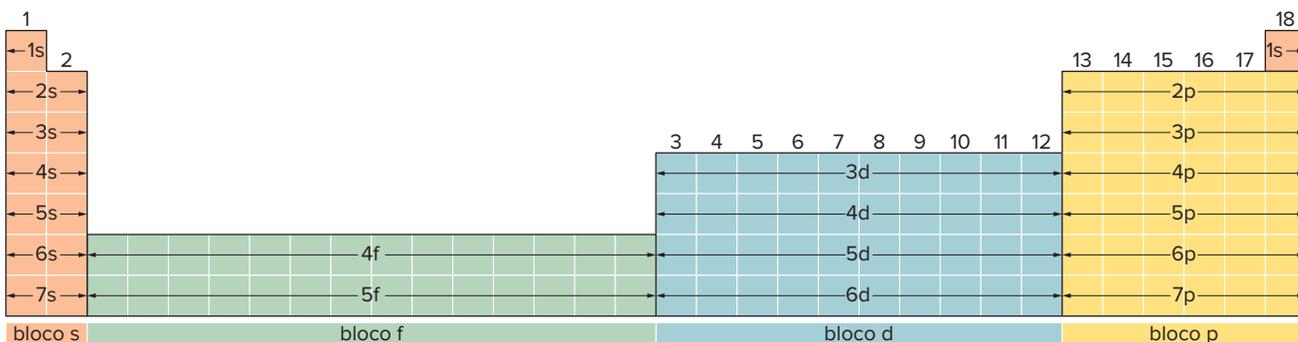


Fig. 15 Divisão em blocos s, p, d e f na tabela periódica.

Conforme caminhamos em um período da esquerda para a direita, o número atômico do elemento aumenta em uma unidade, ou seja, aumenta um próton em seu núcleo e, conseqüentemente, um elétron em sua eletrosfera; o último elétron adicionado (elétron mais energético) é chamado elétron de diferenciação.

Elementos representativos

Os elementos representativos (colunas 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 e 18) apresentam o elétron de diferenciação (elétron mais energético) no subnível *s* ou *p* (Fig. 16).

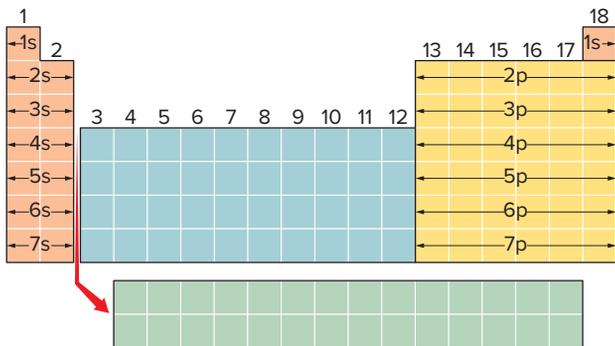


Fig. 16 Blocos *s* e *p* na tabela periódica.

A partir da distribuição eletrônica de um elemento, podemos identificar sua localização (coluna e período) na tabela periódica. Já sabemos que o número de camadas de um elemento indica o período em que ele se encontra; para localizar a coluna, grupo ou família de um elemento representativo, devemos observar a quantidade de elétrons na camada de valência (última camada). Observe a Tab. 6:

Número da coluna, grupo ou família		Quantidade de elétrons na camada de valência (última camada)
Atual	Antiga	
1	IA	1
2	IIA	2
13	IIIA	3
14	IVA	4
15	VA	5
16	VIA	6
17	VIIA	7
18	VIIIA	8

Tab. 6 Correspondência entre o número da família e a quantidade de elétrons na camada de valência.

Dessa forma, conhecendo o número atômico de um elemento, podemos determinar sua localização na tabela periódica. Observe o exemplo do elemento cálcio (${}_{20}\text{Ca}$):



- O elemento cálcio apresenta um total de quatro camadas; portanto, encontra-se no 4º período da tabela periódica.
- Seu elétron de diferenciação (último elétron) encontra-se no subnível *s*; trata-se de um elemento representativo.
- Apresenta dois elétrons na camada de valência ($4s^2$); portanto, encontra-se na coluna 2 (antiga família IIA).

Exercício resolvido

2 Determine a localização (coluna e período) dos seguintes elementos:

- ${}_{35}\text{Br}$
- ${}_{55}\text{Cs}$

Resolução:

- ${}_{35}\text{Br}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5 \rightarrow 4^\circ$ período da coluna 17 (antiga família VIIA).
 - O elemento bromo apresenta um total de quatro camadas; portanto, encontra-se no 4º período da tabela periódica.
 - Seu elétron de diferenciação (último elétron) encontra-se no subnível *p*; trata-se de um elemento representativo.
 - Apresenta sete elétrons na camada de valência ($4s^2 4p^5$); portanto, encontra-se na coluna 17 (antiga família VIIA).
- ${}_{55}\text{Cs}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1 \rightarrow 6^\circ$ período da coluna 1 (antiga família IA).
 - O elemento céscio apresenta um total de seis camadas; portanto, encontra-se no 6º período da tabela periódica.
 - Seu elétron de diferenciação (último elétron) encontra-se no subnível *s*; trata-se de um elemento representativo.
 - Apresenta um elétron na camada de valência ($6s^1$); portanto, encontra-se na coluna 1 (antiga família IA).

Elementos de transição

Os elementos de transição externa (colunas 3 a 12) apresentam o elétron de diferenciação (elétron mais energético) no subnível *d* e os elementos de transição interna (série dos lantanídeos e série dos actinídeos) apresentam o elétron de diferenciação (elétron mais energético) no subnível *f*.

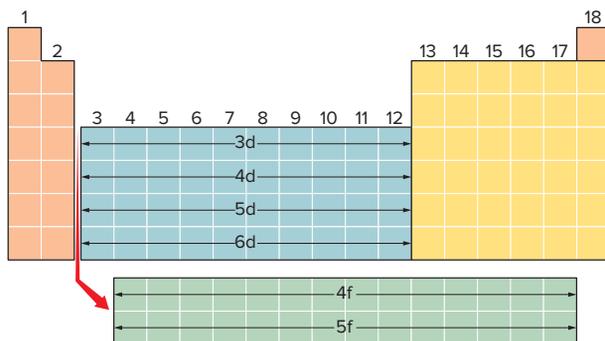
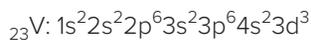


Fig. 17 Blocos *d* e *f* na tabela periódica.

Para localizar a coluna, grupo ou família de um elemento de transição externa, devemos somar os elétrons do subnível *s* da camada de valência aos elétrons do subnível *d* da penúltima camada, conforme o exemplo a seguir, do elemento vanádio (${}_{23}\text{V}$).



- O elemento vanádio apresenta um total de quatro camadas; portanto, encontra-se no 4º período da tabela periódica.
- Seu elétron de diferenciação (último elétron) está no subnível *d*; trata-se de um elemento de transição externa.
- Apresenta dois elétrons no subnível *s* da camada de valência ($4s^2$) e três elétrons no subnível *d* da penúltima camada ($3d^3$); efetuando-se a soma, temos: $2 + 3 = 5$; portanto, encontra-se na coluna 5 (antiga família VB).

Exercício resolvido

- 3 Determine a localização (coluna e período) do elemento cádmio (${}_{48}\text{Cd}$).

Resolução:



- O elemento cádmio apresenta um total de cinco camadas; portanto, encontra-se no 5º período da tabela periódica.
- Seu elétron de diferenciação (último elétron) está no subnível *d*; trata-se de um elemento de transição externa.
- Apresenta dois elétrons no subnível *s* da camada de valência ($5s^2$) e 10 elétrons no subnível *d* da penúltima camada ($4d^{10}$); efetuando-se a soma, temos: $2 + 10 = 12$; portanto, encontra-se na coluna 12 (antiga família IIB).

Propriedades periódicas

Conforme analisamos sequencialmente os elementos na tabela periódica, podemos observar que os valores de muitas propriedades químicas e físicas dos elementos variam em intervalos regulares em função do aumento dos números atômicos. As propriedades que se comportam dessa forma são chamadas **propriedades periódicas**.

Existem também propriedades que não apresentam variação em intervalos regulares, como a massa atômica, que cresce sempre com o aumento do número atômico. As propriedades que não apresentam variação em intervalos regulares são chamadas **aperiódicas**.

As propriedades periódicas são muito importantes, pois permitem a previsão das propriedades dos elementos em uma mesma família. A seguir, veremos algumas propriedades periódicas e sua variação em função do número atômico dos elementos.

Raio atômico

O tamanho do átomo, ou o raio atômico, é uma propriedade difícil de ser determinada, pois a dimensão de um átomo é delimitada por sua eletrosfera, que não possui um limite bem definido. Dessa forma, convencionou-se que o raio atômico de um elemento é a metade da

distância interatômica entre dois átomos iguais que se encostam (Fig. 18).

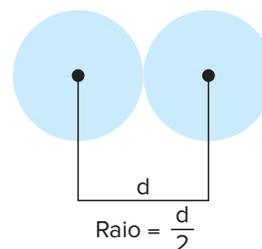


Fig. 18 Raio atômico médio.

Variação do raio atômico na tabela periódica

O gráfico a seguir (Fig. 19) ilustra a variação do raio atômico em função do número atômico dos átomos.

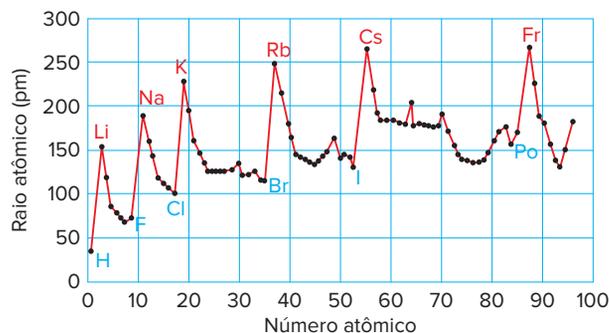


Fig. 19 Variação do raio atômico em função do número atômico.

Nos grupos, os raios atômicos aumentam de cima para baixo, porque, nesse sentido, ocorre um aumento do número de níveis de energia (camadas) (Fig. 20).

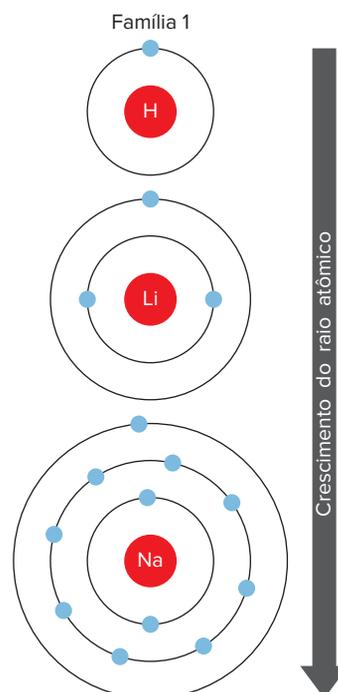


Fig. 20 Conforme descemos em um mesmo grupo, há um aumento na quantidade de camadas nos elementos químicos. Por esse motivo, os raios atômicos dos elementos químicos aumentam de cima para baixo em um mesmo grupo.

Nos períodos, o raio atômico expande da direita para a esquerda (Fig. 21), pois, no decorrer de um período, aumenta a quantidade de prótons (carga nuclear), aumentando assim a atração sobre os elétrons, o que causa a diminuição do raio atômico.

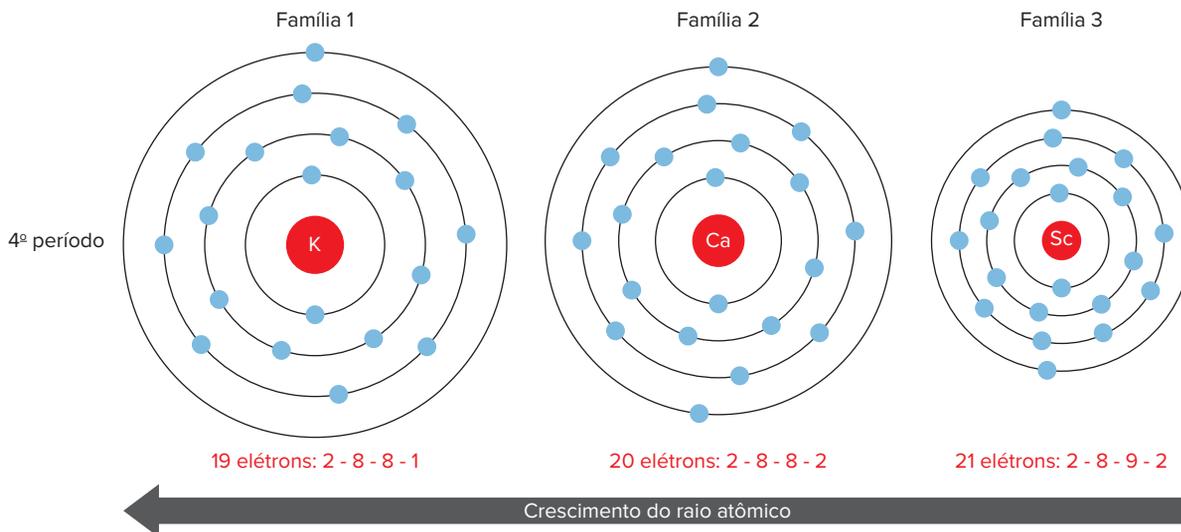


Fig. 21 Conforme percorremos um período da esquerda para a direita, percebemos um aumento na quantidade de prótons dos elementos químicos; com isso, a atração entre o núcleo e os elétrons aumenta, diminuindo o raio atômico.

De maneira esquemática, podemos indicar o sentido de crescimento dos raios atômicos da seguinte forma (Fig. 22):

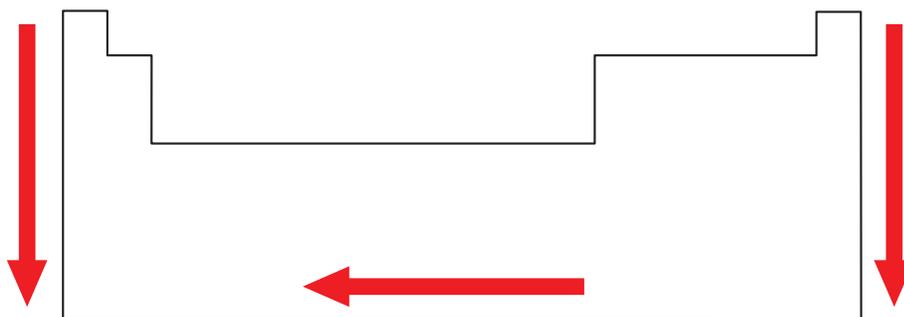


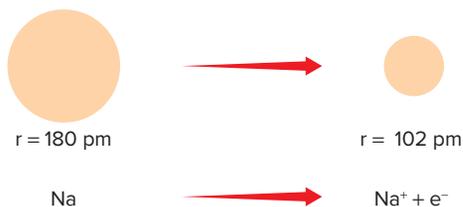
Fig. 22 Variação do raio atômico.

! Atenção

Raio iônico – O tamanho de um íon

Quando um elemento perde elétrons, se transforma em um cátion e seu raio atômico diminui, pois a quantidade de prótons passa a ser maior que a quantidade de elétrons, aumentando, assim, a atração entre o núcleo e os elétrons da eletrosfera. Dessa forma, teremos:

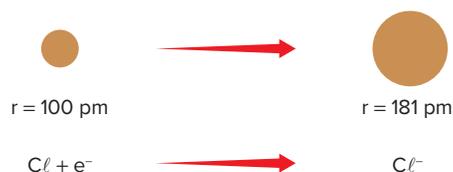
Raio do cátion < Raio do respectivo átomo neutro



Raios atômico e iônico do sódio.

Na formação de um ânion, ou seja, quando o átomo recebe um elétron, seu raio aumenta, pois a repulsão entre os elétrons internos se torna maior. Dessa forma, teremos:

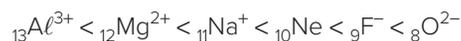
Raio do ânion > Raio do respectivo átomo neutro



Raios atômico e iônico do cloro.

Espécies isoeletrônicas

Para átomos isoeletrônicos, quanto maior a carga nuclear (quantidade de prótons no núcleo), menor será o raio do átomo ou íon, pois a eletrosfera passa a ser mais atraída pelo núcleo. Veja as comparações de algumas espécies isoeletrônicas a seguir:

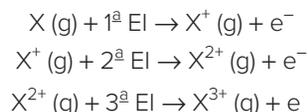


Energia de ionização ou potencial de ionização

É definida como a **energia mínima necessária para remover um elétron de um átomo gasoso, isolado, no seu estado fundamental**. Para remover elétrons, devemos fornecer energia suficiente para vencer a atração que o núcleo exerce sobre eles. Observe a equação genérica a seguir:



Como mais elétrons podem ser removidos do átomo, a energia necessária para remover o primeiro é chamada primeira energia de ionização; a segunda energia de ionização é a necessária para remover um segundo elétron e assim por diante. Observe a representação das três primeiras energias de ionização (EI) para um átomo genérico X:



À medida que elétrons são retirados do átomo, a atração do núcleo sobre os elétrons restantes aumenta. Portanto, a energia necessária para retirar outros elétrons será maior à medida que elétrons são retirados, ou seja, a terceira energia de ionização será sempre maior que a segunda, que, por sua vez, será maior que a primeira:



Variação da energia de ionização na tabela periódica

O gráfico a seguir, Fig. 23, ilustra como varia a primeira energia de ionização dos átomos em função do seu número atômico:

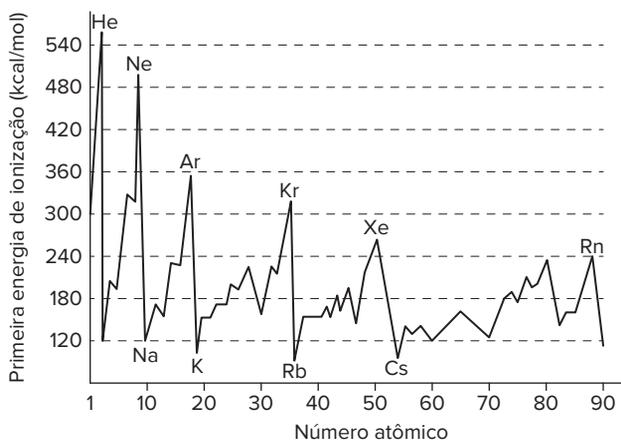


Fig. 23 Variação da primeira energia de ionização em função do número atômico.

Nos grupos e nos períodos, a periodicidade da primeira energia de ionização está relacionada com o raio atômico. Podemos dizer que, quanto maior for o tamanho do átomo, mais fácil será remover o elétron da última camada e, portanto, menor será a energia de ionização.

De forma esquemática, o sentido de crescimento da energia de ionização pode ser indicado da seguinte forma (Fig. 24):

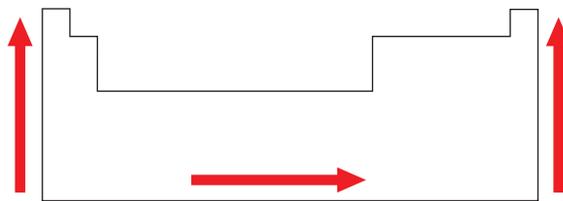
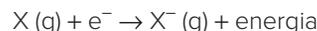


Fig. 24 Variação da energia ou potencial de ionização.

Afinidade eletrônica ou eletroafinidade

É definida como a **energia envolvida quando um átomo isolado, no estado gasoso, recebe um elétron**. Observe a equação para o átomo genérico X a seguir:



Quando um átomo tende a ganhar elétrons, a energia é liberada. Portanto, quanto maior essa tendência, mais energia o átomo liberará na reação, ou seja, maior a sua afinidade eletrônica.

As afinidades eletrônicas são difíceis de determinar experimentalmente e não são conhecidas para todos os elementos. Portanto, alguns valores são calculados teoricamente em vez de obtidos de forma experimental.

Variação da afinidade eletrônica na tabela periódica

De modo geral, em uma família ou em um período, quanto menor o raio atômico, maior a afinidade eletrônica, ou seja, nas famílias, a afinidade eletrônica aumenta de baixo para cima e, nos períodos, aumenta da esquerda para a direita.

De forma esquemática, podemos indicar o sentido de crescimento da afinidade eletrônica conforme a Fig. 25.

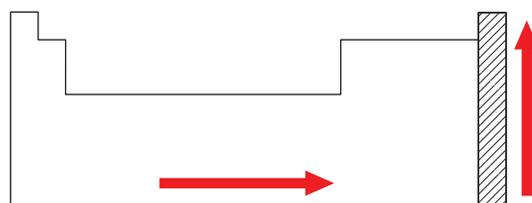


Fig. 25 Variação da afinidade eletrônica.

Eletroafinidade

Eletroafinidade é definida como a **tendência de um átomo a atrair para si os elétrons em uma ligação química**. Essa propriedade não é uma grandeza absoluta e é obtida pela comparação entre os elementos. Os valores de eletroafinidade foram estabelecidos por Linus Pauling, que atribuiu o valor 4,0 para o flúor (elemento com maior eletroafinidade) e comparou-o com os demais elementos.

Variação da eletroafinidade na tabela periódica

O comportamento da eletroafinidade é o mesmo da afinidade eletrônica, ou seja, nas famílias, essa propriedade aumenta de baixo para cima e, nos períodos, da esquerda para a direita.

De forma esquemática, podemos indicar o sentido do aumento da eletronegatividade conforme a Fig. 26.

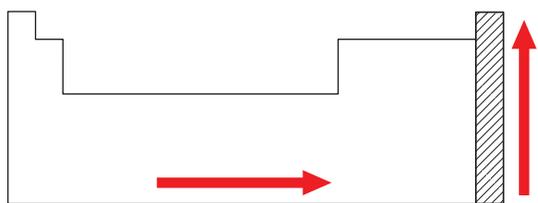


Fig. 26 Variação da eletronegatividade.

Eletropositividade ou caráter metálico

A eletropositividade indica a **tendência de um átomo a perder elétrons em uma ligação química**. Perceba que a eletropositividade ou caráter metálico é uma propriedade inversa da eletronegatividade e, apesar de não existir uma escala oficial de eletropositividade, se colocarmos os elementos em ordem decrescente de eletronegatividade, obteremos uma escala em ordem crescente de eletropositividade.

Variação da eletropositividade na tabela periódica

O comportamento da eletropositividade ou caráter metálico é o mesmo do raio atômico, ou seja, nas famílias, o caráter metálico aumenta de cima para baixo (conforme aumenta o número de camadas) e, nos períodos, aumenta da direita para a esquerda.

De forma esquemática, podemos indicar o sentido do aumento da eletropositividade ou caráter metálico conforme mostra a Fig. 27.

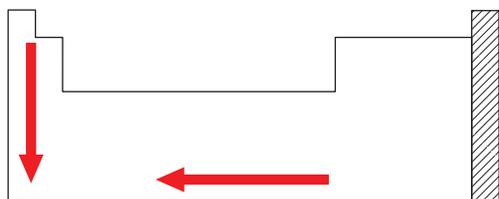


Fig. 27 Variação da eletropositividade ou caráter metálico.

Outras propriedades periódicas

A tabela periódica permite ainda à comparação de várias outras propriedades dos elementos. Algumas podem simplesmente ser deduzidas a partir daquelas estudadas, e outras estão relacionadas às propriedades físicas dos elementos, como veremos a seguir.

Reatividade

A reatividade está relacionada à tendência de um elemento receber elétrons (no caso dos ametais) ou de perder elétrons (no caso dos metais). Para os metais, quanto maior sua eletropositividade, maior a reatividade. Para os ametais, quanto maior a eletronegatividade, maior a reatividade.

De forma esquemática, podemos indicar o sentido do aumento da reatividade dos elementos de acordo com a Fig. 28.

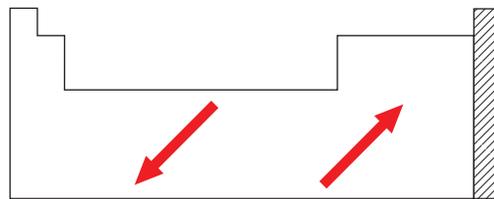


Fig. 28 Variação da reatividade dos elementos.

Densidade

Densidade é a relação entre a massa e o volume de uma amostra.

$$d = \frac{\text{massa}}{\text{volume}}$$

Analisando a densidade (d) de todos os elementos da tabela periódica, conclui-se que, de modo geral, essa propriedade, nos períodos, aumenta das extremidades para o centro da tabela e, nas famílias, aumenta de cima para baixo, sendo o ósmio (Os) o elemento mais denso da tabela periódica.

A variação da densidade pode ser representada pelo esquema mostrado na Fig. 29.

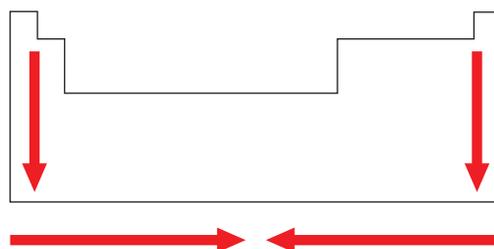


Fig. 29 Variação da densidade.

Temperatura de fusão e temperatura de ebulição

Os dados obtidos experimentalmente indicam que, nas colunas 1 e 2, as maiores temperaturas de fusão e ebulição estão situadas na parte superior da tabela, ao passo que, nas demais famílias, essas temperaturas se encontram na parte inferior. Nos períodos, é observado que as temperaturas de fusão e ebulição crescem das extremidades para o centro da tabela, sendo o tungstênio (W) o elemento com maior temperatura de fusão.

A variação das temperaturas de fusão e ebulição pode ser representada pela Fig. 30:

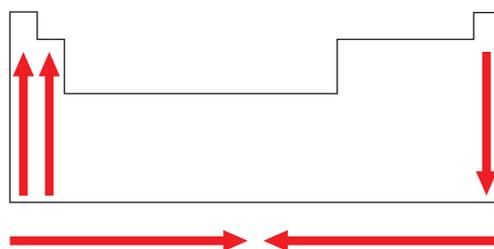


Fig. 30 Variação das temperaturas de fusão e ebulição.

Exercícios propostos

- 1 IFSul 2016** Sobre o elemento químico Ferro que tem número atômico igual a 26. É correto afirmar que
- A tem símbolo F.
 - B é líquido à temperatura ambiente.
 - C pertence ao grupo dos metais alcalinos.
 - D está localizado no quarto período da tabela periódica.

- 2 IFCE 2016** Atualmente, a Tabela Periódica apresenta 118 elementos distribuídos ordenadamente em 18 grupos ou famílias (linhas verticais) e em 7 períodos (linhas horizontais). Os elementos pertencentes ao grupo 15 apresentam
- A quinze camadas eletrônicas.
 - B cinco camadas eletrônicas.
 - C cinco elétrons de valências.
 - D o mesmo número atômico.
 - E o mesmo número de massa.

- 3 Unisc 2016** Um elemento químico da família dos gases nobres está situado no terceiro período da tabela periódica. Qual é esse elemento?
- A Hélio.
 - B Argônio.
 - C Cloro.
 - D Neônio.
 - E Iodo.

- 4 UTFPR 2015** Na Tabela Periódica dos elementos, os mesmos estão organizados segundo:
- A a ordem crescente de energia de ionização.
 - B a ordem crescente de massa atômica.
 - C a ordem decrescente de caráter metálico.
 - D a ordem crescente de raio atômico.
 - E a ordem crescente de número atômico.

- 5 IFSul 2015** Analise as seguintes afirmações feitas com referência ao sódio.
- I. É um metal alcalinoterroso.
 - II. Localiza-se no 3º período da tabela periódica.
 - III. Tem propriedades químicas similares às do potássio.

Estão corretas as afirmativas

- A I e II, apenas.
 - B I e III, apenas.
 - C II e III, apenas.
 - D I, II e III.
- 6 IFSC 2015** Os sais minerais são nutrientes que têm a função plástica e reguladora do organismo. São encontrados na água (água mineral) e na maioria dos alimentos e participam de várias estruturas do corpo humano, em grande parte do esqueleto. São exemplos de sais minerais: sais de cálcio, de fósforo, de potássio, de sódio e de ferro. Sobre os sais minerais citados no texto é **correto** afirmar que:

- A Nenhum elemento químico pertence a uma mesma família química, de qualquer elemento citado.
- B Todos os elementos citados no texto são da mesma família química.
- C O cálcio é um elemento da mesma família química do potássio.
- D O sódio é um elemento da mesma família química do potássio, ou seja, são dois alcalinos.
- E O ferro pertence à família dos halogêneos.

- 7 PUC-RS 2014** Analise a informação e as afirmativas a seguir. A classificação periódica dos elementos é importante ferramenta dos químicos. Sobre esse assunto, são feitas as seguintes afirmativas:
- I. Os elementos prata e chumbo apresentam, respectivamente, massa atômica aproximada de 108 e 207.
 - II. Com exceção do hidrogênio, os elementos da extremidade esquerda da tabela periódica são metais de transição.
 - III. Na tabela periódica atual, os elementos são organizados em função do seu número atômico.
 - IV. Em geral, elementos representativos de mesmo grupo da tabela periódica apresentam massas atômicas similares.

São corretas somente as afirmativas

- A I e II.
- B I e III.
- C I e IV.
- D II e III.
- E II e IV.

8 Uerj 2020

ANO INTERNACIONAL DA TABELA PERIÓDICA

Há 150 anos, a primeira versão da tabela periódica foi elaborada pelo cientista Dimitri Mendeleiev. Trata-se de uma das conquistas de maior influência na ciência moderna, que reflete a essência não apenas da química, mas também da física, da biologia e de outras áreas das ciências puras. Como reconhecimento de sua importância, a UNESCO/ONU proclamou 2019 o Ano Internacional da Tabela Periódica.

Na tabela proposta por Mendeleiev em 1869, constavam os 64 elementos químicos conhecidos até então, além de espaços vazios para outros que ainda poderiam ser descobertos. Para esses possíveis novos elementos, ele empregou o prefixo “eca”, que significa “posição imediatamente posterior”. Por exemplo, o ecassilício seria o elemento químico a ocupar a primeira posição em sequência ao silício no seu grupo da tabela periódica.

Em homenagem ao trabalho desenvolvido pelo grande cientista, o elemento químico artificial de número atômico 101 foi denominado mendelévio.

Atualmente, o símbolo do elemento correspondente ao ecassilício é:

Dados: C, Si, Ge, Sn, Pb, Fl (Grupo 14).

- A Al
- B C
- C Ge
- D P

- 15 IFSul 2011** O aço-liga, também chamado de aço especial, é uma liga de ferro-carbono com elementos de adição como o manganês, o tungstênio, o silício, o cobalto e o alumínio para conferir a esse aço características especiais, tais como: resistência à tração e à corrosão, elasticidade e dureza, entre outras, tornando-os melhores do que aços-carbono comuns. Dos elementos de adição, acima citados, aquele que possui mesmo número de níveis de energia que o manganês e é considerado metal de transição externa é o
- A W
B Si
C Co
D Al

- 16 IFCE 2016** Observe a distribuição eletrônica dos elementos químicos A, B, C, D e E.
- A. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$
B. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$
C. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$
D. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
E. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

Sobre os elementos supracitados, é **correto** afirmar-se que

- A E é um halogênio.
B A é um metal de transição.
C C é um calcogênio.
D D é um metal alcalinoterroso.
E B e D são metais alcalinos.
- 17 IFCE 2014** A forma como os elétrons são distribuídos entre os orbitais de um átomo é chamada de configuração eletrônica, que, entre outras informações, pode indicar a que família e período da tabela periódica um elemento químico pertence. Com base nisso, considere três elementos químicos, X, Y e Z, cujos números atômicos são 35, 54 e 56. Pela configuração eletrônica, é **correto** afirmar-se que
- A O elemento X localiza-se na família 4A e no 2º período da tabela periódica.
B O elemento Y localiza-se na família 3A e no 5º período da tabela periódica.
C O elemento Z localiza-se na família 2A e no 6º período da tabela periódica.
D Os elementos X e Y são não metais, mesmo pertencendo a famílias e períodos diferentes.
E Os elementos X e Y são metais, mesmo pertencendo a famílias e períodos diferentes.

- 18 IFCE 2014** Os elementos A, B e C têm as seguintes configurações eletrônicas em suas camadas de valência:
- A. $3s^2 3p^3$
B. $4s^2 4p^5$
C. $3s^2$

Com base nestas informações, é FALSO dizer-se que

- A o elemento "A" é um não metal.
B o elemento "B" é um halogênio.
C o elemento "C" é um metal alcalino terroso.
D os elementos "A" e "C" pertencem ao terceiro período da Tabela Periódica.
E os elementos "A", "B" e "C" pertencem ao mesmo grupo da Tabela Periódica.
- 19 Uerj 2017** Recentemente, quatro novos elementos químicos foram incorporados à tabela de classificação periódica, sendo representados pelos símbolos Uut, Uup, Uus e Uuo. Dentre esses elementos, aquele que apresenta maior energia de ionização é:
Dado: sétimo período da tabela periódica.

87	0,7	88	0,9	89 a 103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118
Fr	Ra	Actinídeos	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo		
(223)	(226)		(261)	(262)	(263)	(262)	(265)	(268)	(281)	(280)	(285)	(286)	(289)	(289)	(293)	(294)	(294)		

- A Uut
B Uup
C Uus
D Uuo

Texto para a próxima questão:

O rompimento da barragem de contenção de uma mineradora em Mariana (MG) acarretou o derramamento de lama contendo resíduos poluentes no rio Doce. Esses resíduos foram gerados na obtenção de um minério composto pelo metal de menor raio atômico do grupo 8 da tabela de classificação periódica. A lama levou 16 dias para atingir o mar, situado a 600 km do local do acidente, deixando um rastro de destruição nesse percurso. Caso alcance o arquipélago de Abrolhos, os recifes de coral dessa região ficarão ameaçados.

20 Uerj 2017

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18							
I A																	VIII A							
1 H 1,008																	2 He 4							
II A																		III A	IV A	V A	VI A	VII A		
3 Li 7	4 Be (259)																	5 B 11	6 C 12	7 N 14	8 O 16	9 F 19	10 Ne 20	
																		III A	IV A	V A	VI A	VII A		
11 Na 23	12 Mg 24																	13 Al 27	14 Si 28	15 P 31	16 S 32	17 Cl 35,5	18 Ar 40	
																	VIII B		I B		II B			
19 K 39	20 Ca 40	21 Sc 45	22 Ti 48	23 V 51	24 Cr 52	25 Mn 55	26 Fe 56	27 Co 59	28 Ni 58,5	29 Cu 63,5	30 Zn 65,5	31 Ga 70	32 Ge 72,5	33 As 75	34 Se 79	35 Br 80	36 Kr 84							
37 Rb 85,5	38 Sr 87,5	39 Y 88,9	40 Zr 91	41 Nb 93	42 Mo 96	43 Tc (98)	44 Ru 101	45 Rh 103	46 Pd 106,5	47 Ag 108	48 Cd 112,5	49 In 115	50 Sn 118	51 Sb 122	52 Te 127,6	53 I 127	54 Xe 131							
55 Cs 133	56 Ba 137	Lantanídeos		72 Hf 178,5	73 Ta 181	74 W 184	75 Re 186	76 Os 190	77 Ir 192	78 Pt 195	79 Au 197	80 Hg 200,5	81 Tl 204	82 Pb 207	83 Bi 209	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)						
87 Fr (223)	88 Ra (226)	Actinídeos		104 Rf (261)	105 Db 262	106 Sg (263)	107 Bh (262)	108 Hs (265)	109 Mt (268)	110 Ds (281)	111 Rg (280)	112 Cn (286)	113 Nh (286)	114 Fl (289)	115 Mc (289)	116 Lv (293)	117 Ts (294)	118 Og (294)						

NÚMERO ATÔMICO	ELETRONEGATIVIDADE
Símbolo	
MASSA ATÔMICA APROXIMADA	

Lantanídeos	57 La 139	58 Ce 140	59 Pr 141	60 Nd 144	61 Pm (145)	62 Sm 150	63 Eu 152	64 Gd 157	65 Tb 159	66 Dy 162,5	67 Ho 165	68 Er 167	69 Tm 169	70 Yb 173	71 Lu 175
Actinídeos	89 Ac 227	90 Th 232	91 Pa 231	92 U 238	93 Np 237	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (262)

O metal que apresenta as características químicas descritas no texto é denominado:

- A ferro
- B zinco
- C sódio
- D níquel

21 Udesc 2016 A tabela periódica dos elementos químicos é uma das ferramentas mais úteis na Química. Por meio da tabela é possível prever as propriedades químicas dos elementos e dos compostos formados por eles. Com relação aos elementos C, O e Si, analise as proposições.

- I. O átomo de oxigênio apresenta maior energia de ionização.
- II. O átomo de carbono apresenta o maior raio atômico.
- III. O átomo de silício é mais eletronegativo que o átomo de carbono.
- IV. O átomo de silício apresenta maior energia de ionização.
- V. O átomo de oxigênio apresenta o maior raio atômico.

Assinale a alternativa **correta**.

- A Somente a afirmativa V é verdadeira.
- B Somente as afirmativas I e II são verdadeiras.
- C Somente as afirmativas IV e V são verdadeiras.
- D Somente a afirmativa I é verdadeira.
- E Somente a afirmativa III é verdadeira.

22 PUC-MG 2016 Com relação à energia de ionização, é **incorreto** afirmar:

- A Quanto maior a energia de ionização, mais difícil é a retirada dos elétrons mais externos.
- B A saída do segundo elétron demanda mais energia que a do primeiro.
- C Quanto maior o raio atômico, menor é a energia de ionização.
- D A energia de ionização cresce da esquerda para direita e de cima para baixo na tabela periódica.

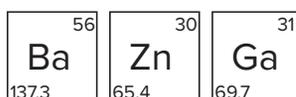
Texto para a próxima questão:

No interior do tubo da lâmpada fluorescente existem átomos de argônio e átomos de mercúrio. Quando a lâmpada está em funcionamento, os átomos de Ar ionizados chocam-se com os átomos de Hg. A cada choque, o átomo de Hg recebe determinada quantidade de energia que faz com que seus elétrons passem de um nível de energia para outro, afastando-se do núcleo. Ao retornar ao seu nível de origem, os elétrons do átomo de Hg emitem grande quantidade de energia na forma de radiação ultravioleta. Esses raios não são visíveis, porém eles excitam os elétrons do átomo de P presente na lateral do tubo, que absorvem energia e emitem luz visível para o ambiente.

23 IFSul 2016 A configuração eletrônica do elemento que possui maior eletronegatividade, dentre os elementos presentes na lâmpada fluorescente, é

- A $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
 B $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 C $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10}$
 D $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$

24 UFRGS 2015 Um aficionado do seriado TBBT, que tem como um dos principais bordões a palavra *Bazinga*, comprou uma camiseta alusiva a essa palavra com a representação dos seguintes elementos:



Em relação a esses elementos, considere as afirmações abaixo.

- I. Zinco apresenta raio atômico maior que o bário.
 II. Zn^{2+} e Ga^{3+} são isoeletrônicos.
 III. Bário é o elemento que apresenta menor potencial de ionização.

Quais estão corretas?

- A Apenas I.
 B Apenas II.
 C Apenas III.
 D Apenas II e III.
 E I, II e III.

25 UFBA 2012

Elemento	Raio atômico (pm)	Raio iônico do ânion divalente (pm)	Primeiro potencial de ionização (kJ/mol)
Oxigênio	74	140	1314
Enxofre	104	184	999
Selênio	114	198	941
Telúrio	137	221	869
Polônio	X	–	Y

A tabela periódica é a mais importante ferramenta que os químicos criaram para ajudar na busca de tendências e de padrões, que permitem previsões de propriedades físicas e químicas dos elementos químicos e de seus compostos. A estrutura da tabela periódica moderna obedece aos padrões periódicos das configurações eletrônicas desses elementos. Quando organizados em colunas, apresentam igual número de elétrons no nível mais externo, elétrons de valência, e portanto semelhanças, em geral, em suas propriedades. Entretanto, como esses elétrons de valência se distribuem em diferentes níveis de energia, conforme o número atômico aumenta, os elementos desse grupo apresentam valores diferentes dessas propriedades, como mostra a tabela acima. Assim, as configurações eletrônicas, além de explicarem as semelhanças, explicam também as diferenças entre as propriedades desses elementos nos períodos e grupos da tabela periódica.

- 28 UPF-RS 2015** Leia as seguintes afirmações sobre a tabela periódica dos átomos dos elementos químicos e sobre as propriedades desses átomos.
- Quando os elementos químicos são organizados em ordem crescente de número atômico, ocorre periodicidade em algumas de suas propriedades.
 - Os elementos que se encontram nas séries lantanídea e actinídea são chamados de elementos de transição interna.
 - A disposição dos elementos na tabela periódica é tal que aqueles com propriedades semelhantes ficam sempre num mesmo período.
 - Num período ou num grupo, a energia de ionização será tanto maior quanto maior for o raio atômico.

Está **correto** apenas o que se afirma em:

- A II. C I, II e III. E III e IV.
 B I e II. D II e III.

- 29 PUC-MG 2015** Os elementos químicos são distribuídos na tabela periódica de acordo com o crescimento do número atômico. Tal distribuição faz com que os elementos com propriedades semelhantes fiquem reunidos em uma mesma coluna e regiões específicas da tabela. Sobre a periodicidade química dos elementos, leia com atenção os itens a seguir.
- Os elementos da família dos metais alcalinos são os elementos químicos que apresentam maior energia de ionização.

- O raio atômico é a distância medida entre dois núcleos em uma ligação química.
- Os elementos da família dos halogênios são os elementos químicos que apresentam maior afinidade eletrônica.
- A eletronegatividade é a tendência que um átomo possui de atrair os elétrons de outro átomo em uma ligação química.

São afirmativas **corretas**:

- A I, III e IV C II e IV, apenas
 B II, III e IV D III e IV, apenas

- 30 UEPG-PR 2015** Considerando os átomos abaixo, representados pelas letras X, Y, Z e W e, a partir de suas configurações eletrônicas, assinale o que for correto quanto às propriedades periódicas e à localização na Tabela Periódica atual.

X (Z = 16) Z (Z = 29)
 Y (Z = 20) W (Z = 35)

- Os átomos Y e W estão no mesmo período da Tabela Periódica.
- O átomo Z pertence a um elemento de transição externa.
- Y tem maior raio atômico do que W.
- O átomo Y tem maior eletronegatividade do que o átomo X.
- X e W estão localizados em colunas vizinhas, mas não no mesmo período da Tabela Periódica.

Soma:

Texto complementar

Formação dos elementos químicos: da grande explosão às estrelas

Prof. Túlio Jorge dos Santos
 (Entregue para publicação 10 de dezembro de 2001)

Introdução

O universo nasceu de uma grande explosão que deu origem ao espaço, ao tempo, à radiação, à matéria e a tudo que nele existe.

O universo está em expansão.

Sua dinâmica é descrita pela Teoria da Gravitação Generalizada (Einstein).

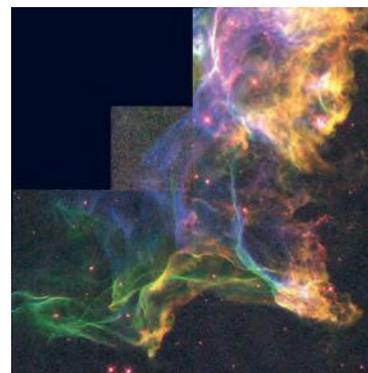
A distribuição de matéria no universo é homogênea em larga escala.

Neste cenário, após a inflação oriunda da explosão primordial, resultaram os “Quarks” cujas combinações resultaram nas partículas elementares, suas combinações resultando em átomos, átomos em moléculas, e assim por diante.

Os elementos leves se originaram nas condições extremas da explosão inicial (H, He, Be e traços de Li). Os demais elementos são produtos de condições também extremas em interiores estelares.

O modelo padrão

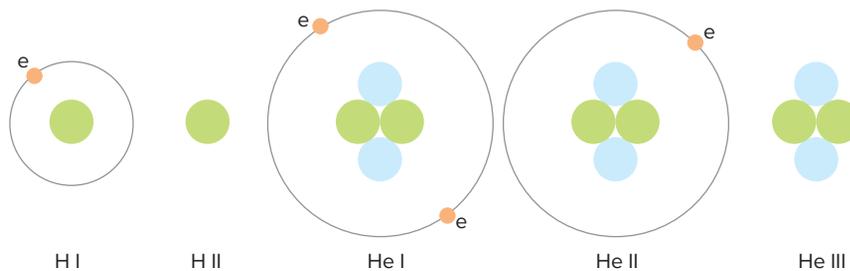
Estrelas nascem em nuvens de gás, poeira e íons fartamente existentes em galáxias. Uma dessas nuvens, quando perturbada por ondas de choque e pressão, que podem ser oriundas da explosão resultante da morte de uma estrela próxima (supernova), dispara o processo de colapso gravitacional. Tal processo provoca elevação da temperatura e a consequente fusão do hidrogênio em sua região central. A imagem a seguir, obtida pelo telescópio espacial Hubble, apresenta uma dessas nuvens, que se encontra em estado perturbado. São notáveis as ondas de choque e pressão, provenientes de uma supernova jovem relativamente próxima.



Jeff Hester/Arizona State University/NASA

A energia envolvida no colapso gravitacional requer o aumento da temperatura e a consequente fusão do hidrogênio.

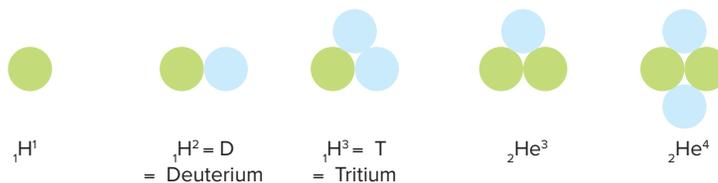
Neste cenário inicial se apresentam átomos e íons segundo a representação:



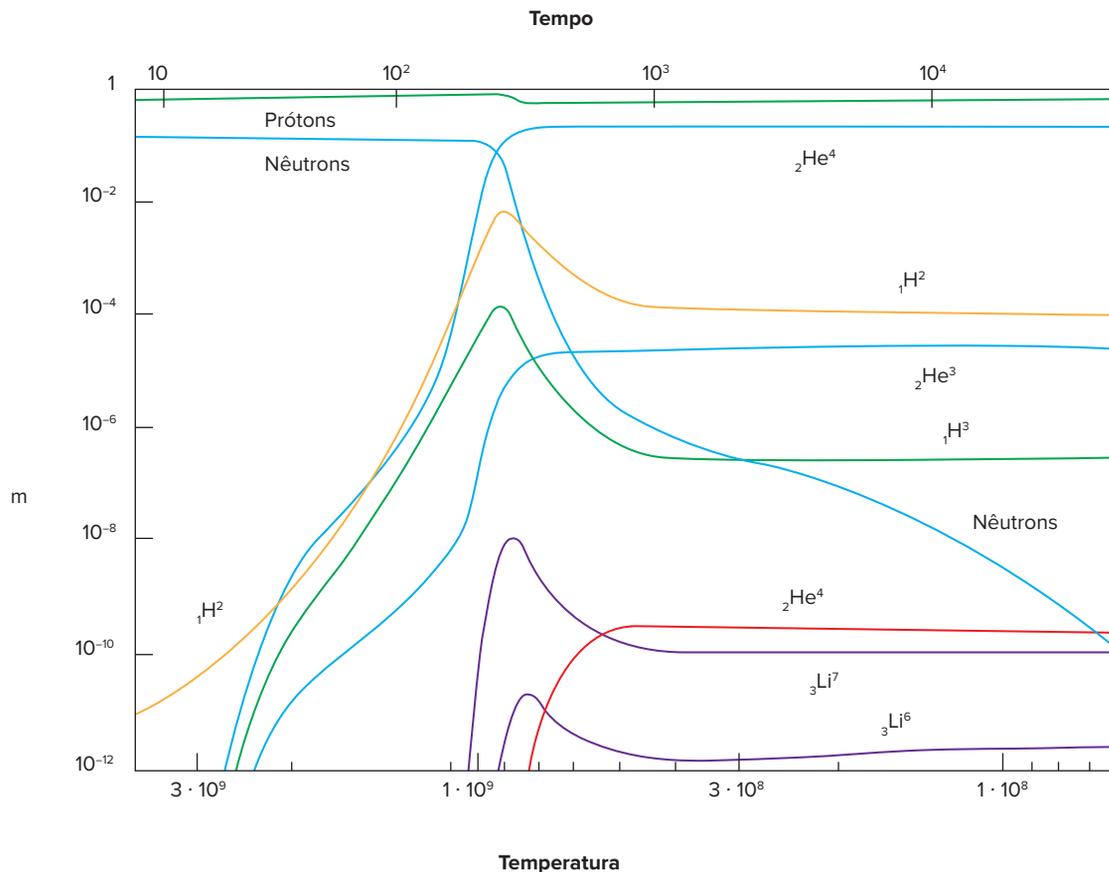
onde esferas verdes são prótons, azuis são nêutrons e pontos vermelhos são elétrons. Números romanos indicam o estágio de ionização: I para o estado neutro e II para o estado com um elétron a menos.

Na nomenclatura química cada elemento é identificado pelo número de prótons em seu núcleo.

As combinações: número de prótons / número de nêutrons identificam os “isótopos” na sequência a seguir:



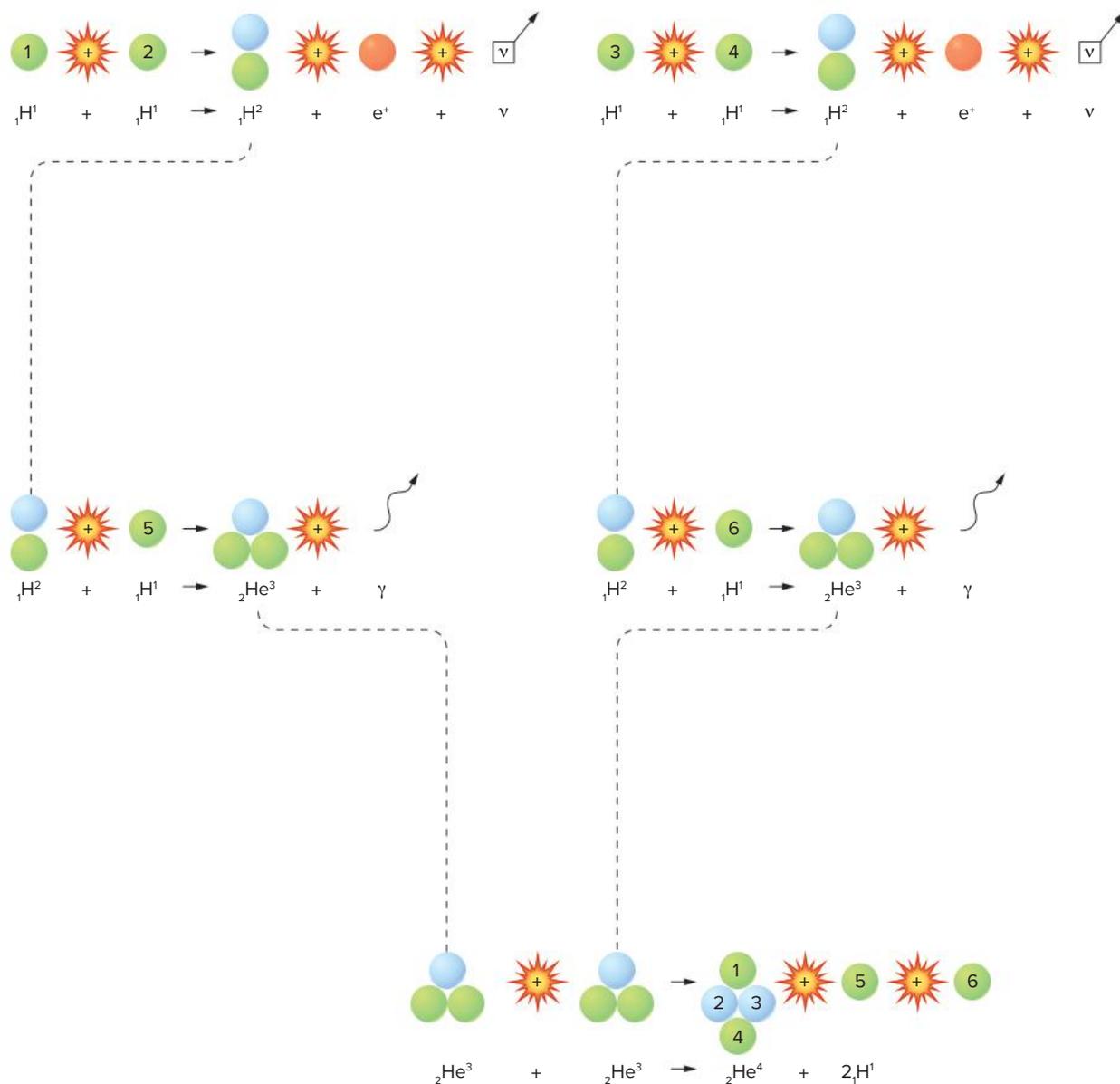
O modelo teórico para a abundância de “elementos” em fração total de massa, por temperatura (K) no tempo (s), nos minutos seguintes à grande explosão, foi desenvolvido a partir das contribuições pioneiras de Fred Hoyle e colaboradores. Sua representação, abaixo, agrega resultados recentes, obtidos pela moderna física de partículas elementares:



Nucleossíntese em Estrelas

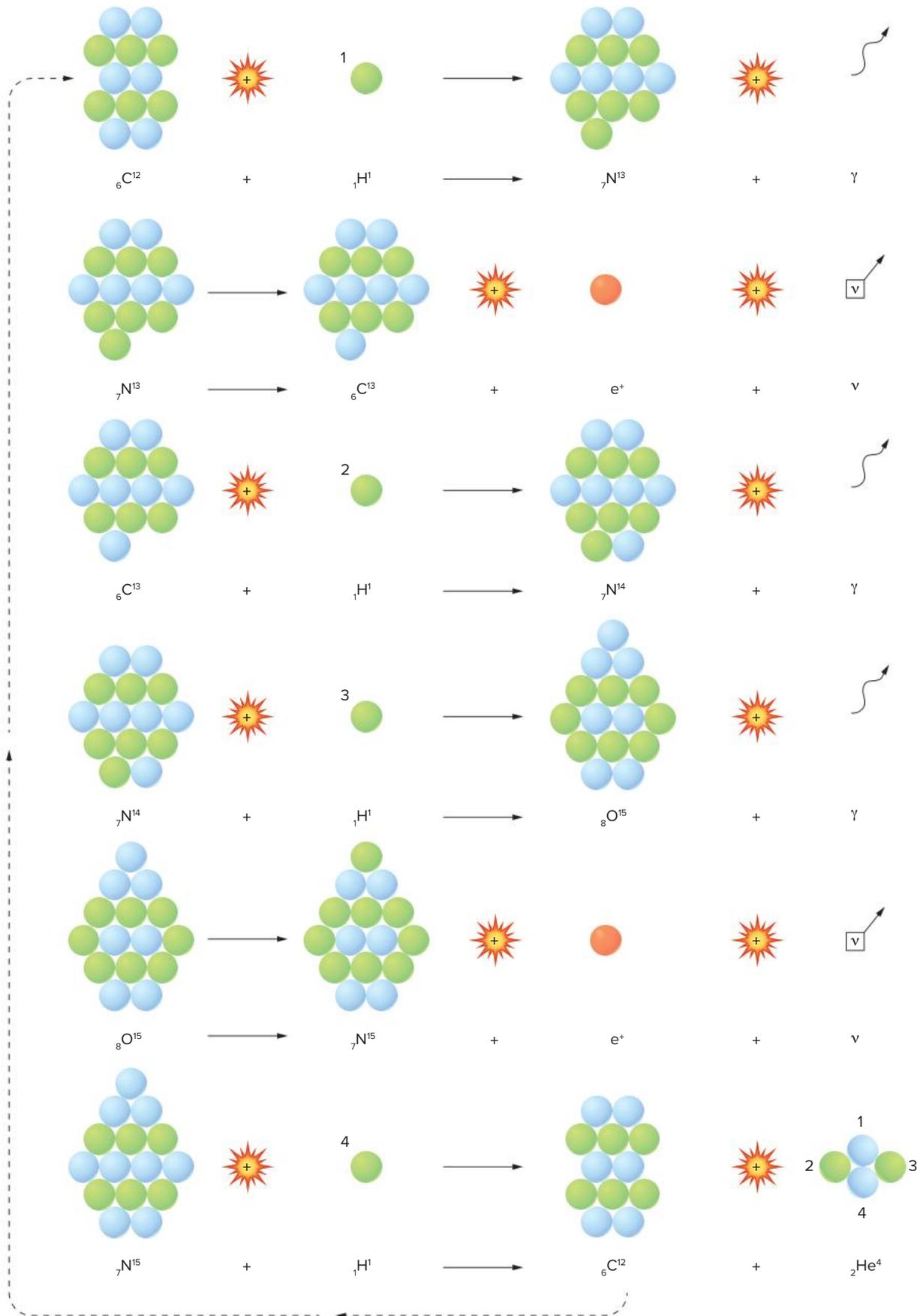
O processo de formação de elementos químicos em estrelas se chama nucleossíntese.

Em interiores estelares típicos (como o do nosso Sol), as temperaturas e/ou pressões, favorecem interações próton-próton cuja cadeia revela a antipartícula e^+ (pósitron), o n (neutrino) e a radiação γ (gama). A figura abaixo apresenta os estágios de partida para a formação de elementos pesados nessas estrelas.



No primeiro estágio, dois núcleos de hidrogênio se fundem para formar o núcleo de deutério, emitindo um pósitron e um neutrino. O neutrino (desprovido de carga elétrica e transparente ao campo gravitacional), escapa imediatamente do interior estelar. O pósitron e o elétron mais próximo (partícula/antipartícula) se aniquilam emitindo radiação gama. A seguir o núcleo de deutério funde com o hidrogênio para formar um isótopo do hélio com dois prótons e um nêutron em seu núcleo emitindo mais radiação gama. Finalmente, dois desses núcleos se fundem para formar um núcleo de hélio e um núcleo de hidrogênio. Na figura os prótons estão numerados para facilitar o acompanhamento da cadeia.

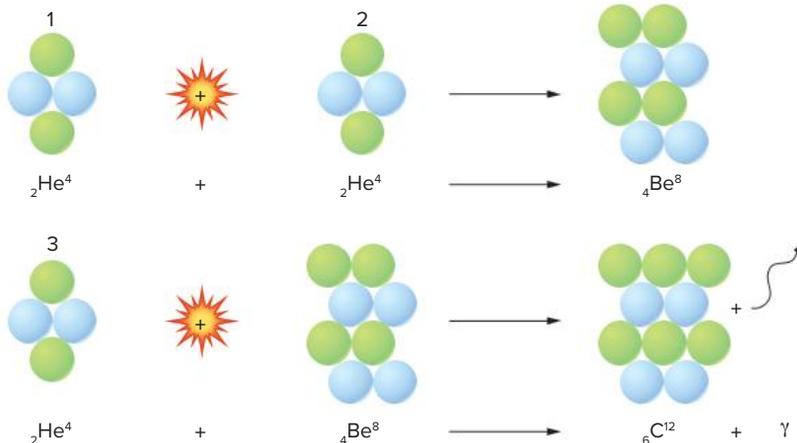
Em interiores estelares, a temperaturas mais altas que o Sol, predomina o ciclo carbono-nitrogênio, apresentado na figura abaixo:



Esse ciclo, também conhecido como ciclo do carbono, tem início com a fusão de um núcleo de hidrogênio e um núcleo de carbono, tendo como produtos um isótopo do nitrogênio e radiação gama. Após a inserção de mais três núcleos de hidrogênio, o ciclo termina, tendo como produtos o núcleo de hélio e o núcleo de carbono. Na figura os quatro átomos de hidrogênio estão numerados e o carbono resultante reinicia cadeia.

Ciclos alternativos envolvendo isótopos de oxigênio também ocorrem. Esses processos são chamados ciclo do carbono-nitrogênio-oxigênio (CNO).

Estrelas com interiores mais quentes ainda fundem núcleos de hélio para formar núcleos de carbono. Como no processo são gastos três núcleos de hélio (partícula alfa – nome derivado dos primórdios da física nuclear), ele é chamado triplo-alfa. Nesse caso, duas partículas alfa interagem para formar o berílio. Esse elemento nessa condição é muito instável existindo o tempo suficiente para interagir com uma terceira partícula alfa e produzir o carbono com emissão de radiação gama.



As frações de massa perdidas nos diferentes processos são convertidas em energia que pode ser calculada pela expressão $E = mc^2$. No caso da conversão de quatro “hidrogênios” para um hélio menos de 1% da massa é consumida dando lugar ao equivalente em energia.

SANTOS, J. T. “Formação dos elementos químicos: da grande explosão às estrelas”. UFMG – Observatório Astronômico Frei Rosário, 10 dez. 2001. Disponível em: <www.observatorio.ufmg.br/pas36.htm>. Acesso em: 24 maio 2017.

Resumindo

Tabela periódica moderna

Os elementos estão organizados em ordem crescente de seus números atômicos (Z). Os elementos são divididos em:

- Períodos

As sete linhas horizontais da tabela periódica são denominadas **períodos**, e o número do período corresponde ao número de camadas (níveis de energia) que o elemento possui em sua distribuição eletrônica.

- Colunas, grupos ou famílias

As dezoito linhas verticais da tabela periódica são denominadas **colunas, grupos ou famílias**. Cada uma delas agrupa elementos com propriedades químicas semelhantes.

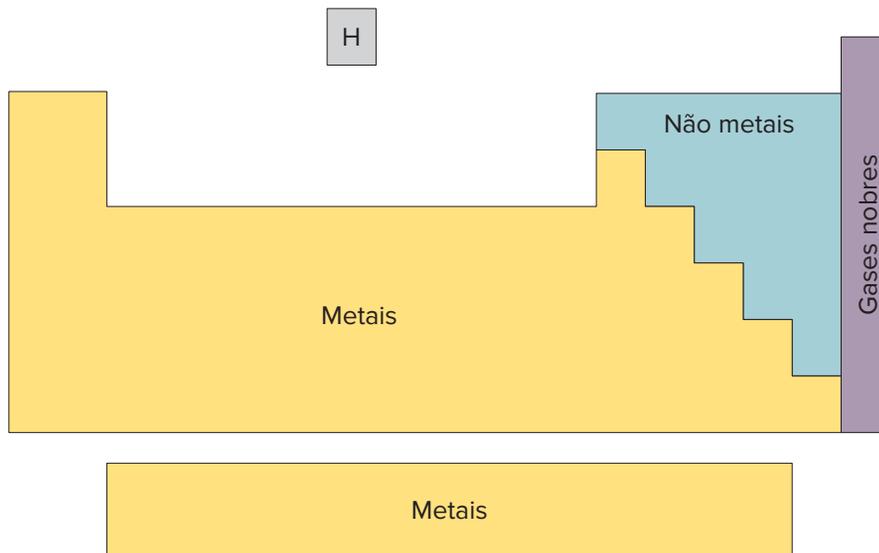
Antigamente, a numeração das dezoito colunas era feita em algarismo romano e dividia em grupos **A** e **B**. Em 1985, a Iupac propôs que as colunas, grupos ou famílias da tabela fossem numeradas de 1 a 18, da esquerda para a direita.

Além da numeração, alguns grupos possuem nomes especiais, conforme mostrado na tabela a seguir:

Número do grupo, coluna ou família		Nome do grupo, coluna ou família	Elementos
Atual	Antiga		
1	IA	Metais alcalinos	Li, Na, K, Rb, Cs e Fr.
2	IIA	Metais alcalinoterrosos	Be, Mg, Ca, Sr, Ba e Ra.
16	VIA	Calcogênios	O, S, Se, Te, Po e Lv.
17	VIIA	Halogênios	F, Cl, Br, I, At e Ts.
18	VIIIA	Gases nobres	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn e Og.

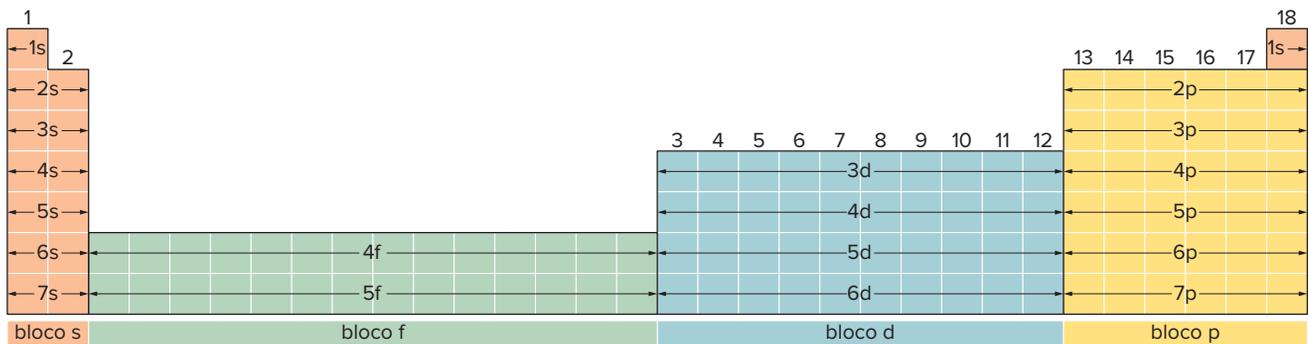
Nomes de alguns grupos da tabela periódica.

- **Tipos de elementos:** a tabela pode ainda ser dividida em metais, ametais (ou não metais), gases nobres e hidrogênio.



Divisão em metais, não metais (ou ametais), gases nobres e hidrogênio.

- **Tabela periódica e o diagrama de Linus Pauling:** a tabela periódica pode ser dividida em blocos s, p, d, e f.



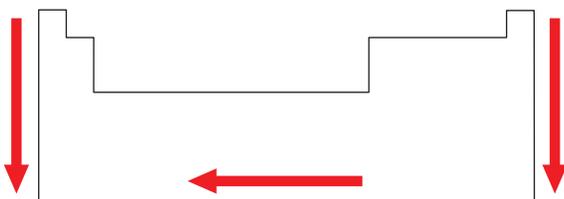
Divisão em blocos s, p, d e f na tabela periódica.

- **Elementos representativos:** pertencem às colunas 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 e 18 e apresentam o elétron de diferenciação (elétron mais energético) no subnível s ou p.
- **Elementos de transição:** são divididos em:
 - Elementos de transição externa (colunas 3 a 12); apresentam o elétron de diferenciação (elétron mais energético) no subnível d.
 - Elementos de transição interna (**série dos lantanídeos e série dos actinídeos**); apresentam o elétron de diferenciação (elétron mais energético) no subnível f.

Propriedades periódicas

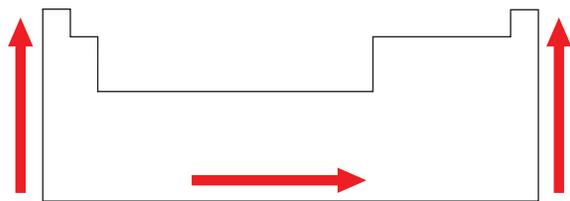
Quando elementos são listados, sequencialmente, em ordem crescente de seu número atômico, é observada uma repetição periódica em suas propriedades.

- **Raio atômico**



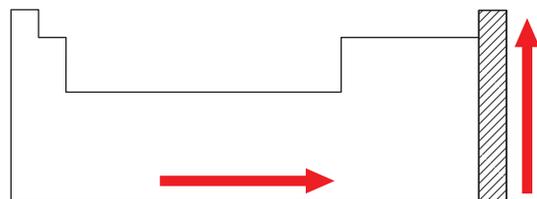
Variação do raio atômico, aumenta na direção das setas.

- **Energia ou potencial de ionização**



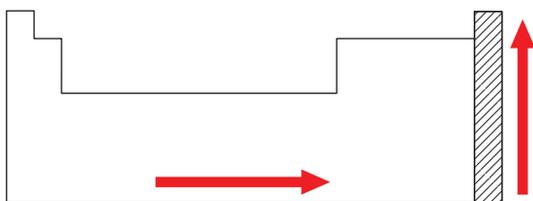
Variação da energia ou potencial de ionização, aumenta na direção das setas.

- **Afinidade eletrônica ou eletroafinidade**



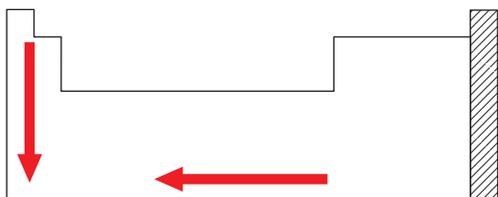
Variação da afinidade eletrônica, aumenta na direção das setas.

• **Eletronegatividade**



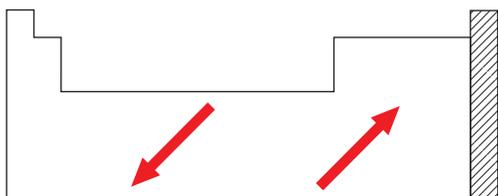
Varição da eletronegatividade, aumenta na direção das setas.

• **Eletropositividade ou caráter metálico**



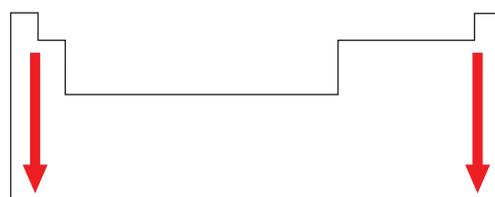
Varição da eletropositividade ou caráter metálico, aumenta na direção das setas.

• **Reatividade**



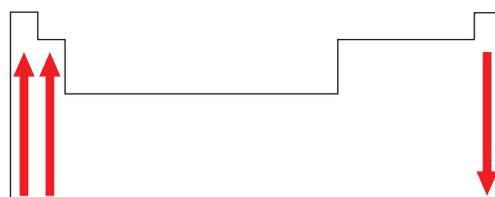
Varição da reatividade dos elementos, aumenta na direção das setas.

• **Densidade**



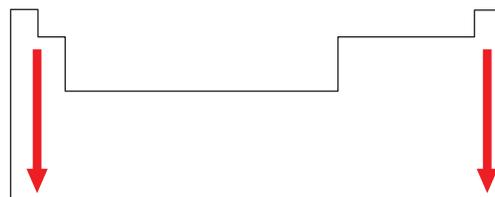
Varição da densidade, aumenta na direção das setas.

• **Temperatura de fusão e temperatura de ebulição**



Varição das temperaturas de fusão e ebulição, aumenta na direção das setas.

• **Volume atômico**



Varição do volume atômico, aumenta na direção das setas.

Quer saber mais?



Documentário

- Química – Uma história volátil – Ep. 1: A descoberta dos elementos. Inglaterra: *BBC. On-line*. Disponível em: <www.dailymotion.com/video/x2e4n65_quimica-uma-historia-volatil-ep-1-a-descoberta-dos-elementos_school>.



Livro

- **STRATHERN, P.** *O sonho de Mendeleiev – A verdadeira história da Química*. Rio de Janeiro: Editora Zahar, 2002. O livro aborda a história da descoberta e busca pela classificação dos elementos químicos ao longo dos séculos.



Sites

- <www.webelements.com>. O site traz uma tabela periódica interativa da qual é possível obter diversas informações sobre os elementos químicos.
- <www.tabelaperiodica.org/oxigenio/>. Coletânea de informações sobre o oxigênio, um dos principais elementos químicos existentes.

Exercícios complementares

- 1 Cefet-MG 2016** Utilizando-se a Tabela Periódica dos Elementos, é possível identificar determinadas substâncias encontradas na natureza. Considere uma substância com as seguintes características:
- Simples
 - Diatômica
 - Presente na atmosfera
 - Constituída por átomos da coluna ou família VI-A (calcogênios)
- Essa substância corresponde ao gás
- | | |
|-----------------|----------------|
| A CO_2 | C O_3 |
| B N_2 | D O_2 |
- 2 UTFPR 2012** Com relação ao elemento químico nitrogênio ($Z = 7$), é correto afirmar que:
- sua distribuição eletrônica em camadas, no estado fundamental é K-2, L-2, M-3.
 - possui, no estado fundamental, três elétrons na última camada.
 - pertence ao 3º período da tabela periódica.
 - pertence ao grupo 15 ou 5A da tabela periódica.
 - seu símbolo é Ni.
- 3 Uespi 2012** Os cloratos são agentes oxidantes úteis. O clorato de potássio, KClO_3 , por exemplo, é usado como fonte de oxigênio em fogos de artifício e em fósforos. Os elementos que o constituem, na ordem indicada na fórmula acima, pertencem às famílias dos:
- alcalinoterrosos, halogênios e calcogênios.
 - alcalinos, calcogênios e halogênios.
 - calcogênios, halogênios e alcalinoterrosos.
 - alcalinos, halogênios e calcogênios.
 - alcalinos, gases nobres e calcogênios.
- 4 UECE 2018 (Adapt.)** No sexto e sétimo períodos da Tabela Periódica, são encontrados elementos conhecidos como terras raras, que são os lantanídeos e os actinídeos. Sobre tais elementos é correto afirmar que
- o elétron diferencial do praseodímio se encontra na antepenúltima camada do átomo.
 - a maior diferença entre os lantanídeos e os actinídeos é que os actinídeos, com uma única exceção, são elementos estáveis, ao passo que todos os lantanídeos são radioativos.
 - as terras raras têm esse nome porque todas são encontradas em pequena quantidade.
 - os lantanídeos e os actinídeos são elementos de transição simples.
- 5 IFCE 2016** Com base na tabela periódica, é **incorreto** afirmar-se que
- todos os átomos neutros de metais alcalinos apresentam um elétron na camada de valência.
 - o oxigênio é um calcogênio, logo pertence à família 6A.
 - as linhas verticais da tabela periódica representam os grupos ou famílias e as linhas horizontais indicam os períodos.
 - os elementos cujas distribuições eletrônicas terminam em s ou p são chamados de elementos representativos.
 - elementos com propriedades químicas semelhantes apresentam diferentes configurações eletrônicas no último nível de energia.
- 6 PUC-RS 2016** A Tabela Periódica contém todos os elementos químicos já descobertos, os quais estão organizados em função de sua estrutura e propriedades. Em relação aos elementos químicos, é correto afirmar que
- o mais leve da Tabela Periódica é um gás nobre.
 - o mais abundante na atmosfera terrestre é um calcogênio.
 - o mais abundante do Universo está localizado no primeiro período.
 - o que constitui o diamante está localizado no mesmo grupo do enxofre.
 - o mais abundante da crosta terrestre está localizado no terceiro período.
- Texto para a próxima questão:
- Existem mais de cem elementos químicos conhecidos na natureza. Muitos são comuns na indústria, agricultura e saúde, dentre outras áreas. Cada um é formado por partículas subatômicas, possuem o seu próprio lugar na tabela periódica e são agrupados em períodos e grupos ou famílias por apresentarem propriedades similares. Através da configuração eletrônica, pode-se localizar um elemento químico na tabela periódica.
- 7 IFSP 2012** Na classificação periódica, o período e grupo ou família em que o elemento químico de configuração eletrônica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$ está localizado são, respectivamente,
- 3 e 13 ou 3A.
 - 4 e 14 ou 4A.
 - 6 e 14 ou 4A.
 - 4 e 16 ou 6A.
 - 6 e 16 ou 6A.
- 8 IFSP 2011** Nas condições do ambiente, apresentam átomos isolados, isto é, não unidos a outros átomos, os seguintes elementos químicos
- argônio e neônio (gases nobres).
 - enxofre e oxigênio (calcogênios).
 - sódio e potássio (metais alcalinos).
 - magnésio e cálcio (metais alcalinoterrosos).
 - cloro e bromo (halogênios).

9 **UEPG 2018** Com base na classificação periódica, na distribuição eletrônica e nas características dos elementos químicos, assinale o que for correto.

- 01 O cálcio (Ca, Z = 20) e o céσιο (Cs, Z = 55) pertencem ao grupo 1.
02 O escândio (Sc, Z = 21) e o molibdênio (Mo, Z = 42) são metais de transição.
04 O nitrogênio (N, Z = 7) e o cloro (Cl, Z = 17) são gasosos à temperatura de 25 °C.
08 O flúor (F, Z = 9) e o iodo (I, Z = 53) pertencem ao grupo 17 e são respectivamente gasosos e sólidos à temperatura de 25 °C.

Soma:

10 **Cefet-MG 2014** Um elemento X possui 6 camadas eletrônicas preenchidas e 7 elétrons no último nível. Portanto, esse elemento localiza-se na família do(s) _____ e no _____ período.

Os termos que completam, corretamente, as lacunas são

- A halogênios e sexto.
B nitrogênio e quinto.
C carbono e segundo.
D calcogênios e sétimo.

11 **Uece 2018** No processo de evolução da tabela periódica, os modelos de Mendeleev e Moseley foram as formulações mais bem-sucedidas para demonstrar a periodicidade das propriedades dos elementos químicos. Nesse contexto, a diferença básica entre os modelos de Mendeleev e Moseley residem, respectivamente, na forma de organização dos seguintes parâmetros atômicos:

- A massa atômica e elétrons.
B massa atômica e nêutrons.
C elétrons e número de prótons.
D nêutrons e número de prótons.
E massa atômica e número de prótons

12 **PUC-PR 2016** Linus Carl Pauling, nascido no dia 28 de fevereiro de 1901, em Portland, nos Estados Unidos, foi um dos mais importantes químicos e recebeu dois Prêmios Nobel. Estudou a vitamina C. Em 1929, foi nomeado Professor Associado e, um ano depois, Professor. Em 1930, retorna para a Europa, estuda os elétrons e constrói junto com um aluno um aparelho de difração eletrônica para estudar a estrutura das moléculas. Recebeu, em 1931, o Prêmio Langmuir por ter realizado o trabalho científico mais significativo realizado por um cientista com menos de 30 anos. Em 1932, mostrou a ideia de eletronegatividade e a escala de Pauling. Um de seus trabalhos mais importantes é sobre hibridização e a tetravalência do carbono.

Disponível em: <<http://www.soq.com.br/>>.

Analisando o texto, o qual conta um pouco sobre Linus Pauling, assinale a alternativa **CORRETA**.

Dados:

${}_{26}\text{Fe}$ (grupo 8 ou família VIII B)

${}_{11}\text{Na}$ (grupo 1 ou família IA)
 ${}_{37}\text{Rb}$ (grupo 1 ou família IA)
 ${}_{12}\text{Mg}$ (grupo 2 ou família IIA)
 ${}_{20}\text{Ca}$ (grupo 2 ou família IIA)

- A A distribuição eletrônica de Linus Pauling ocorre em ordem decrescente de níveis energéticos.
B A distribuição eletrônica para o íon Fe^{3+} possui sub-nível mais energético $3d^3$.
C Caso em um laboratório faltasse o sódio para fazer um experimento, o rubídio poderia substituí-lo, pois ambos possuem propriedades químicas semelhantes.
D Analisando-se os raios iônicos do íon Na^+ e do íon Mg^{2+} , temos que o raio iônico do íon sódio (Na^+) é inferior ao raio iônico do íon magnésio (Mg^{2+}).
E Os elementos sódio, cálcio e ferro são bons condutores de eletricidade, porém maus condutores de calor no estado sólido.

13 **UFU 2015**



Fonte: http://chemical-effects.blogspot.com.br/2012_01_01_archive.html.

A charge, de forma humorada, revela um aspecto da presença do elemento químico hidrogênio na tabela periódica. Essa alusão deve-se ao fato de o hidrogênio não ter "família" e de

- A possuir tendência em formar ligações covalentes com os elementos metálicos, como o sódio, o potássio e o alumínio.
B possuir, preponderantemente, a mesma tendência de ligação química que os metais do primeiro grupo formando o íon H^+ .
C ser um elemento representativo, do tipo metal, cujas características se assemelham aos metais alcalinos.
D ser inserido no grupo I da tabela periódica devido à sua configuração eletrônica, porém, com tendência de ligação química semelhantes ao flúor.

14 **PUC-Rio 2014** A tabela periódica dos elementos é uma base de dados que possibilita prever o comportamento, propriedades e características dos elementos químicos.

Com as informações que podem ser obtidas da tabela periódica, relacione os elementos apresentados na coluna da esquerda com a informação da coluna à direita que indica a respectiva distribuição dos elétrons nos subníveis do último nível de energia ocupado no estado fundamental.

Elemento químico	Configuração no último nível
I. Bromo	X. s^2 Y. s^2p^4 Z. s^2p^2
II. Estanho	
III. Polônio	
IV. Rádío	

Estão corretas as associações:

- A I – X, II – Y e III – Z
 B I – X, II – Z e III – Y
 C I – Z, II – X e IV – Y
 D II – Z, III – Y e IV – X
 E II – Y, III – Z e IV – X

- 15 Uerj 2013** Em uma das primeiras classificações periódicas, os elementos químicos eram organizados em grupos de três, denominados tríades. Os elementos de cada tríade apresentam propriedades químicas semelhantes, e a massa atômica do elemento central equivale aproximadamente à média aritmética das massas atômicas dos outros dois. Observe as tríades a seguir:

Li	Cl	S
Na	Br	X
K	I	Te

Com base nos critérios desta classificação, a letra X corresponde ao seguinte elemento químico:

- A O B As C Se D Po

- 16 UFRN 2012** Apesar de controvérsias, pesquisadores da Nasa comunicaram no ano de 2010, na revista *Science* (02/12/2010, versão *on-line*) nos Estados Unidos, a descoberta do primeiro ser vivo que não possui fósforo na constituição do seu DNA, e sim arsênio. A procura por esse ser vivo (microrganismo), no entanto, acontece desde 2009, orientada pela ideia de que o arsênio poderia substituir o fósforo na constituição de alguns seres vivos. A ideia de o arsênio poder substituir o fósforo pode ser considerada
- A uma hipótese científica, fundamentada nas semelhanças existentes entre esses dois elementos, pelas suas posições na Tabela Periódica (no mesmo grupo).
 B uma lei científica, fundamentada nas semelhanças existentes entre esses dois elementos, pelas suas posições na Tabela Periódica (no mesmo grupo).
 C uma hipótese científica, fundamentada nas semelhanças existentes entre esses dois elementos, pelas suas posições na Tabela Periódica (no mesmo período).
 D uma lei científica, fundamentada nas semelhanças existentes entre esses dois elementos pelas suas posições na Tabela Periódica (no mesmo período).

- 17 Fuvest** Os elementos químicos se relacionam de diferentes maneiras com os organismos vivos. Alguns elementos são parte da estrutura das moléculas que constituem os organismos vivos. Outros formam íons essenciais à manutenção da vida. Outros, ainda, podem representar riscos para os seres vivos: alguns, por serem tóxicos; outros, por serem radioativos. Observe o esquema da Tabela Periódica, no qual estão destacados quatro elementos químicos, identificados pelas letras W, X, Y e Z.

Considerando suas posições na Tabela Periódica, assinale a alternativa que melhor associa esses quatro elementos químicos com as propriedades discutidas acima.

	Elemento W	Elemento X	Elemento Y	Elemento Z
A	elemento radioativo	íon essencial	metal tóxico	elemento estrutural
B	metal tóxico	íon essencial	elemento estrutural	elemento radioativo
C	elemento radioativo	elemento estrutural	íon essencial	metal tóxico
D	elemento estrutural	elemento radioativo	íon essencial	metal tóxico
E	elemento radioativo	metal tóxico	elemento estrutural	íon essencial

- 18 Enem 2018** Na mitologia grega, Nióbia era a filha de Tântalo, dois personagens conhecidos pelo sofrimento. O elemento químico de número atômico (Z) igual a 41 tem propriedades químicas e físicas tão parecidas com as do elemento de número atômico 73 que chegaram a ser confundidos. Por isso, em homenagem a esses dois personagens da mitologia grega, foi conferido a esses elementos os nomes de nióbio (Z = 41) e tântalo (Z = 73). Esses dois elementos químicos adquiriram grande importância econômica na metalurgia, na produção de supercondutores e em outras aplicações na indústria de ponta, exatamente pelas propriedades químicas e físicas comuns aos dois.

KEAN, S. **A colher que desaparece:** e outras histórias reais de loucura, amor e morte a partir dos elementos químicos. Rio de Janeiro: Zahar, 2011 (adaptado).

A importância econômica e tecnológica desses elementos, pela similaridade de suas propriedades químicas e físicas, deve-se a

- A terem elétrons no subnível *f*.
- B serem elementos de transição interna.
- C pertencem ao mesmo grupo na tabela periódica.
- D terem seus elétrons mais externos nos níveis 4 e 5, respectivamente.
- E estarem localizados na família dos alcalinos terrosos e alcalinos, respectivamente.

19 EsPCEX 2017 Munições traçantes são aquelas que possuem um projétil especial, contendo uma carga pirotécnica em sua retaguarda. Essa carga pirotécnica, após o tiro, é ignificada, gerando um traço de luz colorido, permitindo a visualização de tiros noturnos a olho nu. Essa carga pirotécnica é uma mistura química que pode possuir, dentre vários ingredientes, sais cujos íons emitem radiação de cor característica associada ao traço luminoso.

Um tipo de munição traçante usada por um exército possui na sua composição química uma determinada substância, cuja espécie química ocasiona um traço de cor correspondente bastante característico.

Com relação à espécie química componente da munição desse exército sabe-se:

- I. A representação do elemento químico do átomo da espécie responsável pela coloração pertence à família dos metais alcalinos-terrosos da tabela periódica.
- II. O átomo da espécie responsável pela coloração do traço possui massa de 137 u e número de nêutrons 81. Sabe-se também que uma das espécies apresentadas na tabela do item III (que mostra a relação de cor emitida característica conforme a espécie química e sua distribuição eletrônica) é a responsável pela cor do traço da munição desse exército.
- III. Tabela com espécies químicas, suas distribuições eletrônicas e colorações características:

Sal	Espécie Química	Distribuição eletrônica da espécie química no estado fundamental	Coloração Característica
Cloreto de Cálcio	Cálcio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	vermelha-alaranjada
Cloreto de Bário	Bário	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$	verde
Nitrato de Estrôncio	Estrôncio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$	vermelha
Cloreto de Cobre (II)	Cobre	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$	azul
Nitrato de Magnésio	Magnésio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	branca

Considerando os dados contidos, nos itens I e II, atrelados às informações da tabela do item III, a munição traçante, descrita acima, empregada por esse exército possui traço de coloração

- A vermelho-alaranjada.
- B verde.
- C vermelha.
- D azul.
- E branca.

20 UFF Após os trabalhos de Lavoisier, Dalton e outros, o estudo dos elementos químicos desenvolveu-se de tal forma que se tornou necessário classificá-los de acordo com suas propriedades. A observação experimental tornou evidente que certos elementos têm propriedades muito semelhantes, o que permite reuni-los em grupos.

Desde o século XIX, várias tentativas foram feitas, sem grande sucesso. O trabalho mais detalhado foi feito em 1869 por Mendeleiev. Ele ordenou os elementos em função de suas massas atômicas crescentes, respeitando suas propriedades químicas. O trabalho foi tão importante que ele chegou a prever a existência de elementos que ainda não haviam sido descobertos.

Com base na tabela periódica, pode-se constatar que:

- A a energia de ionização de um elemento é a energia máxima necessária para remover um elétron do átomo desse elemento no estado gasoso.
- B os elementos de transição interna são aqueles cujo subnível de maior energia da distribuição eletrônica de seus átomos é *f*.
- C a afinidade eletrônica ou eletroafinidade é a energia associada à saída de um elétron num átomo do elemento no estado gasoso.
- D as propriedades dos elementos são funções aperiódicas de seus números atômicos.
- E os elementos representativos são os elementos cujo subnível de menor energia da distribuição eletrônica de seus átomos é *s* ou *p*.

- 21 UEPG 2018** O elemento químico X ($Z = 17$) é isóbaro do elemento químico D ($Z = 19$ e 17 nêutrons). De acordo com essas afirmações, assinale o que for correto.
- 01 O número de massa do elemento X é 36.
 02 O elemento X tem 17 nêutrons.
 04 A energia de ionização para átomos de X é maior do que para átomos de D.
 08 Átomos do elemento X possuem maior raio atômico do que átomos do elemento D.

Soma:

- 22 UEPG 2019** Abaixo, estão representados os elementos do grupo 1 da Tabela Periódica e seus respectivos números atômicos (Z). Sobre a distribuição eletrônica e suas propriedades periódicas, assinale o que for correto.

Li	3
Na	11
K	19
Rb	37
Cs	55
Fr	87

- 01 Todos os elementos do grupo 1 apresentam um elétron na camada de valência.
 02 O Li é o elemento que apresenta o menor raio no grupo 1.
 04 O elemento mais reativo no grupo 1 é o Fr.
 08 A energia de ionização do Rb é maior do que a do K.

Soma:

- 23 Cefet-MG 2019** O cádmio é um metal tóxico que, na sua forma iônica (Cd^{2+}), apresenta uma similaridade química (tamanhos aproximados) com os íons dos metais cálcio e zinco, importantes para o nosso organismo. Esse fato permite que, em casos de intoxicação com o íon cádmio, esse substitua
- o cátion zinco (Zn^{2+}) em certas enzimas do organismo humano, o que provoca a falência dos rins.
 - o cátion cálcio (Ca^{2+}) no tecido ósseo, o que causa a doença de itai-itai, caracterizada por ossos quebradiços.

Dados:

Elemento	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
Número atômico (Z)	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
Elemento											Cd
Número atômico (Z)											48

- Com base nessas informações, é **INCORRETO** afirmar que
- A o subnível mais energético do Cd^{2+} é $4d^{10}$.
 B o cálcio possui eletronegatividade menor que o zinco.
 C os dois metais de maior Z são elementos de transição.
 D o cátion zinco apresenta dois elétrons na camada de valência.

- 24 Udesc 2011** Considere os átomos X, Y e Z, todos do mesmo período; X é um metal alcalinoterroso, Y está no grupo 5A e Z é um halogênio. Em relação a isso, assinale a alternativa correta.
- A X possui a menor primeira energia de ionização em relação a Y e Z.
 B Y possui a menor primeira energia de ionização em relação a X e Z.
 C Z possui a menor primeira energia de ionização em relação a X e Y.
 D X possui a maior primeira energia de ionização em relação a Y e Z.
 E Y possui a maior primeira energia de ionização em relação a X e Z.

- 25 UFTM 2012** O Brasil é o maior produtor de nióbio do mundo, com produção aproximada de 80 mil toneladas em 2010, o que corresponde a 96% do total mundial. Minas Gerais é o principal estado brasileiro produtor de nióbio. O consumo de nióbio deve aumentar no futuro, especialmente devido à sua aplicabilidade em práticas industriais sustentáveis. O ferro-nióbio pode, por exemplo, ser usado na produção de carros mais leves, que consomem menos combustível.

Disponível em: <www.ibram.org.br>. (Adapt.)

- Quanto às propriedades do nióbio, podemos afirmar que a sua primeira energia de ionização e seu raio atômico, quando comparados aos do ferro, são, respectivamente,
- A maior e maior, e o nióbio localiza-se no quarto período da classificação periódica.
 B maior e maior, e o nióbio localiza-se no quinto período da classificação periódica.
 C maior e menor, e o nióbio localiza-se no quinto período da classificação periódica.
 D menor e maior, e o nióbio localiza-se no quinto período da classificação periódica.
 E menor e menor, e o nióbio localiza-se no quarto período da classificação periódica.

- 26 UEPG 2014** Sobre as propriedades dos elementos químicos, assinale o que for correto.
- 01 Elementos químicos, cujos átomos no estado fundamental possuem configuração ns^2np^5 no último nível energético, fazem parte de um grupo da Tabela Periódica com alta eletronegatividade.
 02 Metais alcalinos, localizados no Grupo 1 da Tabela Periódica, correspondem a uma família com alta eletropositividade.
 04 Elementos com átomos mais eletropositivos são formadores de cátions.
 08 Elementos cujos átomos no estado fundamental têm alto potencial de ionização perdem facilmente elétrons.
 16 O raio do átomo de um dado elemento é sempre menor que o raio do respectivo cátion e maior do que o raio do seu ânion.

Soma:

- 27 Unesp 2018** Considere os elementos K, Co, As e Br, todos localizados no quarto período da Classificação Periódica. O elemento de maior densidade e o elemento mais eletronegativo são, respectivamente,
- A K e As.
 - B Co e Br.
 - C K e Br.
 - D Co e As.
 - E Co e K.

- 28 UFSM 2012** A atividade física intensa faz nosso organismo perder, junto com o suor, muitos íons necessários à saúde, como é o caso dos íons sódio e potássio. É importantíssimo que tais íons sejam repostos mediante uma dieta alimentar adequada, incluindo a ingestão de frutas e sucos.

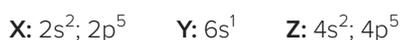
Analisando os elementos químicos sódio e potássio, assinale verdadeiro (V) ou falso (F) nas seguintes afirmativas.

- Os dois elementos pertencem ao mesmo grupo da tabela periódica, pois têm o mesmo número de elétrons na última camada.
- Os dois elementos possuem caráter metálico e apresentam potencial de ionização alto.
- O raio atômico do sódio é maior que o raio atômico do potássio, pois o sódio tem um maior número de camadas eletrônicas.

A sequência correta é

- A V – F – F.
- B V – F – V.
- C F – V – V.
- D V – V – F.
- E F – F – V.

- 29 Mackenzie-SP 2013** Abaixo são fornecidas as distribuições eletrônicas das camadas de valência dos átomos neutros **X**, **Y** e **Z** em seus estados fundamentais.



A partir dessas informações, é correto afirmar que

- A o elemento **Y** é um metal alcalinoterroso.
- B os elementos **X** e **Z** pertencem ao mesmo período, todavia **X** é mais eletronegativo do que **Z**.
- C o elemento **X** apresenta maior afinidade eletrônica do que o elemento **Y**.
- D o elemento **Z** apresenta maior raio atômico do que **Y**.
- E **X**, **Y** e **Z** são elementos de transição.

- 30 PUC-RS 2013** Analise o texto a seguir:

Na montagem de um automóvel, geralmente são usados vários metais e ligas metálicas, como, por exemplo, ferro, na forma de aço, na lataria; cobre, nos fios elétricos; ligas de alumínio, magnésio e outros metais, nas rodas; chumbo, na bateria; níquel, nos adornos e acabamentos metálicos, entre outros.

Em relação aos metais citados, é correto afirmar que

- A magnésio e alumínio estão no mesmo grupo da tabela periódica.

- B ferro, cobre e níquel são elementos representativos e estão no mesmo período da tabela periódica.
- C o chumbo tem maior ponto de fusão do que os demais elementos.
- D o cobre é menos denso do que o alumínio.
- E o magnésio tem símbolo Mg e é o mais eletropositivo.

- 31 Imed 2015** A eletropositividade e a eletronegatividade são propriedades _____. Sendo a eletronegatividade definida como a força de _____ sobre os elétrons de uma ligação. Assim, quanto _____ o raio atômico de um elemento _____ será sua eletronegatividade.

Assinale a alternativa que preenche, correta e respectivamente, as lacunas do trecho acima.

- A aperiódicas – atração – menor – maior
- B aperiódicas – repulsão – menor – menor
- C periódicas – repulsão – maior – maior
- D periódicas – atração – menor – maior
- E periódicas – atração – menor – menor

- 32 UEPG 2013** Um elemento químico em seu estado fundamental apresenta a distribuição eletrônica abaixo. Com relação a esse elemento, assinale o que for correto.

– nível 1 (K): completo;

– nível 2 (L): completo;

– nível 3 (M): 4 elétrons.

01 Possui número atômico igual a 14.

02 Encontra-se no terceiro período da tabela periódica.

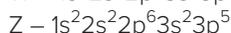
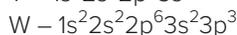
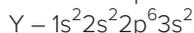
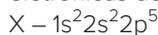
04 Pertence à família do carbono.

08 É um metal com elevada eletronegatividade.

16 Nessa mesma família, pode-se encontrar o elemento germânio ($Z = 32$).

Soma:

- 33 UEPG 2015** Abaixo são apresentadas as configurações eletrônicas de quatro átomos:



Sobre os átomos apresentados, assinale o que for correto.

01 O elemento Y pode adquirir configuração de gás nobre se ganhar dois elétrons.

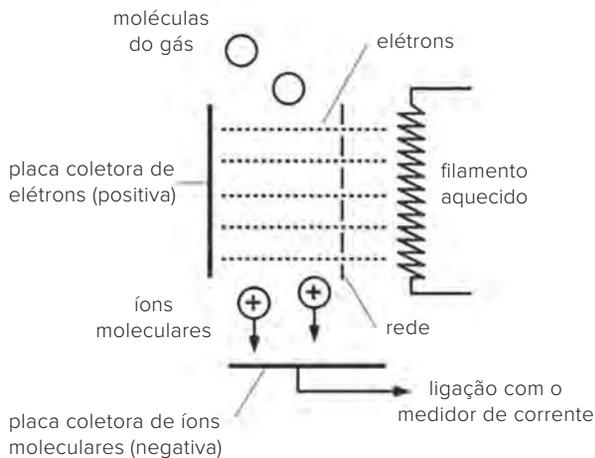
02 Não existe diferença de energia entre os subníveis 3s e 3p no átomo W, pois a diferença entre esses subníveis é de 1 elétron.

04 O raio atômico do elemento W é maior do que o raio atômico do elemento Z.

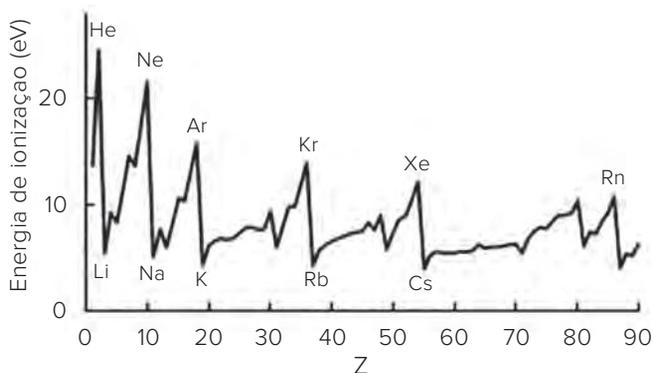
08 A energia de ionização do elemento X é maior que a energia de ionização do elemento Y.

16 O elemento Z tem a maior afinidade eletrônica entre os átomos apresentados.

Soma:



O gráfico abaixo relaciona as primeiras energias de ionização aos números atômicos dos respectivos elementos.



Um aparelho de ionização cuja energia eletrônica é 15 eV foi calibrado medindo-se a pressão de um sistema que continha vapor de sódio. Como a leitura do instrumento seria afetada se o vapor de sódio fosse substituído por neônio à mesma pressão?

- A A leitura seria maior.
- B A leitura manter-se-ia inalterada.
- C A leitura seria até 50% menor.
- D A leitura seria de até 50% do medido com sódio
- E A leitura seria zero.

39 UEPG 2016 Sobre as propriedades periódicas dos elementos químicos, assinale o que for correto.

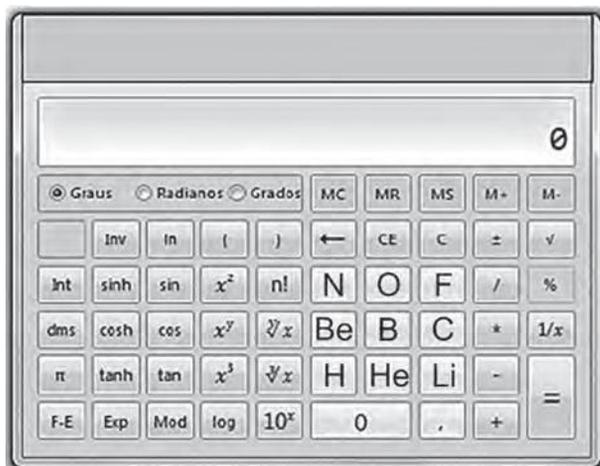
- 01 A segunda energia de ionização é sempre menor que a primeira energia de ionização.
- 02 Dados dois elementos com a seguinte configuração dos níveis mais energéticos: A = $3s^2 3p^1$ e B = $4s^2 4p^5$, o que apresenta o maior raio iônico e afinidade eletrônica é o elemento A.
- 04 A energia de ionização dos átomos tende a decrescer de cima para baixo no grupo, pois os elétrons mais externos ocupam uma camada mais afastada do núcleo e, portanto, estes se encontram menos fortemente ligados.

08 Os metais alcalinos terrosos são mais eletronegativos que os halogênios.

16 O Mg^{2+} apresenta um menor raio iônico que o Ca^{2+} , sendo Mg (Z = 12) e Ca (Z = 20).

Soma:

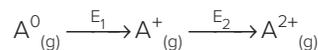
40 UFG 2013 Para estimular um estudante a se familiarizar com os números atômicos de alguns elementos químicos, um professor cobriu as teclas numéricas de uma calculadora com os símbolos dos elementos químicos de número atômico correspondente, como mostra a figura a seguir.



Nessa calculadora, se o estudante adicionar o elemento de menor número atômico com o de maior eletronegatividade, elevar a soma ao elemento cujo número atômico seja um número primo par e, em seguida, calcular o logaritmo do resultado, acionando a tecla **log**, o resultado final será um dígito, cuja tecla corresponde ao símbolo

- A de um gás nobre.
- B do elemento mais eletronegativo.
- C do elemento de menor número atômico.
- D de um halogênio.
- E do elemento menos eletronegativo.

41 UEPG 2016 Com relação aos processos abaixo, assinale o que for correto.



- 01 A energia E_1 é menor que a energia E_2 .
- 02 A energia E_1 é a energia liberada para retirar um elétron de um átomo isolado.
- 04 A espécie A^{2+} possui um raio atômico menor que a espécie A^0 .
- 08 A energia E_2 é a segunda energia de ionização do átomo A.
- 16 O processo apresentado pode representar a ionização de um átomo de metal alcalinoterroso.

Soma:

- 42 Uece 2016** Em 1839, o físico Alexandre Edmond Becquerel (1820-1891), ao descobrir, experimentalmente, o efeito fotoelétrico, aos 19 anos de idade, jamais imaginou que estivesse criando um novo meio de captação de energia limpa. A energia solar incide sobre uma célula fotoelétrica atingindo elétrons e produzindo eletricidade que pode ser convertida em energia luminosa ou mecânica, por exemplo. Para garantir maior eficiência, o material usado na fabricação de uma célula fotoelétrica deve ter
- alta densidade.
 - alta eletronegatividade.
 - baixo ponto de fusão.
 - baixa energia de ionização.

- 43 UFPR 2019** A tabela periódica dos elementos é ordenada pelo número atômico de cada elemento. A sua organização é útil para relacionar as propriedades eletrônicas dos átomos com as propriedades (químicas) das substâncias. Além disso, pode ser usada para prever comportamentos de elementos não descobertos ou ainda não sintetizados. Considere os elementos ${}_9X$, ${}_{16}Y$, ${}_{19}Z$ (X, Y, Z são símbolos fictícios).
- Faça a distribuição eletrônica dos átomos X, Y, e Z, indicando claramente a última camada preenchida.
 - A que período e grupo (ou família) pertencem os elementos X, Y e Z?
 - Coloque X, Y e Z em ordem crescente de raio atômico.
 - Coloque X, Y e Z em ordem crescente de eletronegatividade.

- 44 Uerj 2014** A tabela abaixo apresenta o nome de alguns minerais e a fórmula química da substância que constitui cada um deles.

Mineral	Fórmula química da substância
Calcita	CaCO_3
Cerussita	PbCO_3
Estroncianita	SrCO_3
Magnesita	MgCO_3
Rodocrosita	MnCO_3
Siderita	FeCO_3
Witherita	BaCO_3

Considerando a tabela, apresente o nome do mineral cujo metal no estado fundamental possui quatro elétrons na sua camada de valência. Apresente, também, a fórmula química da substância que contém o metal de maior raio atômico.

- 45 UFJF 2019** Em 1869, quando o químico russo Dimitri Mendeleev publicou pela primeira vez sua tabela periódica de elementos químicos, ficou claro que as propriedades químicas e físicas dos elementos também seguiam uma lei periódica. Desta forma, podemos estimar os valores das propriedades de um elemento químico observando as tendências ao longo de um grupo ou período da tabela periódica atual. Abaixo são relacionados três metais alcalinos (grupo 1 da tabela periódica) e os valores do raio atômico e eletronegatividade de Pauling são fornecidos para o sódio e o rubídio, respectivamente, enquanto para os outros elementos os valores destas propriedades são indicados pelos itens (i) a (iv):

Elemento	Raio atômico (nm)	Eletronegatividade de Pauling
Na	0,190	(iii)
K	(i)	(iv)
Rb	(ii)	0,8

Considerando a lei periódica, assinale a alternativa que contém os valores corretos dos itens (i); (ii); (iii) e (iv), respectivamente:

- 0,149; 0,095; 0,6 e 0,7
- 0,235; 0,280; 1,0 e 0,9
- 0,149; 0,095; 1,0 e 0,9
- 0,235; 0,280; 0,6 e 0,7
- 0,149; 0,280; 0,6 e 0,7



FRENTE 1

CAPÍTULO

3

Ligações químicas

Em nossa cozinha, é comum encontrarmos duas substâncias brancas, cristalinas. Apesar de sua similaridade na aparência e de serem utilizadas para realçar o sabor dos alimentos, essas duas substâncias são utilizadas em diferentes tipos de comida.

O sal e o açúcar, independentemente de sua utilização em comum, são espécies de substâncias bem diferentes. O sal de cozinha tem como seu principal constituinte o cloreto de sódio, que é formado de íons de sódio e de íons de cloro, ou seja, é formado por ligações iônicas. Ao passo que o açúcar consiste em moléculas de sacarose, formadas por ligações químicas entre os átomos de carbono, hidrogênio e oxigênio.

Gilbert Newton Lewis publicou um trabalho, em 1916, sugerindo que as ligações químicas entre átomos eram devidas ao compartilhamento de um par de elétrons entre eles. No mesmo ano, de forma independente, o alemão Walther Kossel lançou um estudo dizendo que os elétrons das camadas mais externas (camada de valência) eram os responsáveis pela **valência** de um átomo (número de ligações que cada átomo deve realizar para ficar estável). Segundo o estudo de Kossel, átomos poderiam perder ou receber elétrons da camada de valência e, dessa forma, se tornariam **cátions** e **ânions** que se atraem por força eletrostática.

A regra do octeto

Entre 1894 e 1900, foram descobertos os elementos conhecidos como **gases nobres** (hélio, neônio, argônio,

criptônio, xenônio e radônio). Esse nome foi atribuído a esses gases porque eles eram considerados inertes, ou seja, gases que não formavam ligações químicas com outros átomos. Atualmente, os gases nobres reagem em condições específicas, formando algumas substâncias. Porém, ainda são encontrados na natureza na forma isolada.

Associando-se essa observação à configuração eletrônica desses elementos, ou seja, ao fato de eles sempre apresentarem oito elétrons na última camada (exceto o gás hélio, que apresenta dois elétrons), conforme apresentado na Tab. 1, Kossel e Lewis lançaram a hipótese de que os átomos, ao se unirem, procuram perder, ganhar ou compartilhar seus elétrons da camada de valência até adquirirem a configuração eletrônica de um gás nobre, ou seja, oito elétrons. Essa teoria ficou conhecida como **regra do octeto**.

Gás nobre	Configuração eletrônica	Camada de valência
${}^2\text{He}$	$1s^2$	$1s^2$
${}^{10}\text{Ne}$	$1s^2 2s^2 2p^6$	$2s^2 2p^6$
${}^{18}\text{Ar}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$3s^2 3p^6$
${}^{36}\text{Kr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$	$4s^2 4p^6$
${}^{54}\text{Xe}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$	$5s^2 5p^6$
${}^{86}\text{Rn}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$	$6s^2 6p^6$

Tab. 1 Gases nobres e a regra do octeto.

Ligação iônica ou eletrovalente

Esse tipo de ligação acontece entre átomos com tendências contrárias, ou seja, átomos com tendência a perder elétrons (**metais**) e átomos com tendência a receber elétrons (**ametais** e **hidrogênio**).

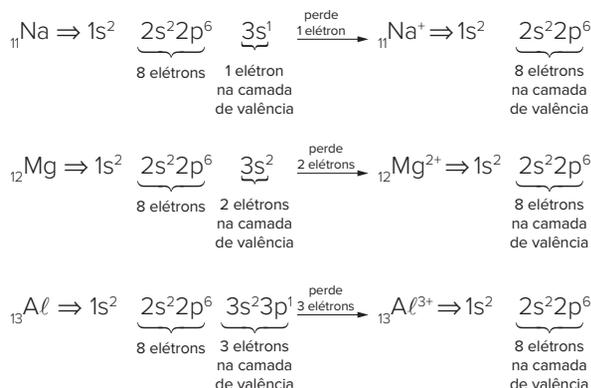
Ao perder elétrons, um átomo adquire carga positiva, tornando-se um cátion. Ao ganhar elétrons, adquire carga negativa, tornando-se um ânion. Esses íons com cargas opostas (cátions e ânions) sofrem atração eletrostática, formando o que chamamos **ligação iônica**.

Os elementos metálicos apresentam 1, 2 ou 3 elétrons na camada de valência (Tab. 2). Dessa forma, têm tendência a perder elétrons da camada de valência para adquirir configuração eletrônica de gás nobre com sua penúltima camada.

Grupo	Íon	Valência
1	$\text{Li}^+, \text{Na}^+, \text{K}^+, \text{Rb}^+, \text{Cs}^+$	Monovalente (1+)
2	$\text{Be}^{2+}, \text{Mg}^{2+}, \text{Ca}^{2+}, \text{Sr}^{2+}, \text{Ba}^{2+}$	Bivalente (2+)
13	Al^{3+}	Trivalente (3+)

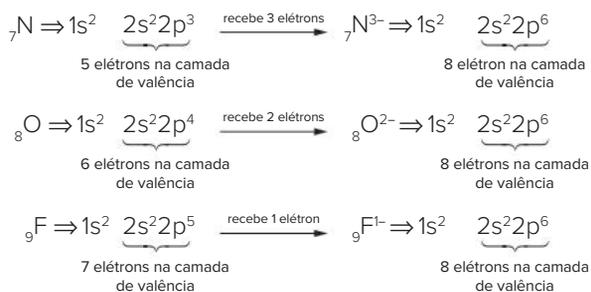
Tab. 2 Cátions de alguns elementos representativos.

Observe os exemplos a seguir para o sódio (Na), o magnésio (Mg) e o alumínio (Al):

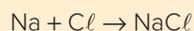


Já os ametais dos grupos 15, 16 e 17 apresentam tendência a receber elétrons para completar sua camada de valência de acordo com a regra do octeto e, com isso, adquirir a configuração eletrônica de gases nobres.

Observe os exemplos a seguir para o nitrogênio (N), o oxigênio (O) e o flúor (F):



Para ilustrar um pouco melhor uma ligação iônica, observe como seria uma reação entre um átomo de sódio e um átomo de cloro, em que ocorre a formação de cloreto de sódio, principal componente do sal de cozinha:



O átomo de sódio tem apenas um elétron em sua camada de valência e, nessa reação, cede esse elétron para o átomo de cloro, que possui sete elétrons em sua camada de valência, para que ambos obtenham a configuração estável de um gás nobre (Fig. 1).

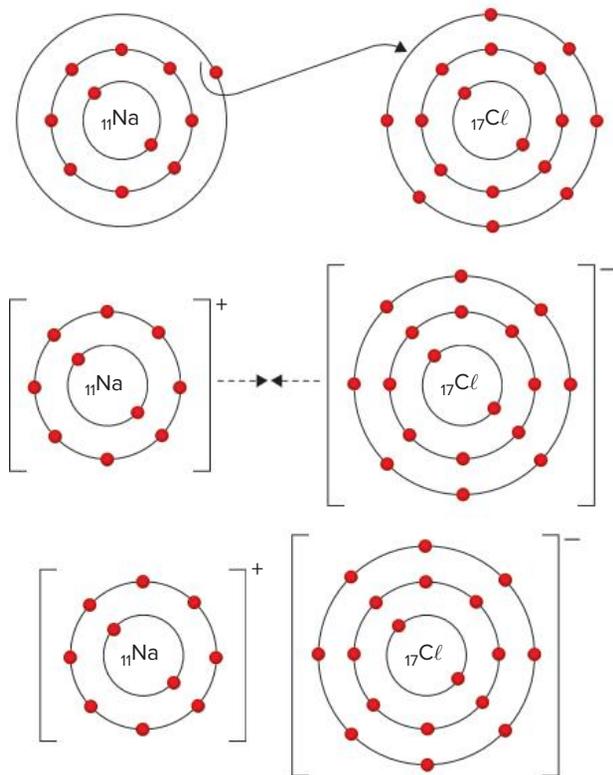


Fig. 1 Formação da ligação iônica do cloreto de sódio.

Como os íons formados têm cargas opostas, se associam por atração eletrostática, estabelecendo, então, a ligação iônica.

Os compostos formados são eletricamente neutros e denominados **compostos iônicos**.

Quando escrevemos a fórmula NaCl , estamos escrevendo, na verdade, a fórmula mínima desse composto. Na prática, um composto iônico é formado por um número muito grande e indeterminado de cátions e ânions, atraídos mutuamente, que se agrupam de maneira alternada, formando agregados tridimensionais chamados **retículos cristalinos** ou **cristais iônicos**. No caso do cloreto de sódio, a estrutura cristalina observada é do tipo cúbica, conforme ilustrado na Fig. 2.



Fig. 2 Cristais de NaCl .

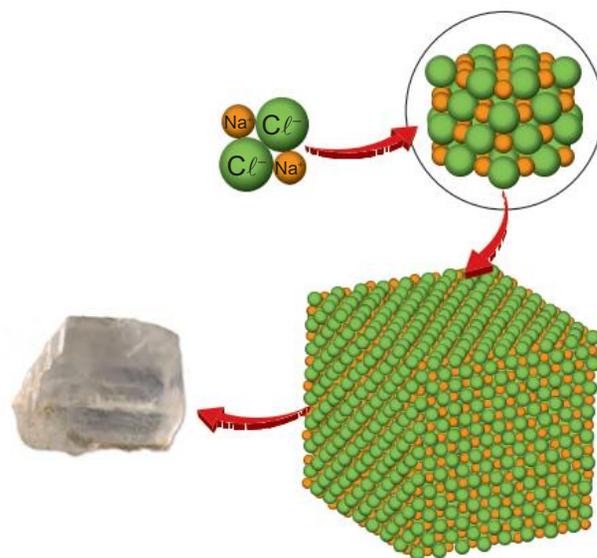


Fig. 3 Representação dos cristais de NaCl .

Símbolo de Lewis

Lewis percebeu que as ligações químicas poderiam ser explicadas se os elétrons da camada de valência envolvidos fossem representados da forma que atualmente conhecemos como **símbolo de Lewis** (Fig. 4).

© Peter-Henries-Furian | Dreamstime.com

© ALVARO RUIZ TINTORÉ | DREAMSTIME.COM

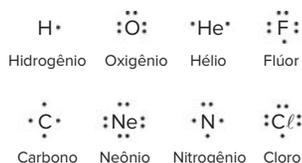


Fig. 4 Símbolo de Lewis de alguns elementos químicos.

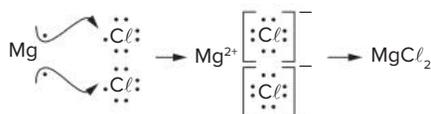
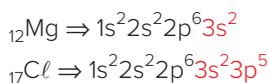
Nos símbolos de Lewis, os pontos representam os elétrons. Os primeiros elétrons são dispostos de maneira que fiquem o mais afastado possível uns dos outros ao redor do elemento químico, como podemos ver nos elementos hidrogênio, hélio e carbono da Fig. 4. Em seguida, os demais elétrons são distribuídos formando pares com os distribuídos anteriormente, como nos demais elementos apresentados na mesma imagem.

Utilizando a representação sugerida por Lewis, podemos representar essa reação usando apenas os elétrons da camada de valência.

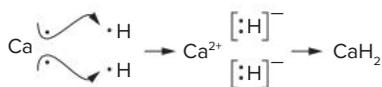
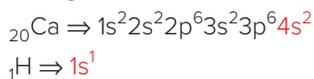


A representação da ligação iônica pelo método de Lewis é uma ferramenta pedagógica que permite encontrar facilmente a fórmula mínima de diversos compostos iônicos. Veja alguns exemplos a seguir:

- Formação do cloreto de magnésio, ligação entre magnésio e cloro:



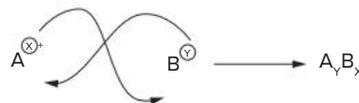
- Formação do hidreto de cálcio, ligação entre cálcio e hidrogênio:



Determinação da fórmula mínima de um composto iônico

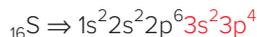
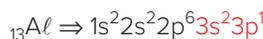
A fórmula mínima de um composto iônico deve mostrar a menor proporção inteira de cátions e ânions, de modo que a quantidade total de elétrons perdidos seja igual à quantidade total de elétrons recebidos, e, assim, garantir que a substância seja eletricamente neutra.

Uma forma prática de determinar essa fórmula é inverter os valores das cargas, transformando o numeral da carga em coeficiente dos átomos.



Observe o exemplo a seguir:

- Formação do sulfeto de alumínio, ligação entre o alumínio e o enxofre:



Propriedades dos compostos iônicos

Apresentam temperaturas de fusão e de ebulição elevadas

Essas substâncias são sólidas em temperatura e pressão ambiente (25 °C e 1 atm). Os íons positivos e negativos formam uma estrutura cristalina mantida pela atração de cargas opostas presente nos íons. Assim, é necessária muita energia para separar os íons que formam a estrutura iônica, ou seja, que apresentam altas temperaturas de fusão e ebulição.

São duros e quebradiços (baixa tenacidade)

Quando aplicada uma força sobre o cristal, as camadas de íons da estrutura cristalina podem deslizar, fazendo com que íons de mesmas cargas fiquem próximos uns dos outros, repelindo-se e fraturando o cristal (Fig. 5).

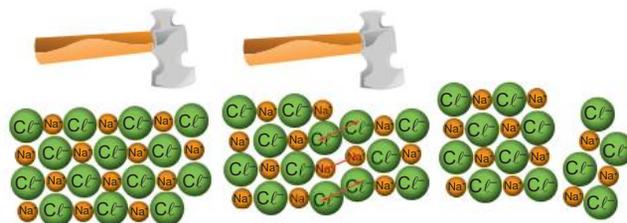


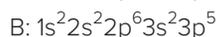
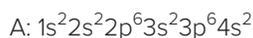
Fig. 5 Quebra de um cristal iônico. Perceba que, no primeiro momento, os íons estão alinhados de forma que positivos e negativos se intercalam. Depois do impacto, esse alinhamento se desfaz e os íons positivos e negativos se aproximam, repelindo uns aos outros e fragmentando o cristal.

Conduzem corrente elétrica no estado líquido ou em solução aquosa

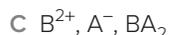
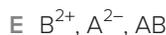
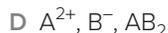
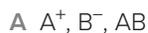
Para uma substância conduzir eletricidade, ela deve possuir partículas carregadas que possam se movimentar. As substâncias iônicas, em estado sólido, não conduzem eletricidade porque seus íons não são capazes de se movimentar na estrutura cristalina. Porém, quando essas substâncias são fundidas ou dissolvidas em água, os íons podem movimentar-se livremente no meio em que se encontram e transportar a corrente elétrica.

Exercício resolvido

1 Ufa! A seguir são dadas as configurações eletrônicas dos átomos A e B.



O cátion, o ânion e o composto formado por A e B são, respectivamente,



Resolução:

O elemento A apresenta dois elétrons na camada de valência ($4s^2$), portanto tem tendência a perder dois elétrons, formando o cátion A^{2+} .

O elemento B apresenta sete elétrons na camada de valência ($3s^2 3p^5$), portanto tem tendência a receber um elétron, formando o ânion B^{1-} .

Dessa forma, o composto formado entre eles é:



Alternativa: D.

Ligação covalente

O modelo do retículo cristalino explica a formação de ligações iônicas e suas propriedades, como alta temperatura de fusão e ebulição, forma cristalina bem definida e compostos sólidos em condições ambiente. Porém, a maioria das substâncias com as quais temos contato não apresenta as características dos materiais iônicos.

Para explicar a existência desses materiais é necessário outro modelo de ligação entre os átomos. Para entendermos esse modelo, vamos considerar inicialmente o caso mais simples: a ligação covalente entre dois átomos de hidrogênio. Observe que cada átomo de hidrogênio apresenta um elétron na última camada e gostaria de receber um elétron para adquirir a configuração eletrônica do gás hélio. O processo pelo qual eles se combinam, formando a molécula de hidrogênio, H_2 , pode ser representado pela equação a seguir, em que cada ponto representa um elétron:



À medida que os dois átomos se aproximam, aparecem duas forças: uma força de atração entre os núcleos dos átomos de hidrogênio, pelo elétron do outro; e uma força de repulsão entre os núcleos (Fig. 6).

O equilíbrio entre essas forças ocorre a uma determinada distância entre os átomos (comprimento da ligação), que corresponde à situação de menor energia (energia potencial mínima) e máxima estabilidade (Fig. 7).

Na distância da ligação, os dois núcleos atraem igualmente ambos os elétrons. Essa atração, que faz com que os átomos de hidrogênio permaneçam juntos, constitui a **ligação covalente**.

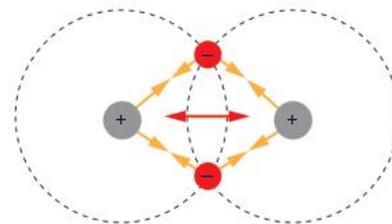


Fig. 6 Forças de atração entre elétrons e núcleo e forças de repulsão entre núcleos.

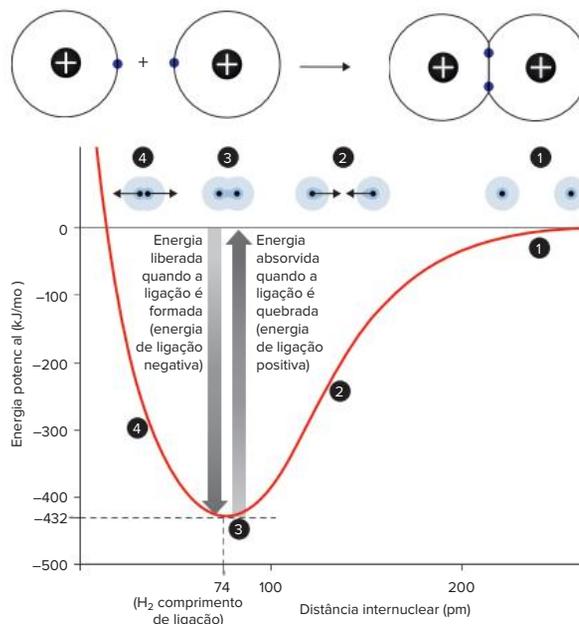
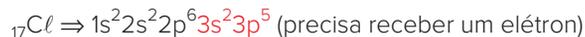


Fig. 7 Comportamento da energia potencial quando dois átomos de hidrogênio se aproximam.

Observe agora um exemplo de formação do cloreto de hidrogênio por meio da ligação covalente entre o hidrogênio e o cloro:



Nesse caso, ao compartilharem um par de elétrons, o átomo de hidrogênio passa a ter dois elétrons na sua camada de valência e o do cloro, oito, ou seja, quando compartilham um par de elétrons, ambos adquirem a configuração eletrônica de gás nobre. Observe que o par de elétrons compartilhado é colocado entre os dois átomos, e os outros três pares de elétrons do cloro, que não participaram da ligação, são agrupados ao redor dele, como pares de elétrons **não compartilhados**.

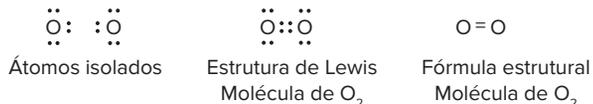
A estrutura mostrada chama-se **estrutura de Lewis** ou **fórmula eletrônica**.

Uma representação alternativa à fórmula de Lewis e muito utilizada na representação de moléculas é a **fórmula estrutural** ou **fórmula estrutural plana**, em que o par de elétrons compartilhado é substituído por um traço simples e os elétrons não compartilhados são omitidos. Observe as fórmulas estruturais planas para os dois exemplos anteriores.



Entre dois átomos, pode acontecer o compartilhamento de mais de um par de elétrons. Uma ligação com dois pares de elétrons compartilhados é denominada ligação dupla e uma com três pares, ligação tripla. Observe os exemplos das moléculas de oxigênio (O_2) e de nitrogênio (N_2):

- ${}_8\text{O} \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4$ (cada átomo de oxigênio precisa receber dois elétrons)



- ${}_7\text{N} \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^3$ (cada átomo de nitrogênio precisa receber três elétrons)



Para desenhar uma estrutura de Lewis, deve-se inicialmente determinar o número total de elétrons na camada de valência, o número de compartilhamentos que cada átomo realizará para completar o octeto e, depois, distribuir os pares eletrônicos na estrutura. Observe os exemplos na Tab. 3.

Átomos isolados	Estrutura de Lewis (Fórmula eletrônica)	Fórmula estrutural	Fórmula molecular
$:\ddot{\text{Cl}}\cdot \cdot\ddot{\text{Cl}}:$	$:\ddot{\text{Cl}}:\ddot{\text{Cl}}:$	$\text{Cl} - \text{Cl}$	Cl_2 Cloro
$\text{H}\cdot \cdot\ddot{\text{O}}\cdot \cdot\text{H}$	$\text{H}:\ddot{\text{O}}:\text{H}$	$\text{H} - \text{O} - \text{H}$	H_2O Água
$\text{H}\cdot \cdot\ddot{\text{N}}\cdot \cdot\text{H}$ $\quad \quad \cdot\text{H}$	$\text{H}:\ddot{\text{N}}:\text{H}$ $\quad \quad \text{H}$	$\text{H} - \text{N} - \text{H}$ $\quad \quad $ $\quad \quad \text{H}$	NH_3 Amônia
$\quad \quad \cdot\text{H}$ $\text{H}\cdot \cdot\ddot{\text{C}}\cdot \cdot\text{H}$ $\quad \quad \cdot\text{H}$	$\quad \quad \text{H}$ $\text{H}:\ddot{\text{C}}:\text{H}$ $\quad \quad \text{H}$	$\quad \quad \text{H}$ $\text{H} \quad \text{C} \quad \text{H}$ $\quad \quad $ $\quad \quad \text{H}$	CH_4 Metano
$:\ddot{\text{O}}: \quad \text{C}: \quad :\ddot{\text{O}}:$	$:\ddot{\text{O}}: \text{C}: \quad :\ddot{\text{O}}:$	$\text{O} = \text{C} = \text{O}$	CO_2 Dióxido de carbono

Tab. 3 Estrutura de Lewis e fórmula estrutural de alguns compostos moleculares.

! Atenção

Comprimento da ligação e energia da ligação

A partir de estudos estruturais de diversas substâncias em que os átomos compartilham seus elétrons, percebeu-se que a distância média entre os átomos varia de acordo com os pares de elétrons compartilhados. De modo geral, essa distância diminui conforme aumentam os pares de elétrons compartilhados. Também foi constatado que a energia de ligação envolvida entre os átomos aumenta com o aumento dos pares de elétrons compartilhados. Observe, no exemplo a seguir, os valores dos comprimentos de ligação e suas respectivas energias para as ligações simples, dupla e tripla entre dois átomos de carbono:

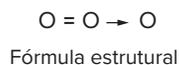
Ligação	Comprimento da ligação (pm)	Energia de ligação (kJ/mol)
$\text{C} - \text{C}$	154	346
$\text{C} = \text{C}$	134	610
$\text{C} \equiv \text{C}$	121	835

Podemos observar que, em todos os exemplos abordados, cada compartilhamento de elétrons (ligação covalente) envolveu um elétron de cada átomo. Porém, nem todas as ligações covalentes são formadas dessa maneira. Observe o exemplo da molécula do ozônio (O_3):

${}_8\text{O} \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4$ (cada átomo de oxigênio precisa receber dois elétrons)



Observe que um dos pares de elétrons compartilhados (ligação simples) é proveniente de um só átomo. Ligações desse tipo eram conhecidas como **ligações covalentes dativas** e representadas por uma seta (\rightarrow), conforme representado abaixo:

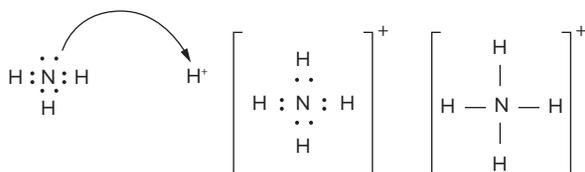


Atualmente, esse tipo de ligação se chama ligação coordenada e é tratado, no Ensino Médio, como ligação covalente normal, representada por um **traço simples**, não importando a origem do par de elétrons compartilhado.

Atenção

Formação do íon amônio

O íon amônio é formado quando um par de elétrons livres do nitrogênio da molécula de amônia (NH_3) é compartilhado com um cátion do hidrogênio (H^+). Nessa estrutura, o cátion hidrogênio apenas compartilha o par de elétrons proveniente do átomo de nitrogênio.



É importante notar que as quatro ligações do íon amônio são idênticas em todas as propriedades medidas. Dessa forma, a ligação entre o nitrogênio e o cátion H^+ deve ser representada por um traço simples.

Veja, na Tab. 4, outros exemplos de moléculas com pares de elétrons compartilhados por um único átomo.

Fórmula molecular	Estrutura de Lewis (Fórmula eletrônica)	Fórmula estrutural
CO Monóxido de carbono	$:\text{C}::\text{O}:$	$\text{C} \equiv \text{O}$
SO_2 Dióxido de enxofre	$\ddot{\text{O}}::\ddot{\text{S}}::\ddot{\text{O}}$	$\text{O}=\text{S}-\text{O}$
SO_3 Trióxido de enxofre	$\begin{array}{c} \ddot{\text{O}} \\ \vdots \\ \ddot{\text{O}}::\ddot{\text{S}}::\ddot{\text{O}} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{O}=\text{S}-\text{O} \end{array}$

Tab. 4 Estrutura de Lewis e fórmula estrutural de alguns compostos moleculares.

Propriedades dos compostos moleculares

Os compostos moleculares apresentam características bem distintas daquelas observadas nos compostos iônicos. Podem ser pequenos, como os gases atmosféricos (oxigênio, nitrogênio, ozônio), mas também podem formar grandes moléculas, como polímeros e proteínas, além de apresentar substâncias que fazem parte de organismos vivos, como carboidratos, gorduras e proteínas.

As principais propriedades dos compostos moleculares são:

- podem ser sólidos, líquidos ou gasosos nas condições ambientes (25°C e 1 atm);
- quando puros, não conduzem corrente elétrica em nenhum estado físico;
- em solução aquosa, ácidos e amônia sofrem ionização e formam soluções aquosas condutoras de corrente elétrica.

Saiba mais

Exceções à regra do octeto

A regra do octeto pode ser observada na grande maioria dos compostos. Entretanto, existem moléculas e íons poliatômicos em que ela não é obedecida.

O berílio (Be) e o boro (B) são exemplos de átomos que se estabilizam com menos de oito elétrons na camada de valência.

O berílio realiza duas ligações covalentes simples e se torna estável com apenas quatro elétrons na camada de valência, formando compostos moleculares como o cloreto de berílio (BeCl_2) e o hidreto de berílio (BeH_2). O boro realiza três ligações covalentes simples e se estabiliza com seis elétrons na camada de valência, formando compostos moleculares como o trifluoreto de boro (BF_3) e o ácido bórico (H_3BO_3).

Existem também alguns átomos, localizados no terceiro período ou em períodos mais elevados da tabela periódica, que conseguem expandir seu octeto e formar compostos estáveis com mais de oito elétrons na camada de valência. Alguns compostos em que o átomo central apresenta o octeto expandido são: hexafluoreto de enxofre (SF_6), pentacloroeto de fósforo (PCl_5), tetrafluoreto de xenônio (XeF_4), pentafluoreto de bromo (BrF_5), entre outros.

Outro caso importante são as moléculas com número ímpar de elétrons (radicais livres), como o óxido de nitrogênio (NO) e o dióxido de nitrogênio (NO_2), que apresentam um elétron livre (desemparelhado) no átomo central.



Exercício resolvido

2 Considere as espécies químicas cujas fórmulas estão representadas a seguir.

- 1 – HCN
- 2 – ZnO
- 3 – BaBr₂
- 4 – CO₂
- 5 – H₂SO₃

Quais delas apresentam ligação tipicamente iônica?

- A Apenas 1 e 2.
- B Apenas 1 e 3.
- C Apenas 2 e 3.
- D Apenas 2, 4 e 5
- E Apenas 3, 4 e 5.

Resolução:

A ligação iônica é formada quando há troca de elétrons entre metais e ametais ou metais e hidrogênio. Entre os compostos citados, apenas 2 e 3 são formados por metais e ametais, apresentando assim uma ligação tipicamente iônica.

Alternativa: C.

Ligação metálica

Esse tipo de ligação é formado exclusivamente por átomos de metais, ou seja, por átomos que apresentam tendência a perder elétrons. Uma teoria que explica satisfatoriamente esse tipo de ligação é a **teoria do mar de elétrons** ou da **nuvem eletrônica**.

Segundo essa teoria, os átomos dos metais perderiam seus elétrons mais externos, formando cátions. Estes ocupariam os pontos de um retículo cristalino e os elétrons não seriam atraídos por nenhum núcleo em particular, ficariam deslocalizados, formando uma nuvem eletrônica gigante, espalhada por todo o retículo.

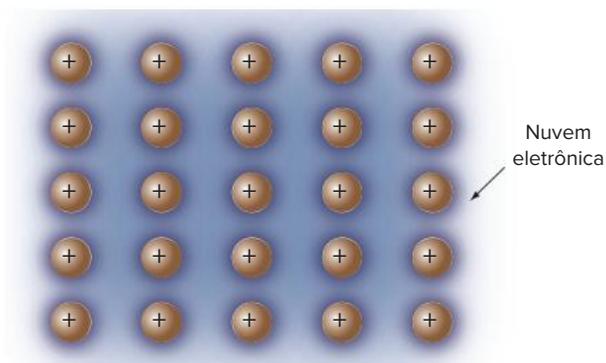


Fig. 8 Nuvem eletrônica ou mar de elétrons.

Dessa forma, a nuvem eletrônica mantém os íons positivos atraídos, e, em razão da atração exercida pelos íons, esses elétrons ficariam confinados na estrutura metálica.

Propriedades dos metais

Devido ao tipo de ligação e estrutura formada, os metais apresentam algumas propriedades características:

- condutividades térmica e elétrica elevadas;
- maleabilidade (podem ser transformados em lâminas);
- ductibilidade (podem ser transformados em fios);
- brilho metálico;
- resistência à tração;
- em geral, apresentam temperatura de fusão e temperatura de ebulição elevadas;
- com exceção do mercúrio (Hg), são sólidos nas condições ambientes (25 °C e 1 atm).

Teoria da ligação de valência

No desenvolvimento das teorias de ligações covalentes, os químicos analisaram sua formação utilizando a mecânica quântica (teoria em que o elétron apresenta comportamento ondulatório).

A junção das noções de Lewis sobre ligações por pares de elétrons com a ideia de orbitais atômicos leva a um modelo de ligação química chamado **teoria da ligação de valência**.

Na teoria de Lewis, a ligação covalente se dá pelo compartilhamento de um par de elétrons entre dois átomos. Na teoria da ligação de valência, dois átomos são ligados por meio da sobreposição (*overlap*) de dois orbitais atômicos semipreenchidos (orbitais que apresentam elétrons desemparelhados). Nessa sobreposição de orbitais estarão sempre dois elétrons de *spins* opostos.

Conforme a maneira como ocorre a superposição dos orbitais no espaço, teremos um tipo de ligação covalente: a ligação covalente sigma (σ) e a ligação covalente pi (π).

Ligação covalente sigma (σ)

Esse tipo de ligação é formado quando a sobreposição de orbitais acontece sobre o eixo internuclear (segundo um mesmo eixo).

Considere o exemplo da molécula de hidrogênio:

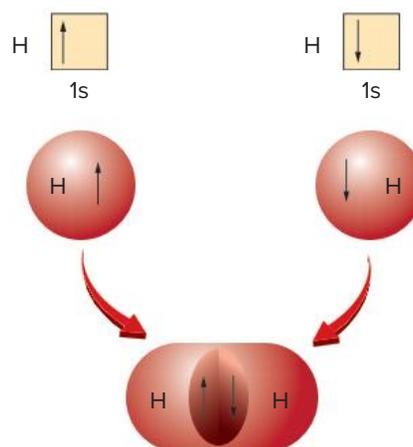


Fig. 9 Representação da ligação sigma (σ) formada pela sobreposição frontal de dois orbitais s.

Na aproximação de dois átomos de hidrogênio para formar H_2 , cada um deles possui um único elétron em seu orbital $1s$. À medida que os orbitais se sobrepõem, a densidade eletrônica é concentrada entre os dois átomos, formando, nesse momento, a ligação covalente σ .

Observe que a sobreposição dos orbitais s de cada átomo de hidrogênio acontece frontalmente (segundo um mesmo eixo). Como essa ligação sigma (σ) foi realizada entre dois orbitais s , é considerada uma ligação sigma $s-s$ (σ_{s-s}).

De fato, sempre que dois átomos realizarem uma única ligação covalente entre si, essa ligação será sigma (σ), pois a interpenetração dos orbitais será sempre frontal (eixo internuclear), mesmo que a ligação seja feita por orbitais diferentes.

! Atenção

Quando há uma ligação covalente, dois elétrons passam a ocupar um mesmo orbital. Dessa forma, os elétrons compartilhados devem necessariamente possuir spins opostos.

A ligação covalente pi (π)

Esse tipo de ligação se forma quando há sobreposição lateral de orbitais p (os orbitais atômicos se interpenetram segundo eixos paralelos).

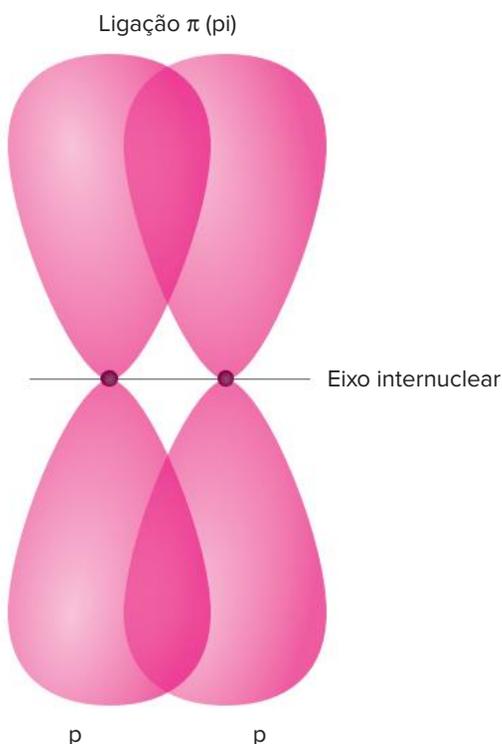


Fig. 10 Representação da ligação pi (π).

Conforme dito anteriormente, a primeira ligação a se formar entre dois átomos acontece frontalmente (eixo internuclear) e é do tipo sigma (σ), porém, em alguns casos, há a necessidade de formar mais de uma ligação (Fig. 11), como a ligação dupla ou tripla. Nessas situações, a ligação entre dois átomos é realizada pela sobreposição lateral de orbitais p e é do tipo pi (π).

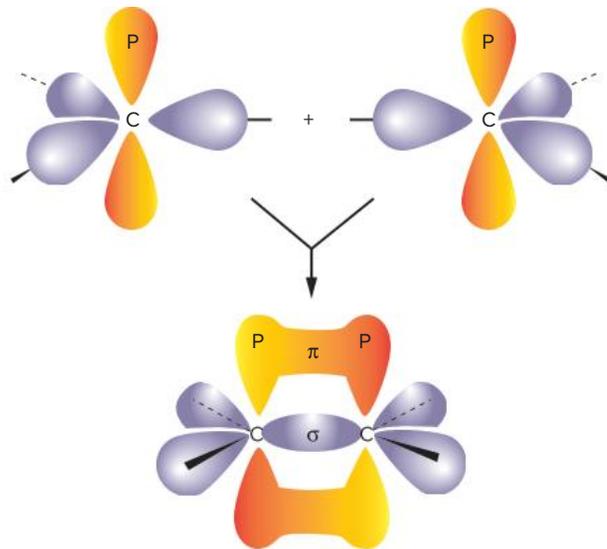


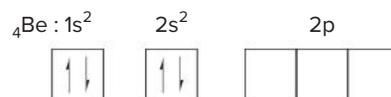
Fig. 11 Ligação sigma (σ) e ligação pi (π).

Hibridação ou hibridização de orbitais

A teoria da hibridação dos orbitais foi proposta por Linus Pauling com o objetivo de explicar as ligações de alguns compostos como BeH_2 , CH_4 , entre outros, que a teoria da ligação de valência não explicava satisfatoriamente.

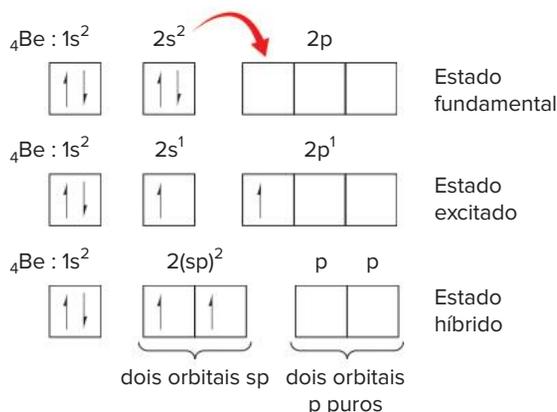
Hibridação do berílio

Na configuração eletrônica do átomo de berílio, não existem elétrons desemparelhados, portanto ele não deveria realizar ligação alguma.



No entanto, existem vários compostos conhecidos em que o berílio realiza duas ligações covalentes do tipo sigma (σ).

Para que isso aconteça, é necessário que seus orbitais de valência ($2s$ e $2p$) sofram hibridação. Como explicação, admite-se que um elétron do orbital $2s$ é promovido para o orbital $2p$, que estava vazio e passa para o estado excitado. Como o berílio realiza duas ligações covalentes iguais, concluímos que acontece uma hibridação entre o orbital s e um orbital p , formando dois novos orbitais, idênticos entre si, denominados orbitais híbridos sp (Fig. 12).



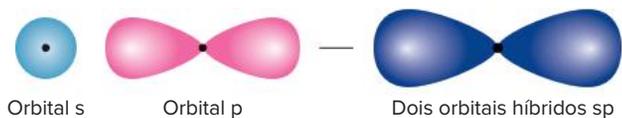


Fig. 12 Hibridação de um orbital s e um orbital p, formando dois orbitais sp equivalentes. Os dois orbitais formados apresentam lóbulos maiores que os do orbital p e estão apontados em sentidos opostos, formando um ângulo de 180°.

Dessa forma, com dois orbitais semipreenchidos, o berílio pode realizar duas ligações covalentes sigma (σ). Observe o exemplo da Fig. 13, em que o berílio realiza duas ligações covalentes com átomos de hidrogênio, formando o BeH_2 .

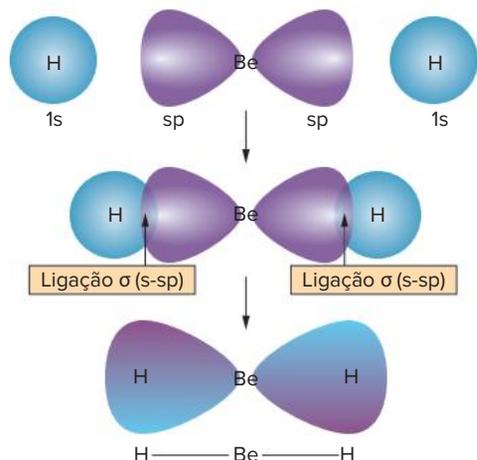
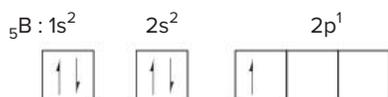


Fig. 13 Formação de duas ligações Be-H na molécula de BeH_2 . Cada um dos orbitais híbridos sp se sobrepõe a um orbital 1s do hidrogênio.

Hibridação do boro

Na configuração eletrônica do átomo de boro, observa-se apenas um elétron desemparelhado.



É sabido que o boro forma uma série de compostos trivalentes, como o BH_3 , o BF_3 e muitos outros. Assim como no berílio, a única forma de o boro realizar três ligações é sofrendo a hibridação do orbital s com orbitais p. No caso desse elemento, a hibridação acontece entre um orbital s e dois orbitais p, formando três novos orbitais, idênticos entre si, denominados orbitais híbridos sp^2 , conforme representado a seguir e na Fig. 14:

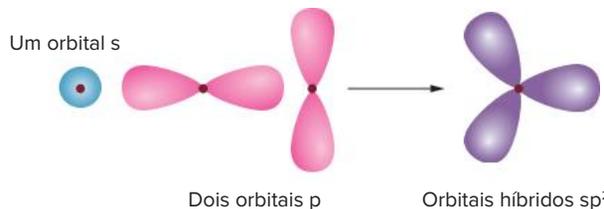
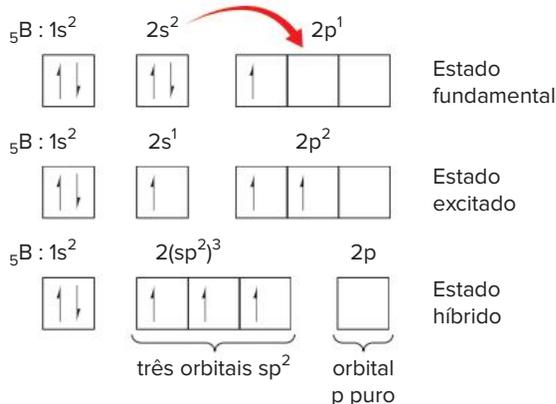


Fig. 14 Um orbital s e dois orbitais p podem hibridizar para formar três orbitais híbridos sp^2 equivalentes. Os lóbulos dos orbitais híbridos apontam em direção aos vértices de um triângulo equilátero, formando um ângulo de 120°.

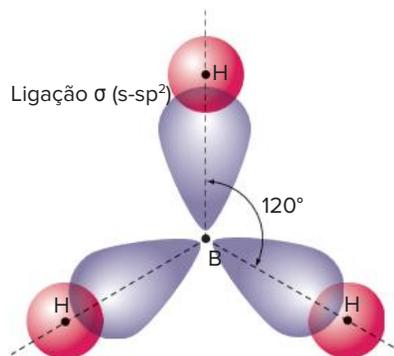
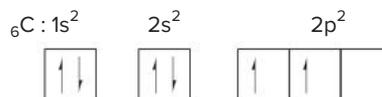


Fig. 15 Formação de três ligações B-H na molécula de BH_3 . Cada um dos orbitais híbridos sp se sobrepõe a um orbital 1s do hidrogênio.

Hibridação do carbono

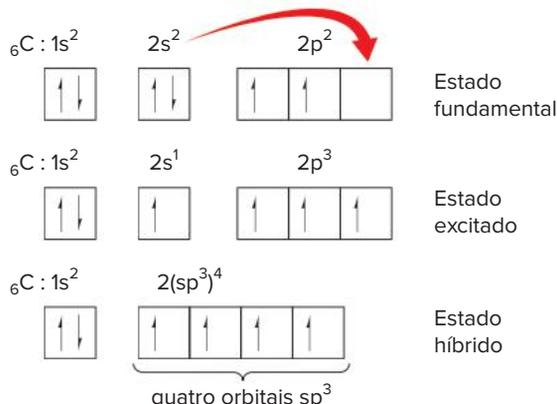
Na configuração eletrônica do átomo de carbono, observam-se apenas dois elétrons desemparelhados. Dessa forma, esse elemento só poderia realizar duas ligações covalentes.



No entanto, o carbono, na maioria dos compostos, é tetravalente, ou seja, realiza quatro ligações covalentes. Assim como aconteceu nos dois casos anteriores, a única forma de o carbono realizar quatro ligações é sofrendo uma hibridação do orbital s com os orbitais p. Para o carbono, temos três opções diferentes de hibridação sp^3 , sp^2 e sp .

Hibridação sp^3

Nesse caso, há hibridação de um orbital s com três orbitais p, formando quatro novos orbitais idênticos, denominados orbitais híbridos sp^3 (Fig. 16).



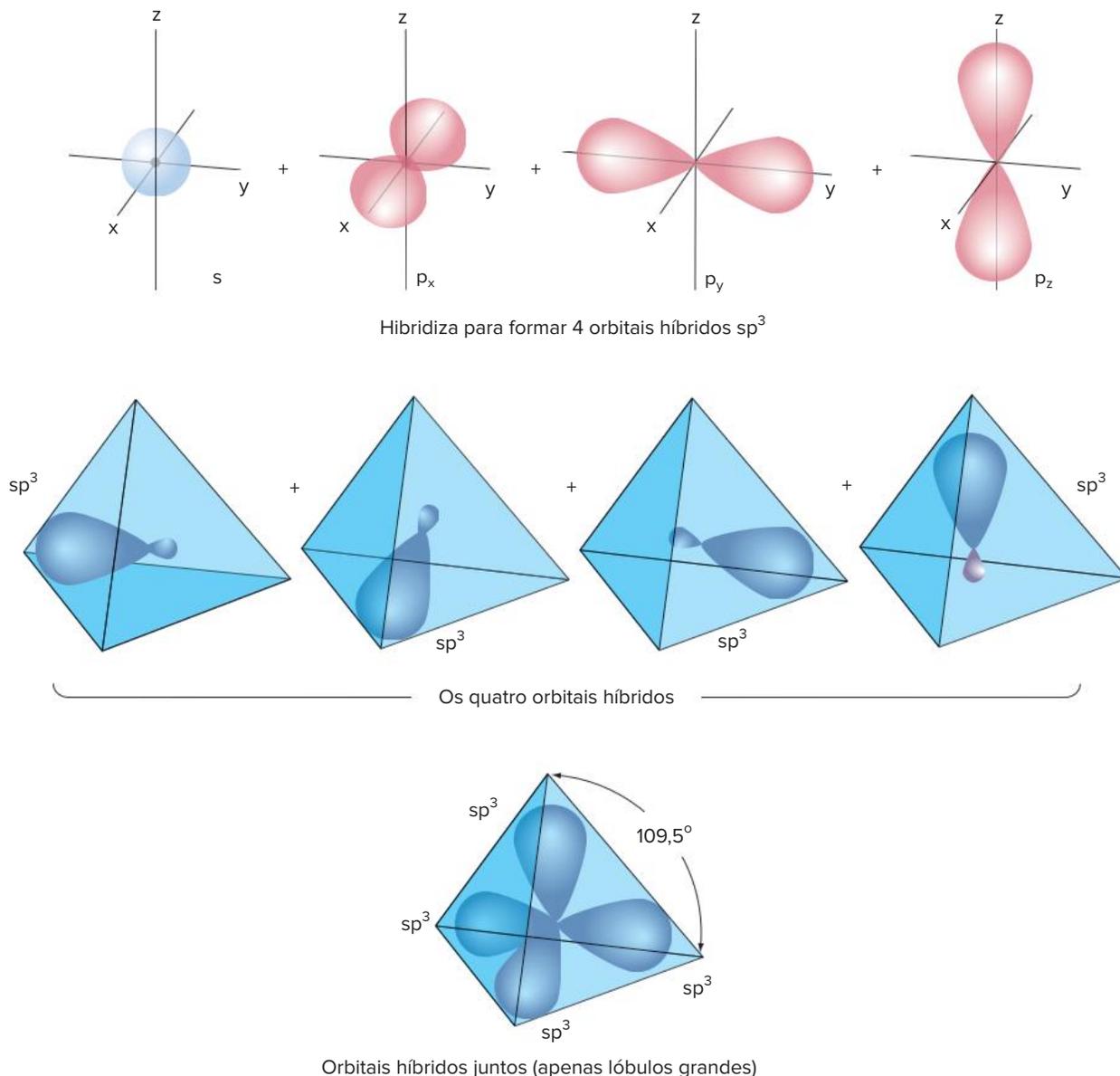


Fig. 16 Hibridação sp^3 do carbono.

O carbono realiza quatro ligações covalentes simples (σ), como pode ser observado na molécula de CH_4 , representada na Fig. 17.

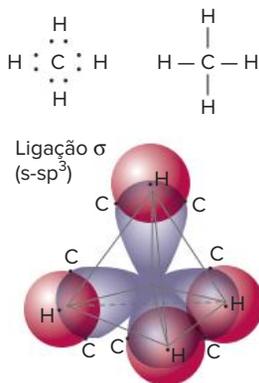
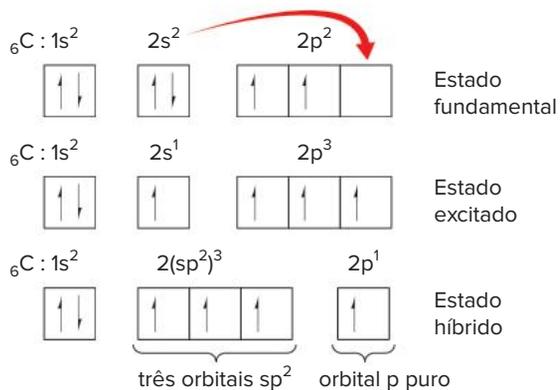


Fig. 17 Molécula do CH_4 .

Hibridação sp^2

Nesse caso, há hibridação de um orbital s com dois orbitais p, formando três novos orbitais idênticos, denominados orbitais híbridos sp^2 (Fig. 18). Observe que um orbital p puro fica disponível para realizar uma ligação covalente pi (π).



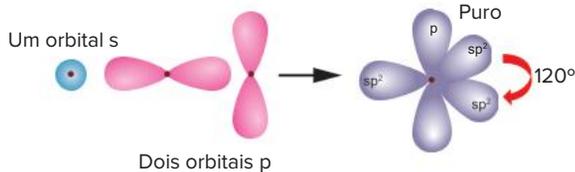


Fig. 18 Hibridação sp^2 do carbono.

Veja o caso da substância eteno (C_2H_4), representada na Fig. 19: os orbitais híbridos de cada carbono realizam três ligações covalentes sigma (σ). Uma delas acontece entre os átomos de carbono e as outras duas, com átomos de hidrogênio. O orbital p puro, que não participou da hibridação, forma a ligação pi (π) da molécula.

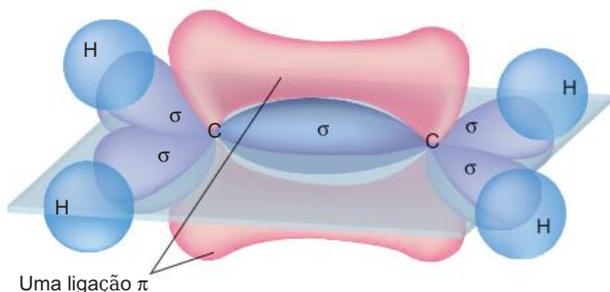


Fig. 19 Molécula de eteno (C_2H_4).

Hibridação sp

Nesse caso, há hibridação de um orbital s com um orbital p, formando dois novos orbitais, idênticos entre si, denominados orbitais híbridos sp . Observe, na representação da Fig. 20, que dois orbitais p puros ficam disponíveis para realizar duas ligações covalentes pi (π).

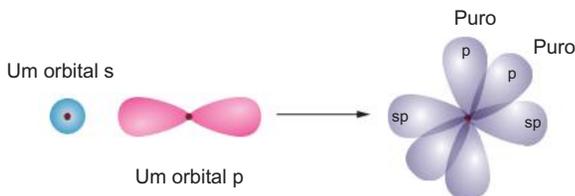
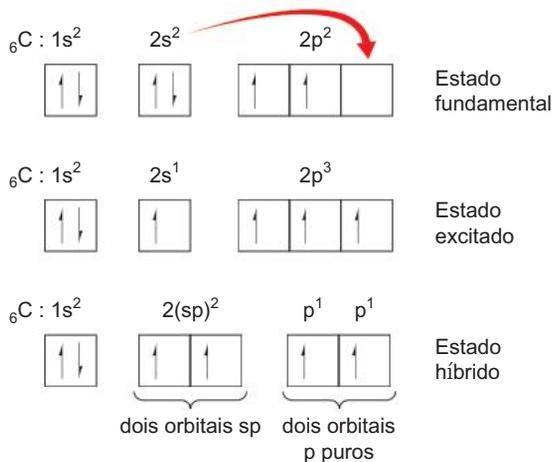


Fig. 20 Hibridação sp do carbono.

Observe o caso da substância etino (C_2H_2), em que os orbitais híbridos formam duas ligações covalentes sigma (σ), uma entre os átomos de carbono e outra entre os átomos de carbono e de hidrogênio, conforme a Fig. 21. Os dois orbitais p puros que não participaram da hibridação formam duas ligações pi (π).

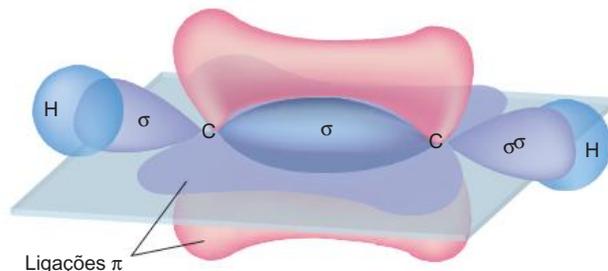
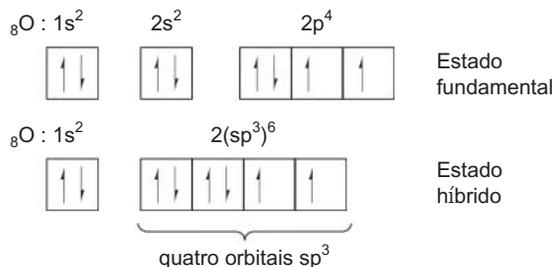


Fig. 21 Molécula de etino (C_2H_2).

Hibridação de outros elementos

O átomo de oxigênio, mesmo apresentando dois orbitais semipreenchidos, sofre hibridação do tipo sp^3 quando realiza duas ligações covalentes simples.



Observe o exemplo da Fig. 22, em que o átomo de oxigênio realiza duas ligações covalentes simples com átomos de hidrogênio, formando a molécula de água (H_2O).

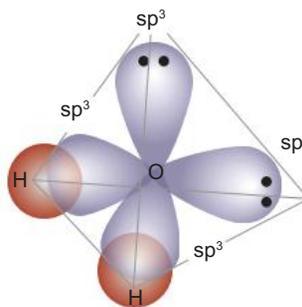
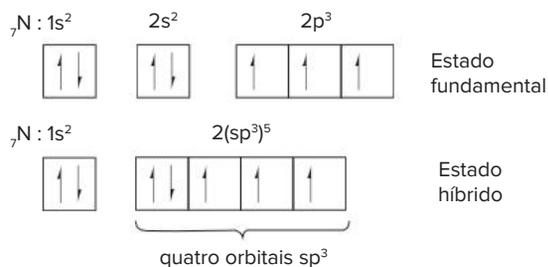


Fig. 22 Molécula de água (H_2O).

Observando a estrutura tridimensional formada, é possível entender por que existe um ângulo de $104,5^\circ$ entre as ligações nas moléculas de água. A presença de dois orbitais sp^3 totalmente preenchidos faz com que a repulsão entre os orbitais não seja uniforme. Como a repulsão dos orbitais totalmente preenchidos é maior, o ângulo entre os que realizam as ligações fica menor que o esperado ($\sim 109,5^\circ$).

O átomo de nitrogênio, de forma semelhante ao do oxigênio, também sofre hibridação sp^3 sem ativação de elétrons quando realiza três ligações simples.



Observe o exemplo da Fig. 23, em que o átomo de nitrogênio realiza três ligações covalentes simples com átomos de hidrogênio, formando a molécula de amônia (NH_3).

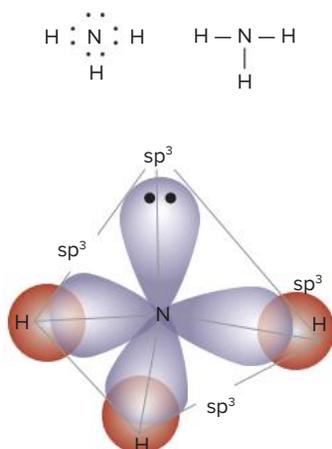


Fig. 23 Molécula de amônia (NH_3).

Nesse caso, como existe apenas um orbital sp^3 totalmente preenchido, o ângulo entre as ligações nas moléculas de amônia é de 107° .

Átomos de oxigênio e de nitrogênio também podem realizar hibridação do tipo sp^2 , necessária quando realizam uma ligação dupla, pois, para acontecer uma ligação covalente do tipo pi (π), será preciso um orbital p puro.

Observe o exemplo da Fig. 24, da molécula de metanal (H_2CO), em que o carbono e o oxigênio realizam uma ligação covalente pi (π).

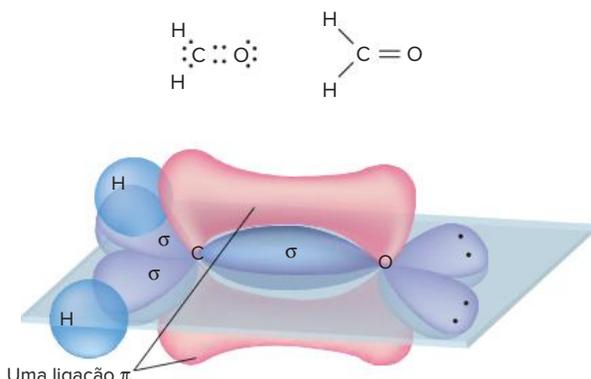
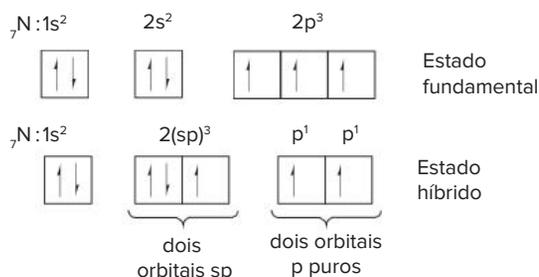


Fig. 24 Molécula de metanal (H_2CO).

O átomo de nitrogênio ainda pode realizar uma hibridação do tipo sp , quando faz uma ligação covalente tripla, pois, para realizar duas ligações covalentes do tipo pi (π), serão necessários dois orbitais p puros.



Observe o exemplo da Fig. 25, da molécula de ácido cianídrico (HCN), em que o carbono e o nitrogênio realizam duas ligações covalentes pi (π).

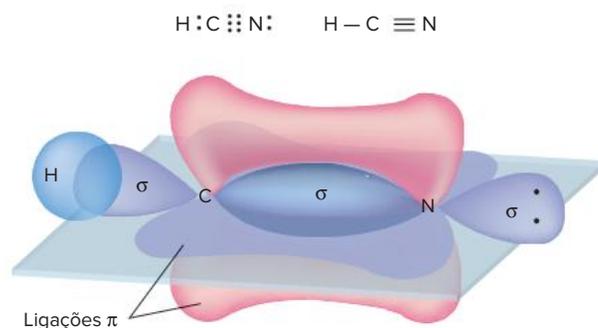


Fig. 25 Molécula de ácido cianídrico (HCN).

! Atenção

Existem outros tipos de hibridação envolvendo orbitais d, por exemplo, em compostos que apresentam o octeto expandido, como o PCl_5 e o SF_6 . No caso do PCl_5 , a hibridação do átomo de fósforo é do tipo sp^3d , e, no caso do SF_6 , a hibridação do átomo de enxofre é do tipo sp^3d^2 . No entanto, não abordaremos esse assunto neste livro.

Geometria molecular

Os átomos, quando formam moléculas, organizam-se no espaço buscando maior estabilidade, formando, assim, diferentes estruturas geométricas. Como as propriedades físicas e químicas dos compostos estão ligadas a suas estruturas, a geometria molecular é um assunto de grande importância.

Uma teoria simples e que fornece um método confiável para prever a geometria de uma molécula é a **teoria da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência** (VSEPR – *valence shell electron pair repulsion*). Esse modelo se baseia na ideia de que os pares de elétrons da camada de valência do átomo central se repelem e tendem a ficar o mais longe possível uns dos outros. Isso acontece tanto para os pares de elétrons das ligações químicas, chamados pares ligantes, quanto para os não ligantes, aqueles que não participam da ligação.

Uma analogia bem simples para compreender como essa repulsão ocorre pode ser feita utilizando diversos balões de ar amarrados uns aos outros. Nessa relação, cada balão representa um par eletrônico, e as disposições espaciais adquiridas por eles assemelham-se às formas geométricas dos pares eletrônicos, pois os balões se repelem entre si na tentativa de ficar o mais longe possível um do outro, conforme representado na Fig. 26.

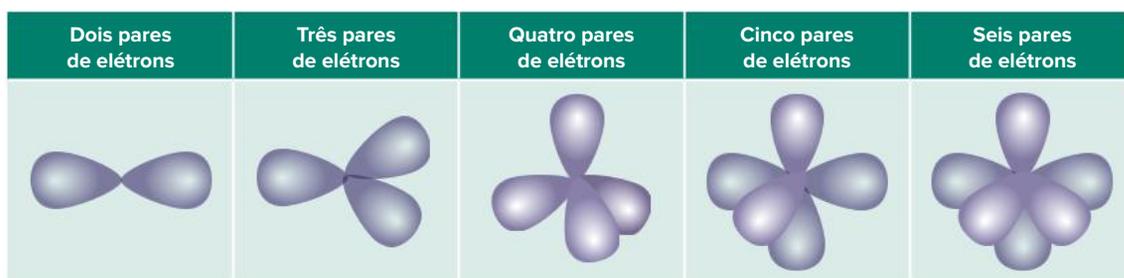


Fig. 26 Disposição espacial dos pares eletrônicos.

Os balões representam a geometria dos pares de elétrons, mas não a das moléculas. Para determinar a geometria das moléculas, devemos levar em consideração quantos pares eletrônicos estão formando ligações e quantos são pares de elétrons livres (não ligados).

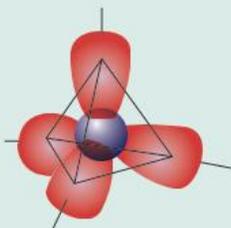
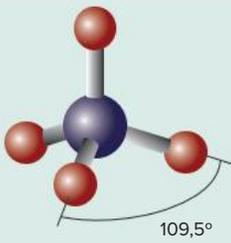
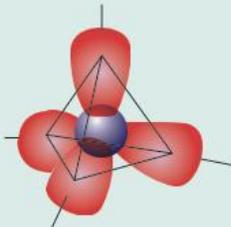
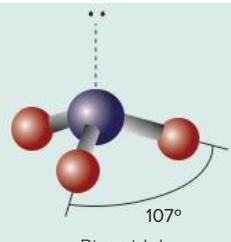
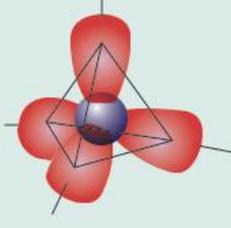
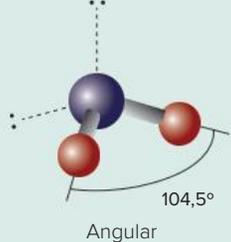
! Atenção

Os pares eletrônicos podem ser formados por uma ligação covalente simples (—), uma ligação covalente dupla (=), uma ligação covalente tripla (\equiv) ou um par de elétrons livres ($\bullet\bullet$).

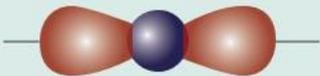
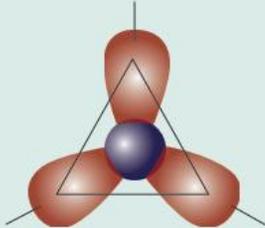
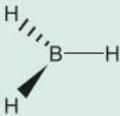
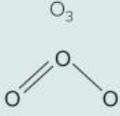
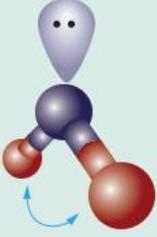
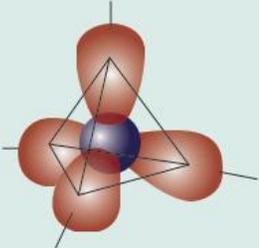
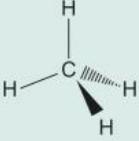
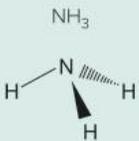
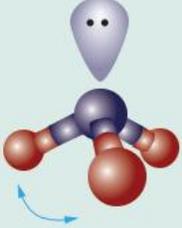
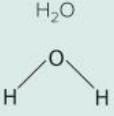
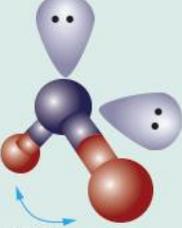
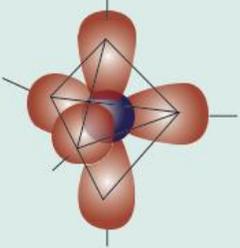
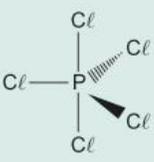
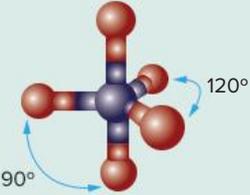
No caso de ligações múltiplas, os dois pares de elétrons da ligação dupla e os três da ligação tripla se comportarão como um único par eletrônico, pois, como são compartilhados com o mesmo átomo, não poderão se repelir.

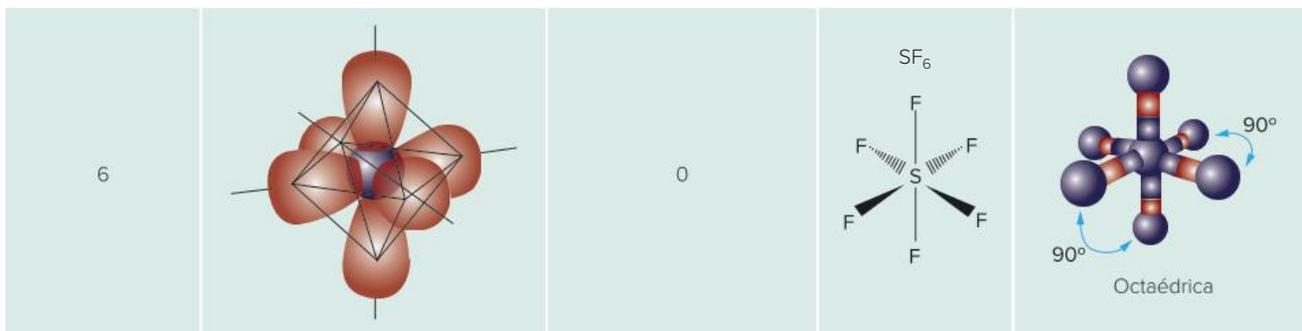
Observe os exemplos das moléculas de metano, amônia e água na Tab. 5. Apesar de todos apresentarem quatro pares eletrônicos em uma disposição tetraédrica, as geometrias moleculares são diferentes.

Observe a Tab. 6, que relaciona as possíveis geometrias em torno do átomo central em função do número de pares eletrônicos ligantes e não ligantes.

Molécula	Disposição dos pares	Geometria da molécula
CH ₄ Metano		 109,5° Tetraédrica
NH ₃ Amônia		 107° Piramidal
H ₂ O Água		 104,5° Angular

Tab. 5 Disposição tetraédrica dos pares eletrônicos e geometria das moléculas de CH₄, NH₃ e H₂O.

Número de pares eletrônicos	Disposição dos pares eletrônicos	Número de pares não ligantes no átomo central	Exemplo de molécula	Geometria da molécula
2		0	BeH ₂ H — Be — H	180° Linear
3		0	BH ₃ 	120° Trigonal plana
		1	O ₃ 	 120° Angular
4		0	CH ₄ 	109°28' Tetraédrica
		1	NH ₃ 	 107° Piramidal
		2	H ₂ O 	 104,5° Angular
5		0	PCl ₅ 	 120° 90° Bipiramidal



Tab. 6 Geometria das moléculas em torno do átomo central em função do número de pares eletrônicos ligantes e não ligantes.

! Atenção

A cunha cheia (—▲) e a cunha tracejada (—●●●) representam a perspectiva de uma ligação química: a cunha cheia para a frente do plano do papel, e a cunha tracejada, para trás.

Polaridade das ligações

Quando dois átomos realizam um compartilhamento de elétrons (ligação covalente), ambos exercem atração simultaneamente sobre o par de elétrons compartilhado. A força de atração que cada átomo participante da ligação exerce está diretamente relacionada à sua eletronegatividade.

Ligação covalente apolar

Quando uma ligação covalente é realizada por dois átomos iguais, a força de atração deles pelo par de elétrons será a mesma, pois ambos apresentam a mesma eletronegatividade. Dessa forma, podemos dizer que o par de elétrons está igualmente compartilhado entre esses dois átomos.

Esse tipo de ligação é chamado **ligação covalente apolar**, pois não há acúmulo de elétrons em nenhuma região e, conseqüentemente, não há a formação de polos (Fig. 27).

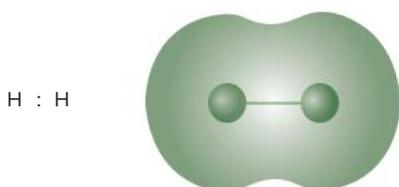


Fig. 27 A molécula de H₂ apresenta distribuição eletrônica homogênea em toda a sua extensão.

Note que a nuvem eletrônica ao redor do núcleo, na Fig. 27, está distribuída de maneira uniforme, e, dessa forma, não há formação de polos. Essas ligações covalentes são apolares.

Portanto, a ligação covalente apolar é formada sempre que dois átomos de mesma eletronegatividade compartilham elétrons.

Ligação covalente polar

Quando uma ligação covalente é realizada por dois átomos diferentes, a força de atração deles pelo par de elétrons não será a mesma, pois átomos de elementos diferentes

apresentam eletronegatividades diferentes. Dessa forma, o par de elétrons compartilhado será mais atraído pelo átomo de maior eletronegatividade.

Esse tipo de ligação é chamado **ligação covalente polar**, pois o átomo mais eletronegativo atrai com mais força a nuvem eletrônica do par compartilhado, resultando na formação de polos positivos e negativos sobre os átomos.

Observe o caso da molécula de HCl (Fig. 28), em que há compartilhamento de um par de elétrons entre o hidrogênio e o cloro.

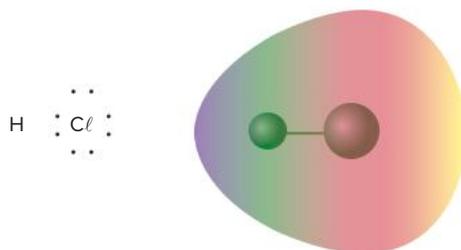
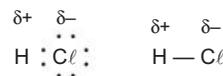


Fig. 28 A molécula de HCl apresenta maior densidade eletrônica no átomo de cloro, mais eletronegativo.

Note que a nuvem eletrônica do par de elétrons compartilhado é atraída com mais intensidade pelo átomo de cloro. Nessa ligação, a quantidade de carga negativa aumentou no lado do cloro e diminuiu no lado do hidrogênio, que conseqüentemente adquiriu uma carga positiva.

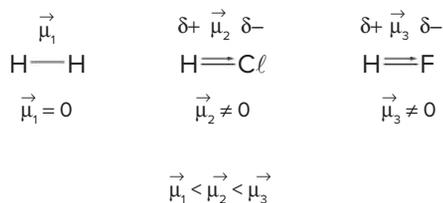
As cargas adquiridas pelos átomos de hidrogênio e cloro são menores do que uma carga inteira, pois não houve transferência integral de elétrons.

A polaridade de uma ligação é representada pela letra grega delta minúsculo (δ) seguida da carga, conforme o exemplo abaixo:



A polaridade da ligação dependerá da diferença de eletronegatividade dos átomos que participam dela. Quanto maior a diferença de eletronegatividade, mais polar será a ligação.

Em uma ligação covalente, a polarização tem a direção do eixo internuclear, o sentido do átomo mais eletronegativo e a intensidade proporcional à diferença de eletronegatividade entre os átomos. Assim, podemos representar a polarização de uma ligação covalente por um vetor, denominado **vetor momento dipolar** ou **momento dipolar** ($\vec{\mu}$).



Saiba mais

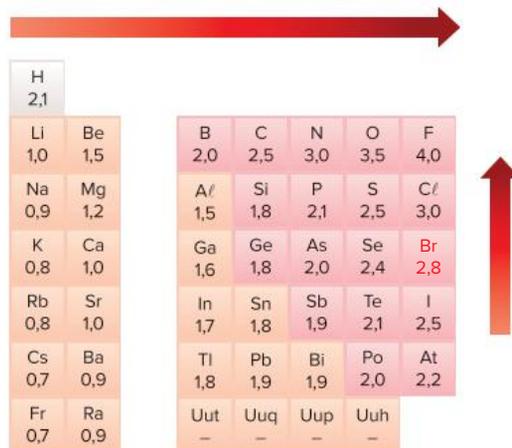
Ligação covalente polar versus ligação iônica

Uma ligação será 100% covalente quando não existir diferença de eletronegatividade entre os seus participantes, ou seja, quando os dois átomos envolvidos na ligação são iguais (ligação covalente apolar).

Conforme aumenta a diferença de eletronegatividade entre os participantes da ligação, aumenta a polaridade e consequentemente o caráter iônico da ligação covalente.

A ligação iônica pode ser considerada um caso extremo de ligação covalente polar, em que a diferença de eletronegatividade entre os participantes é tão grande que não houve compartilhamento de elétrons, mas sim a transferência do elétron de um átomo para o outro.

Observe, na figura ao lado, alguns valores de eletronegatividade obtidos por Linus Pauling:



Variação de eletronegatividade.

Linus Pauling, utilizando os valores de eletronegatividade estabelecidos e observando o comportamento químico de algumas substâncias, sugeriu uma divisão entre caráter predominantemente covalente e caráter predominantemente iônico: aproximadamente, 1,7.

A figura a seguir mostra a relação entre a porcentagem de caráter iônico em função da diferença de eletronegatividade entre dois átomos:

μ_{EN}	0	0,5	1,1	1,6	1,7	2,3	3,0	3,3
% iônica	0	6	26	47	51	74	89	95

Porcentagem de caráter iônico em função da diferença de eletronegatividade.

Exemplo:



Não há nenhuma linha divisória entre ligações covalentes e ligações iônicas, portanto use o número 1,7 com cautela.

Polaridade das moléculas

Com base no conceito de polaridade da ligação, podemos determinar se uma molécula é polar ou apolar. Quando a distribuição das cargas ao redor da molécula for simétrica, teremos uma molécula apolar, e, quando a distribuição das cargas for assimétrica, uma molécula polar.

Experimentalmente, podemos determinar a polaridade de uma molécula ao submetê-la a um campo elétrico externo. As moléculas **polares** apresentam distribuição assimétrica das cargas, ou seja, dipolos, portanto, quando submetidas ao efeito de um campo elétrico (Fig. 29), tendem a se alinhar com ele.

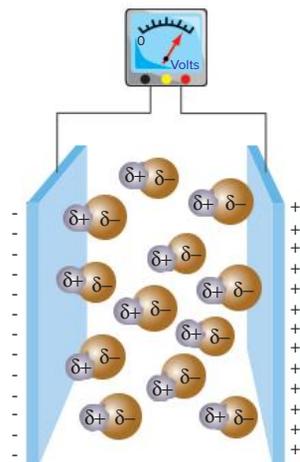


Fig. 29 Moléculas polares sob o efeito de um campo elétrico.

Para determinar a polaridade de uma molécula, devemos levar em consideração a polaridade da ligação e a geometria da molécula.

No caso de moléculas diatômicas (formadas por apenas dois átomos), a determinação da polaridade é simples, pois é dada pela polaridade da única ligação entre os átomos. **Quando a molécula é formada por átomos iguais (substância simples), temos uma ligação covalente apolar e, conseqüentemente, uma molécula apolar** (Fig. 30).



Fig. 30 Moléculas apolares.

Em moléculas diatômicas formadas por elementos diferentes, como HCl, HBr, CO, NO (Fig. 31), entre outras, a ligação é polar e, conseqüentemente, a molécula é polar.

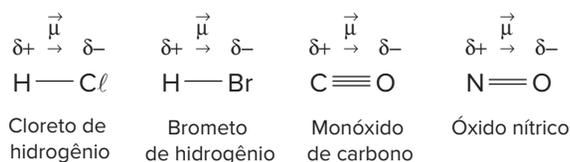


Fig. 31 Moléculas polares.

Em moléculas com três ou mais átomos, o tratamento vetorial é fundamental para se prever sua polaridade. O valor do vetor momento dipolar resultante ($\vec{\mu}_R$) é a soma dos vetores momento dipolar que existirem na molécula. **Se o momento dipolar resultante for igual a zero ($\vec{\mu}_R = 0$), a molécula é apolar. Se o momento dipolar resultante for diferente de zero ($\vec{\mu}_R \neq 0$), a molécula é polar.**

Observe o caso a seguir, da molécula de gás carbônico (CO₂), que, segundo a teoria da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência (VSEPR), apresenta uma geometria linear (Fig. 32).

Embora as ligações entre carbono e oxigênio sejam polares, temos dois vetores momento dipolar de mesma direção e intensidade, mas de sentidos opostos. Dessa forma, eles se anulam mutuamente, ou seja, o vetor momento dipolar resultante é igual a zero e a molécula é apolar.

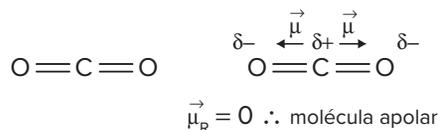


Fig. 32 Molécula de CO₂.

Na molécula de cloreto de berílio (BeCl₂), também linear, de acordo com a teoria VSEPR, podemos observar um comportamento semelhante (Fig. 33). Embora as ligações entre berílio e cloro sejam polares, os dois vetores momento dipolar apresentam mesma direção e intensidade, mas sentidos opostos. Dessa forma, o vetor momento dipolar resultante é igual a zero e a molécula é apolar.

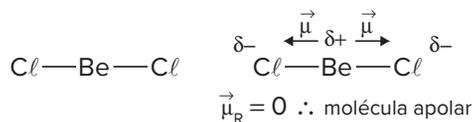


Fig. 33 Molécula de BeCl₂.

No caso da molécula de ácido cianídrico (HCN), outra molécula linear, de acordo com a teoria VSEPR, os vetores momento dipolar não se anulam, pois possuem mesma direção e mesmo sentido (Fig. 34). Dessa forma, a molécula terá um momento dipolar resultante diferente de zero e será, portanto, polar.

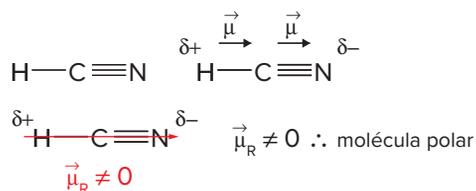


Fig. 34 Molécula de HCN.

Atenção

Para moléculas com três átomos que apresentam geometria linear, teremos duas opções:

- se os dois ligantes do átomo central forem iguais, a molécula será apolar, pois os vetores momento dipolar se anulam;
- se os dois ligantes do átomo central forem diferentes, a molécula será polar, pois os vetores momento dipolar não se anulam.

Na molécula de água (H₂O), em razão da geometria angular, os vetores momento dipolar não se anulam, pois, apesar de terem a mesma intensidade, apresentam direções diferentes (Fig. 35). Dessa forma, o vetor momento dipolar resultante é diferente de zero e a molécula é polar.

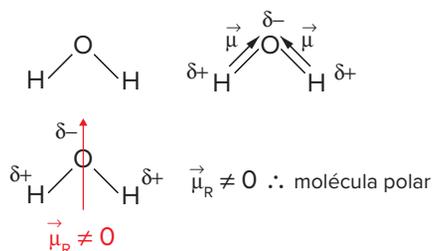


Fig. 35 Molécula de H₂O.

Na molécula de trifluoreto de boro (BF₃), a geometria é trigonal plana (Fig. 36). Portanto, mesmo tendo ligações polares, ela será apolar, pois o vetor momento dipolar resultante será igual a zero.

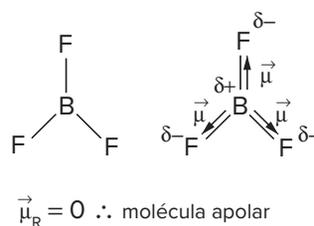


Fig. 36 Molécula de BF₃.

Observe o caso da molécula de metanal (H_2CO), que apresenta a mesma geometria do BF_3 . Como os três ligantes do átomo central são diferentes, os vetores momento dipolar são diferentes e, dessa forma, o vetor momento dipolar resultante não será zero, então a molécula será polar (Fig. 37).

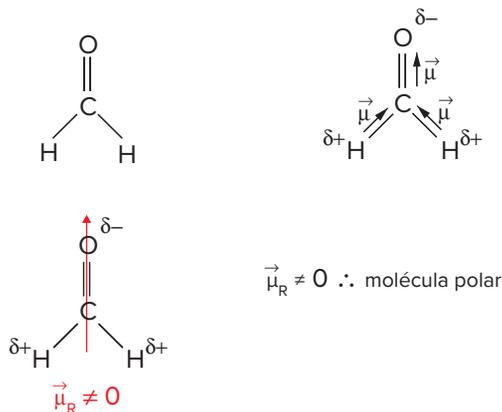


Fig. 37 Molécula de H_2CO .

Atenção

Para moléculas com quatro átomos que apresentam geometria trigonal plana, teremos duas opções:

- se os três ligantes do átomo central forem iguais, a molécula será apolar, pois os vetores momento dipolar se anulam;
- se um dos três ligantes do átomo central for diferente dos demais, a molécula será polar, pois os vetores momento dipolar não se anulam.

Na molécula de amônia (NH_3), as três ligações entre o átomo de nitrogênio e os átomos de hidrogênio são polares, mas, por sua geometria piramidal, os vetores momento dipolar não estão no mesmo plano (Fig. 38) e, dessa forma, o vetor momento dipolar resultante é diferente de zero.

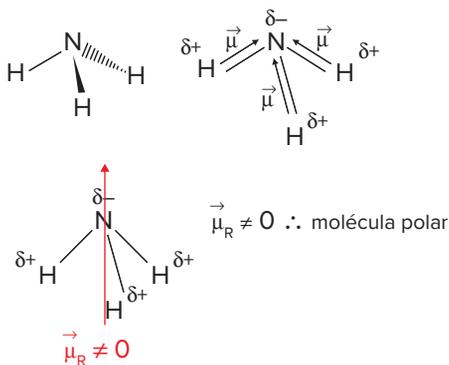


Fig. 38 Molécula de NH_3 .

A molécula do metano (CH_4), apresenta geometria tetraédrica (Fig. 39). Observe que essa molécula será apolar, pois, apesar de as ligações entre os átomos de hidrogênio e o átomo de carbono serem polares, o vetor momento dipolar resultante é igual a zero.

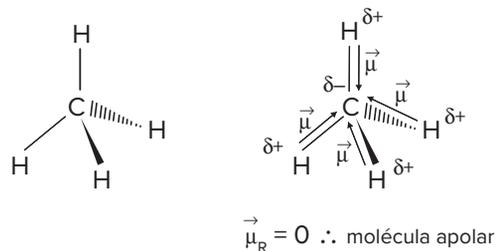


Fig. 39 Molécula de CH_4 .

Já no caso da molécula do diclorometano (Fig. 40), como os quatro ligantes do carbono não são idênticos, os vetores momento dipolar também não serão. Dessa forma, o vetor momento dipolar resultante será diferente de zero, portanto a molécula será polar.

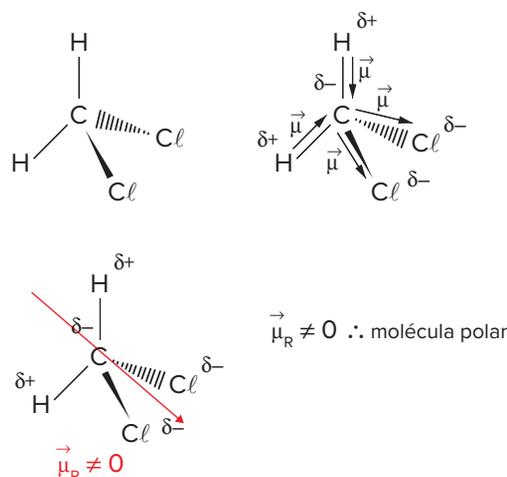


Fig. 40 Molécula de CH_2Cl_2 .

Exercício resolvido

3 Com base no cálculo do momento dipolar resultante, classifique as substâncias a seguir como polares ou apolares.

- a) H_2S c) C_2H_2
 b) H_2CO d) PCl_3

Resolução:

a) polar		c) apolar	
b) polar		d) polar	

Atenção

Para moléculas com cinco átomos que apresentam geometria tetraédrica, teremos duas opções:

- se os quatro ligantes do átomo central forem iguais, a molécula será apolar, pois os vetores momento dipolar se anulam;
- se um dos quatro ligantes do átomo central for diferente dos demais, a molécula será polar, pois os vetores momento dipolar não se anulam.

Atrações intermoleculares

São responsáveis pela existência dos diferentes estados físicos da matéria: sólido, líquido ou gasoso.

As atrações intermoleculares estão diretamente relacionadas ao grau de polaridade das moléculas, ou seja, quanto mais polar for uma molécula, maior será a intensidade da atração intermolecular, e, quanto menos polar for uma molécula, menor será a intensidade da atração intermolecular. Esse fato explica por que as moléculas formadas por átomos idênticos são, em grande parte, gases nas condições mencionadas anteriormente.

Essas atrações são divididas em três tipos: **atração dipolo-dipolo** ou **dipolo permanente**; **ligação de hidrogênio**; e **atração dipolo induzido**. As atrações dipolo permanente e dipolo induzido também são chamadas **forças de Van der Waals**, apesar de esse nome ser mais associado às atrações dipolo induzido, também conhecidas por **forças de dispersão de London**.

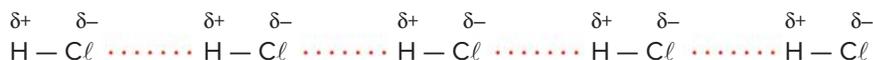


Fig. 42 Atração dipolo permanente entre moléculas de HCl .

Como a atração existe entre os dois dipolos permanentes dessas moléculas, é chamada atração **dipolo-dipolo** ou **dipolo permanente**.

Ligação de hidrogênio

As ligações de hidrogênio são um caso especial de atração dipolo permanente, pois também acontecem entre moléculas polares (a natureza da atração eletrostática é a mesma). Porém, a **intensidade da atração é maior** em razão da maior polaridade da molécula.

Essas interações acontecem com moléculas polares que apresentam um átomo de hidrogênio ligado a um átomo de flúor (F), oxigênio (O) ou nitrogênio (N). Como os átomos desses três elementos são muito eletronegativos, quando o hidrogênio está ligado a eles, há uma polarização muito forte na ligação, ou seja, o polo positivo formado no átomo de hidrogênio será muito intenso, o que atrai o par de elétrons livres do flúor, do oxigênio ou do nitrogênio de outras moléculas.

Observe o exemplo da Fig. 43 para as moléculas de HF , H_2O e NH_3 .

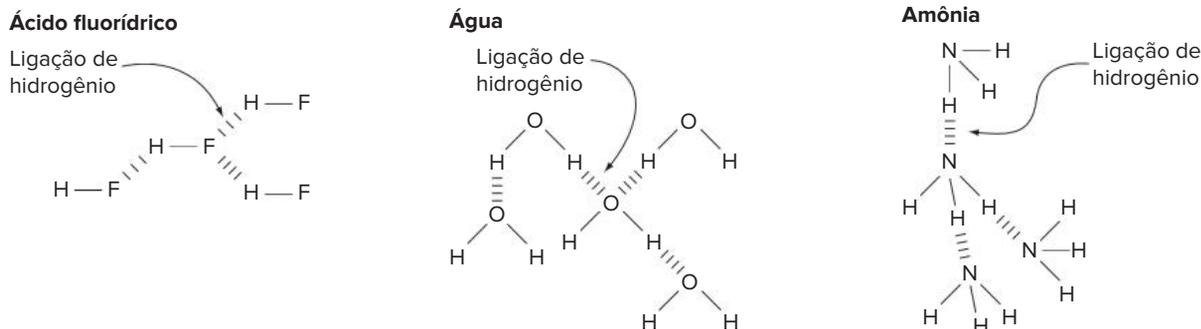


Fig. 43 Ligações de hidrogênio entre moléculas iguais (substância pura).

Atração dipolo-dipolo ou dipolo permanente

As forças de atração do tipo dipolo permanente têm **intensidade média** e acontecem entre **moléculas polares**.

Como essas moléculas apresentam um dipolo bem definido, no estado sólido ou líquido, elas se orientam de modo que o polo positivo de uma molécula sofra atração pelo polo negativo de outra.

A Fig. 41 ilustra um modelo desse tipo de atração intermolecular.

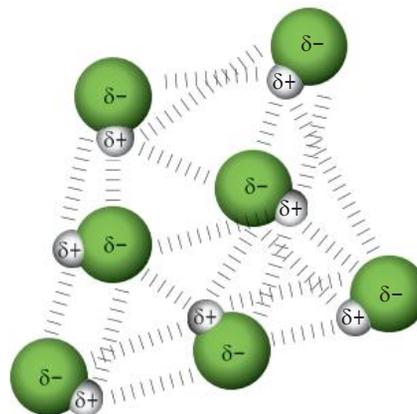


Fig. 41 Atração dipolo-dipolo ou dipolo permanente.

Observe o exemplo da molécula de HCl (Fig. 42), que apresenta um dipolo elétrico permanente:

As ligações de hidrogênio podem acontecer entre moléculas da mesma substância ou entre substâncias diferentes quando misturadas (Fig. 44).

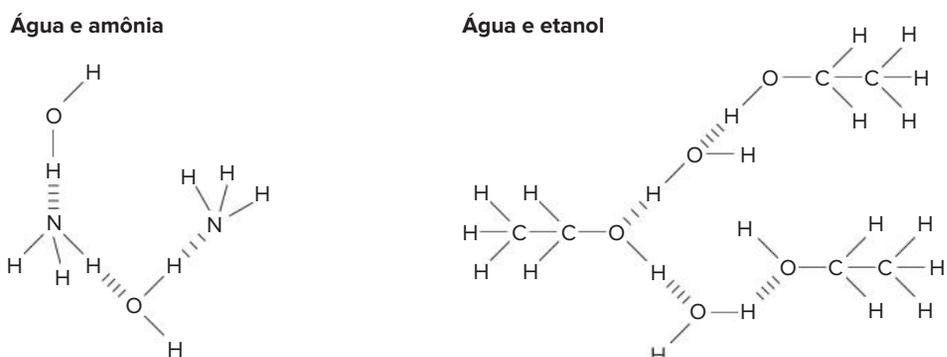


Fig. 44 Ligações de hidrogênio entre moléculas diferentes.

Observe que, para ocorrer a ligação de hidrogênio, basta que uma das moléculas tenha hidrogênio ligado a flúor, oxigênio ou nitrogênio. A outra também precisa ter um desses três elementos, mas não necessariamente ligados a hidrogênio (Fig. 45).

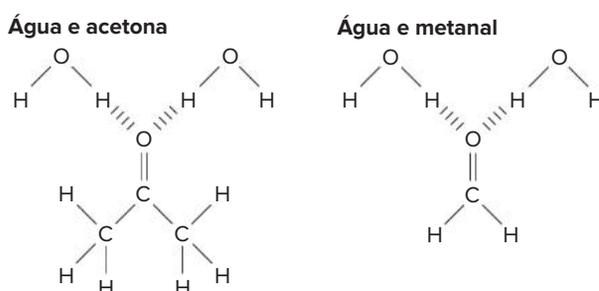


Fig. 45 Ligações de hidrogênio entre moléculas de água e moléculas de acetona e metanal.

Atração dipolo induzido ou forças de London

Esse tipo de atração intermolecular está presente entre todas as moléculas, **mas é a única força que atua entre moléculas apolares e entre átomos de gases nobres**. É uma atração de **intensidade fraca** que foi proposta em 1930 por Fritz London.

Em um átomo isolado ou em uma molécula apolar, a nuvem eletrônica ao redor dos núcleos está distribuída de maneira uniforme. No entanto, em razão do seu movimento, em determinado instante, os elétrons podem se concentrar mais em algum ponto da molécula ou do átomo, deixando de ter uma distribuição uniforme. Como resultado, uma região do átomo ou da molécula adquire uma carga parcial negativa e a outra região adquire uma carga parcial positiva, formando um dipolo temporário (Fig. 46).

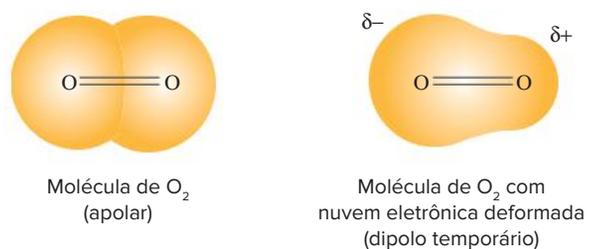


Fig. 46 Formação do dipolo temporário.

O dipolo temporário pode induzir a formação de polos opostos nas moléculas vizinhas (Fig. 47), possibilitando a existência de forças atrativas entre essas moléculas.

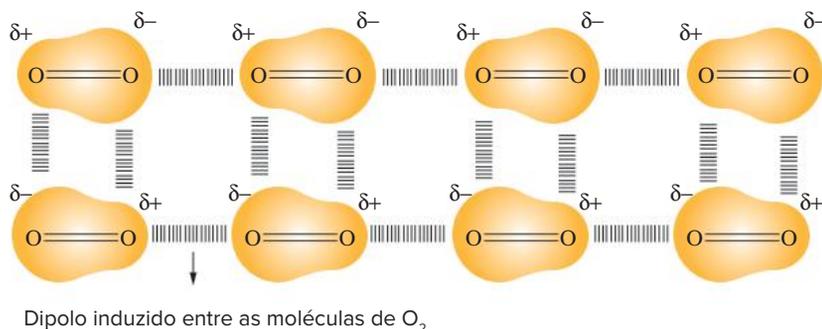


Fig. 47 Atração dipolo induzido.

Para determinar a intensidade das forças de London ou dipolo induzido, devemos levar em consideração alguns fatores:

- **Tamanho da molécula ou do átomo (no caso dos gases nobres):** em moléculas ou átomos maiores, a deformação da nuvem eletrônica é mais intensa, pois, além de existirem mais elétrons, eles estão mais afastados do núcleo, e isso facilita a formação dos dipolos induzidos (maior polarizabilidade), aumentando a intensidade das forças de London.
- **Formato da molécula:** moléculas com formatos mais alongados e extensos (maior superfície de contato) têm encaixe melhor entre si e, com isso, maior intensidade na atração intermolecular.

Revisando

1 Utilizando fórmulas de Lewis, esquematize a transferência de elétrons entre os seguintes átomos:



2 Encontre a fórmula mínima para cada par de elementos a seguir.



3 Construa a fórmula de Lewis e a fórmula estrutural para as seguintes moléculas.

Fórmula molecular	Fórmula de Lewis	Fórmula estrutural
a) PCl_3		
b) C_2H_6		
c) H_2O_2		
d) N_2H_4		

e) C_2H_4		
f) HCN		
g) H_2CO		
h) H_2CO_3		

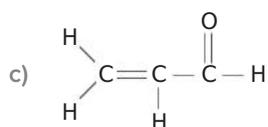
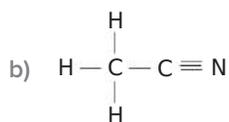
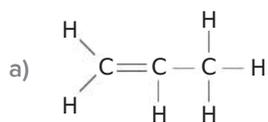
4 Complete a tabela a seguir em relação à condutibilidade elétrica.

Substância	Condutibilidade elétrica		
	Sólido	Líquido	Aquoso
NaCl			
NaOH			
H_2SO_4			
Fe			
$C_6H_{12}O_6$			

5 Para cada uma das moléculas a seguir, indique a hibridação do átomo central.



6 Para as moléculas orgânicas a seguir, indique qual a hibridação dos átomos de carbono e qual o tipo de ligação.



7 Determine a geometria do átomo central das moléculas a seguir.



8 Determine, para as seguintes moléculas, a fórmula de Lewis, a geometria da molécula e a polaridade.

Fórmula molecular	Fórmula de Lewis	Geometria da molécula	Polaridade
F_2			
BCl_3			
CS_2			
CH_2Cl_2			

9 Quais são os tipos de forças intermoleculares mais importantes para cada uma das substâncias a seguir?

a) HBr

b) NH₃

c) CH₄

10 Complete a tabela a seguir:

Molécula	Geometria	Polaridade	Atração intermolecular
CCl ₄			
Cl ₂			
H ₂ O			
CO ₂			
BF ₃			
NH ₃			
H ₂ S			
NO			
CO			
BeCl ₂			

Exercícios propostos

1 **CPS 2020** John Goodenough, Stanley Whittingham e Akira Yoshino são os vencedores do Prêmio Nobel 2019 de Química pelo desenvolvimento de baterias de íons de lítio. Atualmente, celulares, notebooks e carros elétricos saem de fábrica com esse tipo de bateria.

Com essa descoberta, é possível armazenar uma grande quantidade de energia em baterias pequenas e leves. Se fôssemos utilizar outros tipos de bateria, como por exemplo, bateria de hidreto de níquel ou bateria de níquel cádmio, para armazenarmos a mesma quantidade de energia, teríamos baterias com o tamanho e massa duas ou até mesmo três vezes maiores que as baterias de íons de lítio. Outra vantagem desse tipo de bateria é o fato de não possuírem o efeito memória, conhecido popularmente como o vício da bateria. Devido a essa característica que facilita a vida do usuário, ela não requer tanta atenção nos processos de carga e descarga.

Contudo, com todos os avanços, as baterias continuam extremamente sensíveis à temperatura. Quando expostas ao calor, podem perder parte de sua capacidade total e se decompor mais rápido que o normal.

Os íons de lítio, usados em baterias, são provenientes de compostos iônicos. Um exemplo de composto iônico é o sal cloreto de sódio, no qual átomos de sódio se ligam a átomos de cloro por meio de ligação iônica, na razão de 1 : 1, como todos os cloretos de metais alcalinos. Sabendo que o lítio também é um metal alcalino, podemos afirmar que os átomos de lítio se ligam a átomos de cloro formando o composto cloreto de lítio, representado, corretamente, por

- A Li₂Cl
- B Li₂Cl₂
- C ClLi₂
- D Cl₂Li₂
- E LiCl

- A respeito desses elementos, pode-se afirmar que
- X e Y tendem a formar ligação iônica.
 - Y e Z tendem a formar ligação covalente.
 - X não tende a fazer ligações nem com Y, nem com Z.
 - dois átomos de X tendem a fazer ligação covalente entre si.
 - dois átomos de Z tendem a fazer ligação iônica entre si.

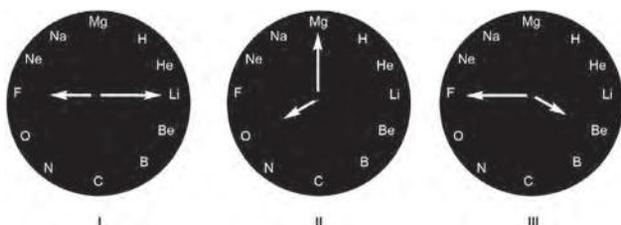
- 13 UEG 2012** Dois elementos químicos A e B apresentam números atômicos iguais a 13 e 16, respectivamente. Ao reagirem entre si, eles formam um composto iônico do tipo

A AB B AB₂ C A₂B D A₂B₃

- 14 Col. Naval** Quando átomos do elemento X, o qual está presente no terceiro período e no grupo 17 da moderna classificação periódica, se combinam com átomos do elemento Y, o qual está presente no terceiro período e grupo 2, forma-se um composto

A molecular de fórmula XY₂
 B iônico de fórmula X₂Y
 C molecular de fórmula XY
 D iônico de fórmula YX₂
 E iônico de fórmula Y₂X

- 15 UFPR 2019** Nos relógios mostrados a seguir, as posições, que são originalmente ocupadas por números, foram substituídas por símbolos de elementos químicos, cujos números atômicos correspondem ao numeral original do relógio. Considere que o ponteiro menor (das horas) aponta para o ânion mais estável do elemento e o ponteiro maior (dos minutos) aponta para o cátion mais estável do elemento:



As substâncias neutras formadas a partir da leitura das horas marcadas nos relógios I, II e III são, respectivamente:

A LiF – MgO – BeF.
 B LiF – Mg₂O – BeF.
 C LiF – MgO – BeF₂.
 D Li₂F – MgO – BeF₂.
 E Li₂F – Mg₂O – BeF₂.

Leia o texto a seguir para responder à questão **16**:

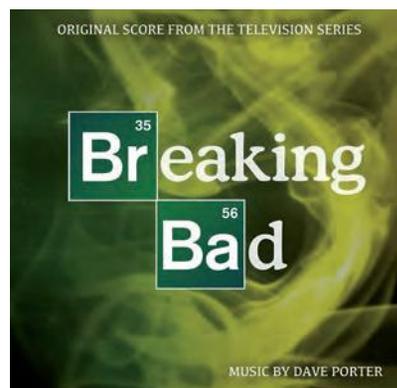
A história do seriado *Breaking Bad* gira em torno de um professor de Química do ensino médio, com uma esposa grávida e um filho adolescente que sofre de paralisia cerebral. Quando é diagnosticado com câncer, ele abraça uma vida de crimes, produzindo e vendendo metanfetaminas.

O uso de drogas pode desestabilizar totalmente a vida de uma pessoa, gerando consequências devastadoras e permanentes. Muitas vezes, toda a família é afetada.

As metanfetaminas são substâncias relacionadas quimicamente com as anfetaminas e são um potente estimulante que afeta o sistema nervoso central.

Disponível em: <<http://tinyurl.com/pffwfe6>>. Acesso em: 13.06.2014. (Adapt.)

- 16 Fatec 2015** Considere os elementos químicos e seus respectivos números atômicos, representados na figura.



Disponível em: <<http://tinyurl.com/kun3zgs>>. Acesso em: 30.08.2014.

Esses elementos podem formar o composto

A molecular, BaBr.
 B molecular, BaBr₂.
 C iônico, BaBr.
 D iônico, BaBr₂.
 E iônico, Ba₂Br.

- 17 Unifor 2014** O fluoreto de sódio é um haleto alcalino muito utilizado na prevenção de cáries e pode ser obtido a partir da reação do ácido fluorídrico com carbonato de sódio.

O tipo de ligação química existente entre o sódio e o flúor é:

A Covalente apolar
 B Dipolo-dipolo
 C Covalente polar
 D Metálica
 E Iônica

- 18 UEL** Átomos de número atômico 3 e número de massa 7 ao reagirem com átomos de número atômico 8 e número de massa 16 o fazem na proporção, em átomos, respectivamente, de

A 1:1, formando composto iônico.
 B 1:1, formando composto molecular.
 C 1:2, formando composto molecular.
 D 2:1, formando composto iônico.
 E 3:1, formando composto iônico.

- 19 PUC-RS** A substância formada exclusivamente por ligações covalentes é representada por:

A K₂SO₄ C H₂S E BaH₂
 B NaCl D NaOH

- 20 UFF** O leite materno é um alimento rico em substâncias orgânicas, tais como proteínas, gorduras e açúcares, e substâncias minerais como, por exemplo, o fosfato de cálcio. Esses compostos orgânicos têm como característica principal as ligações covalentes na formação de suas moléculas, enquanto o mineral apresenta também ligação iônica.

Assinale a alternativa que apresenta corretamente os conceitos de ligações covalente e iônica, respectivamente.

- A A ligação covalente só ocorre nos compostos orgânicos.
- B A ligação covalente se faz por transferência de elétrons, e a ligação iônica, pelo compartilhamento de elétrons com spins opostos.
- C A ligação covalente se faz por atração de cargas entre átomos, e a ligação iônica, por separação de cargas.
- D A ligação covalente se faz por união de átomos em moléculas, e a ligação iônica, por união de átomos em complexos químicos.
- E A ligação covalente se faz pelo compartilhamento de elétrons, e a ligação iônica, por transferência de elétrons.

21 PUC-MG O elemento bromo forma compostos iônicos e moleculares. Assinale a alternativa que apresenta, respectivamente, um composto iônico e um molecular formado pelo bromo.

- A CaBr_2 e HBr
- B CBr_4 e KBr
- C NaBr e MgBr_2
- D KBr e NH_4Br

22 Enem 2019 Por terem camada de valência completa, alta energia de ionização e afinidade eletrônica praticamente nula, considerou-se por muito tempo que os gases nobres não formariam compostos químicos. Porém, em 1962, foi realizada com sucesso a reação entre o xenônio (camada de valência $5s^25p^6$) e o hexafluoreto de platina e, desde então, mais compostos novos de gases nobres vêm sendo sintetizados. Tais compostos demonstram que não se pode aceitar acriticamente a regra do octeto, na qual se considera que, numa ligação química, os átomos tendem a adquirir estabilidade assumindo a configuração eletrônica de gás nobre. Dentre os compostos conhecidos, um dos mais estáveis é o difluoreto de xenônio, no qual dois átomos do halogênio flúor (camada de valência $2s^22p^5$) se ligam covalentemente ao átomo de gás nobre para ficarem com oito elétrons de valência. Ao se escrever a fórmula de Lewis do composto de xenônio citado, quantos elétrons na camada de valência haverá no átomo do gás nobre?

- A 6
- B 8
- C 10
- D 12
- E 14

23 Unirio O dióxido de carbono (CO_2) é um gás essencial no globo terrestre. Sem a presença deste gás, o globo seria gelado e vazio. Porém, quando este é inalado em concentração superior a 10%, pode levar o indivíduo à morte por asfixia. Este gás apresenta em sua molécula um número de ligações covalentes igual a:

- A 4
- B 1
- C 2
- D 3
- E 0

24 Ufla Assinale a alternativa em que ambos os compostos apresentam ligações covalentes múltiplas (duplas ou triplas).

Dados: H ($Z = 1$), C ($Z = 6$), N ($Z = 7$), O ($Z = 8$)

Al ($Z = 13$), Cl ($Z = 17$), K ($Z = 9$)

- A H_2O e O_2
- B H_2O_2 e HCl
- C Cl_2 e NH_3
- D CO_2 e N_2
- E AlCl_3 e KCl

25 UFJF 2017 O selênio quando combinado com enxofre forma o sulfeto de selênio, substância que apresenta propriedades antifúngicas e está presente na composição de xampus anticaspas. Qual o tipo de ligação química existente entre os átomos de enxofre e selênio?

- A Covalente.
- B Dipolo-dipolo.
- C Força de London.
- D Iônica.
- E Metálica.

Leia o texto para responder à questão a seguir.

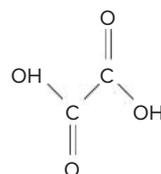
No ano de 2014, o Estado de São Paulo vive uma das maiores crises hídricas de sua história. A fim de elevar o nível de água de seus reservatórios, a Companhia de Saneamento Básico do Estado de São Paulo (Sabesp) contratou a empresa ModClima para promover a indução de chuvas artificiais. A técnica de indução adotada, chamada de bombardeamento de nuvens ou semeadura ou, ainda, nucleação artificial, consiste no lançamento em nuvens de substâncias aglutinadoras que ajudam a formar gotas de água.

Disponível em: <<http://exame.abril.com.br>>. (Adapt.)

26 Unesp 2015 Além do iodeto de prata, outras substâncias podem ser utilizadas como agentes aglutinadores para a formação de gotas de água, tais como o cloreto de sódio, o gás carbônico e a própria água. Considerando o tipo de força interatômica que mantém unidas as espécies de cada agente aglutinador, é correto classificar como substância molecular:

- A o gás carbônico e o iodeto de prata.
- B apenas o gás carbônico.
- C o gás carbônico e a água.
- D apenas a água.
- E a água e o cloreto de sódio.

27 IFSP 2014 O ácido oxálico está presente em produtos utilizados para remover manchas de ferrugem em tecidos. A fórmula estrutural desse ácido é:



O exame dessa fórmula mostra que, na molécula de ácido oxálico, existem entre os átomos ligações

- A iônicas.
- B de hidrogênio.
- C covalentes.
- D metálicas.
- E dativas.

estados de hibridização de todos os átomos de carbono de um mesmo composto, ordenados do átomo 1 para o átomo 3.

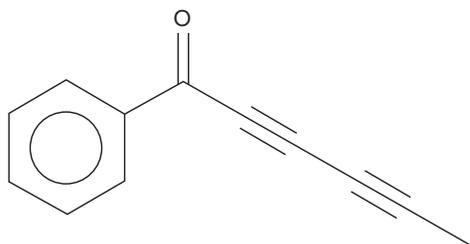
A II – $C_1 = sp^2$; $C_2 = sp^2$; $C_3 = sp^3$.

B I – $C_1 = sp^3$; $C_2 = sp^2$; $C_3 = sp^3$.

C IV – $C_1 = sp^3$; $C_2 = sp^2$; $C_3 = sp^3$.

D III – $C_1 = sp^3$; $C_2 = sp^3$; $C_3 = sp^2$.

- 36 Cefet-MG 2014** A capilina, cuja estrutura é representada em seguida, destaca-se entre os compostos orgânicos empregados como antifúngicos.



Considerando-se sua estrutura química, o número de carbonos com hibridação sp^2 e sp é, respectivamente,

A 4 e 8.

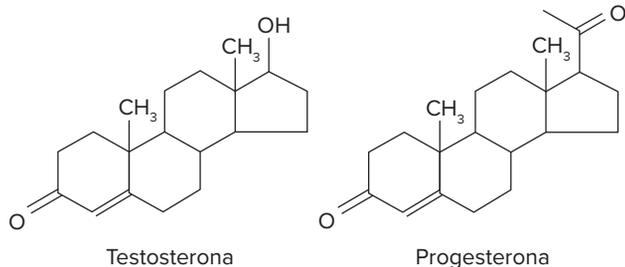
C 6 e 5.

E 7 e 4.

B 5 e 7.

D 6 e 6.

- 37 UFPR 2013** O átomo de carbono sofre três tipos de hibridação: sp^3 , sp^2 e sp . Essa capacidade de combinação dos orbitais atômicos permite que o carbono realize ligações químicas com outros átomos, gerando um grande número de compostos orgânicos. A seguir são ilustradas estruturas de dois compostos orgânicos que atuam como hormônios.



Testosterona

Progesterona

Acerca da hibridação dos átomos de carbono nos dois hormônios, considere as seguintes afirmativas:

1. A testosterona possui dois átomos de carbono com orbitais híbridos sp^2 .
2. A progesterona possui quatro átomos de carbono com orbitais híbridos sp^2 .
3. Ambos os compostos apresentam o mesmo número de átomos de carbono com orbitais híbridos sp^3 .
4. O número total de átomos de carbono com orbitais híbridos sp^3 na testosterona é 16.

Assinale a alternativa correta.

A Somente as afirmativas 1 e 3 são verdadeiras.

B Somente as afirmativas 2 e 4 são verdadeiras.

C Somente as afirmativas 2, 3 e 4 são verdadeiras.

D Somente as afirmativas 1, 2 e 3 são verdadeiras.

E As afirmativas 1, 2, 3 e 4 são verdadeiras.

- 38 UFPB** O uso de combustíveis fósseis acarreta diversos problemas ambientais, como o aumento do aquecimento global, que vem sendo associado à crescente emissão do dióxido de carbono (CO_2) proveniente da queima desses combustíveis.

Sobre o dióxido de carbono, identifique as afirmativas corretas:

A molécula apresenta duas ligações covalentes do tipo sigma (σ).

A molécula apresenta duas ligações covalentes do tipo pi (π).

A molécula apresenta uma ligação tripla.

A geometria da molécula é angular.

O carbono tem hibridação sp .

- 39 Uece 2015** O etileno, ou eteno, é o hidrocarboneto alceno mais simples da família das olefinas, constituído por dois átomos de carbono e quatro átomos de hidrogênio, C_2H_4 . É usado como anestésico moderado em intervenções cirúrgicas e é produzido naturalmente em plantas, sendo responsável pelo amadurecimento de frutos. É usado para amadurecer de maneira forçada frutas verdes. Com relação à formação desse composto, assinale a afirmação verdadeira.

A Para cada átomo de carbono existem 3 orbitais híbridos $2sp^2$ que estão em planos diferentes.

B Para cada átomo de carbono existe um orbital não hibridizado $2p$ que forma a ligação π (pi) na ligação $C=C$.

C A ligação σ (sigma) $C-C$ é formada pelos orbitais híbridos $2sp^2-2p$.

D As ligações σ (sigma) $C-H$ são formadas pelos orbitais híbridos $2sp^2-2s$.

- 40 UEM 2015** A respeito da estrutura das moléculas orgânicas e dos orbitais híbridos, assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

01 A ligação $C-H$ na molécula de metano envolve um orbital híbrido do tipo sp^3 do carbono e um orbital tipo s do hidrogênio.

02 Uma hibridização do tipo sp^2 envolve um orbital atômico do tipo s e dois orbitais atômicos do tipo p .

04 Na molécula de etileno ocorre uma hibridização do átomo de carbono do tipo sp .

08 Tanto na grafite quanto no diamante, as hibridizações do átomo de carbono são do tipo sp^3 .

16 A molécula de CO_2 é linear porque os orbitais híbridos do tipo sp do átomo de carbono são lineares, e não há influência de pares de elétrons não compartilhados.

Soma:

41 UFRGS 2018 Considerando a geometria molecular de algumas moléculas e íons, assinale a alternativa que lista apenas as espécies com geometria trigonal plana.

- A CO_2 , SO_2 , SO_3 D NH_3 , BF_3 , SO_3
 B O_3 , NH_3 , NO_3^- E SO_3 , NO_3^- , BF_3
 C NO_3^- , O_3 , CO_2

42 Ufla O ângulo de ligação do metano (CH_4) é $\approx 109,5^\circ$, o da amônia (NH_3) é $\approx 107,0^\circ$ e o da água (H_2O) é $\approx 104,5^\circ$. Os ângulos de ligação, nessas moléculas, são diferentes em razão:

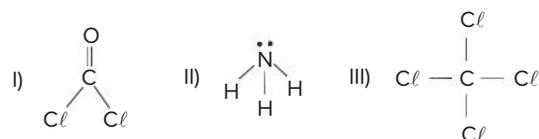
- A de o ângulo de ligação depender da eletronegatividade do átomo central.
 B de o carbono, oxigênio e nitrogênio apresentarem pares de elétrons livres.
 C da diferença de hibridação de C, O e N.
 D do raio atômico dos átomos centrais.
 E de o oxigênio apresentar dois pares de elétrons livres (não ligantes), o nitrogênio, um par de elétrons livres e o carbono, nenhum.

43 PUC-MG Sejam dadas as seguintes moléculas: H_2O , BeH_2 , BCl_3 e CCl_4 . As configurações espaciais dessas moléculas são, respectivamente:

- A angular, linear, trigonal, tetraédrica.
 B angular, trigonal, linear, tetraédrica.
 C angular, linear, piramidal, tetraédrica.
 D trigonal, linear, angular, tetraédrica.

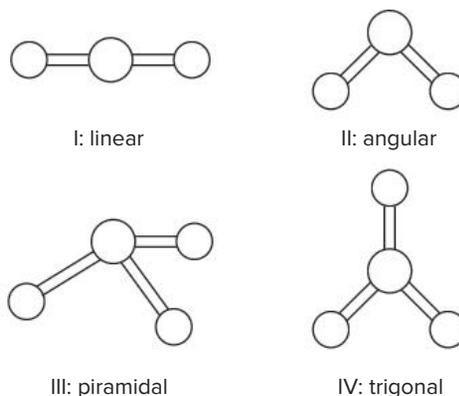
44 CFTCE A geometria de uma molécula é informação muito importante, uma vez que define algumas propriedades do composto, como a polaridade, a solubilidade, o ponto de fusão e ebulição, possibilitando uma boa aplicação para ela. O fosgênio COCl_2 é usado na obtenção dos policarbonatos, que são plásticos que se aplicam na fabricação de visores para astronautas, vidros à prova de bala e CDs. A amônia, que é bastante solúvel em água e no estado líquido, é utilizada como solvente. O tetracloreto de carbono é um líquido muito pouco reativo, sendo empregado como solvente de óleos, gorduras e ceras. As estruturas dos três compostos citados estão representadas logo a seguir.

Com relação à geometria das moléculas I, II e III, na figura, é correto afirmar que:



- A todas são planas.
 B todas são piramidais.
 C apenas I e II são planas.
 D apenas I é plana.
 E todas são tetraédricas.

45 Unifesp Na figura, são apresentados os desenhos de algumas geometrias moleculares.



SO_3 , H_2S e BeCl_2 apresentam, respectivamente, as geometrias moleculares:

- A III, I e II. D IV, I e II.
 B III, I e IV. E IV, II e I.
 C III, II e I.

46 IFSul 2016 A tabela abaixo relaciona as substâncias às suas aplicações.

Substância	Aplicação
NH_3	Produtos de limpeza.
CH_4	Matéria-prima para produção de outros compostos.
SO_2	Antisséptico, desinfetante.

A alternativa que relaciona as substâncias com a sua geometria molecular é, respectivamente:

- A trigonal plana, tetraédrica e angular.
 B trigonal plana, piramidal e linear.
 C piramidal, tetraédrica e linear.
 D piramidal, tetraédrica e angular.

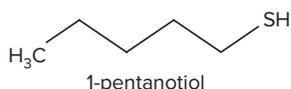
47 Uece 2015 A geometria molecular é o arranjo tridimensional dos átomos, que afeta muitas de suas propriedades físicas e químicas, tais como os pontos de fusão e de ebulição, a densidade e o tipo de reações nas quais as moléculas se envolvem. Um composto binário de enxofre, incolor, não inflamável, altamente tóxico, polar é considerado com apenas ligações simples do ponto de vista da teoria da repulsão dos pares de elétrons da camada de valência (RPECV).

Assinale a opção que completa corretamente as lacunas da seguinte afirmação:

O composto é o _____¹ e a geometria de sua molécula é _____².

- A dióxido de enxofre¹ / angular²
 B sulfeto de hidrogênio¹ / linear²
 C sulfeto de sódio¹ / tetraédrica²
 D trióxido de enxofre¹ / trigonal plana²

- 48 Unesp 2015** A degradação anaeróbica de matéria orgânica contendo enxofre pode levar à formação de substâncias com odores altamente desagradáveis. Dentre essas substâncias estão o gás sulfídrico (H_2S) e as mercaptanas, como a pentamercaptana (1-pentanotiol).



Assinale a alternativa que apresenta corretamente a geometria molecular do gás sulfídrico e a fórmula molecular do 1-pentanotiol.

- A Angular e $\text{C}_5\text{H}_4\text{S}$.
 B Linear e CH_4S .
 C Angular e CH_4S .
 D Angular e $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{S}$.
 E Tetraédrica e $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{S}$.

- 49 Aman 2015** As substâncias ozônio (O_3); dióxido de carbono (CO_2); dióxido de enxofre (SO_2); água (H_2O) e cianeto de hidrogênio (HCN) são exemplos que representam moléculas triatômicas. Dentre elas, as que apresentam geometria molecular linear são, apenas, Dados: ${}_1\text{H}^1$, ${}_6\text{C}^{12}$, ${}_8\text{O}^{16}$, ${}_{16}\text{S}^{32}$, ${}_7\text{N}^{14}$

- A cianeto de hidrogênio e dióxido de carbono.
 B água e cianeto de hidrogênio.
 C ozônio e água.
 D dióxido de enxofre e dióxido de carbono.
 E ozônio e dióxido de enxofre.

- 50 Mackenzie 2015** Os gases do efeito estufa envolvem a Terra e fazem parte da atmosfera. Estes gases absorvem parte da radiação infravermelha refletida pela superfície terrestre, impedindo que a radiação escape para o espaço e aquecendo a superfície da Terra. Atualmente são seis os gases considerados como causadores do efeito estufa: dióxido de carbono (CO_2), metano (CH_4), óxido nitroso (N_2O), clorofluorcarbonetos (CFCs), hidrofluorcarbonetos (HFCs), e hexafluoreto de enxofre (SF_6). Segundo o Painel Intergovernamental de mudanças do Clima, o CO_2 é o principal "culpado" pelo aquecimento global, sendo o gás mais emitido (aproximadamente 77%) pelas atividades humanas. No Brasil, cerca de 75% das emissões de gases do efeito estufa são causadas pelo desmatamento, sendo o principal alvo a ser mitigado pelas políticas públicas. No mundo, as emissões de CO_2 provenientes do desmatamento equivalem a 17% do total. O hexafluoreto de enxofre (SF_6) é o gás com maior poder de aquecimento global, sendo 23.900 vezes mais ativo no efeito estufa do que o CO_2 . Em conjunto, os gases fluoretados são responsáveis por 11% das emissões totais de gases do efeito estufa.

Disponível em: <http://www.institutocarbonobrasil.org.br/mudancas_climaticas/gases_do_efeito_estufa>.

A respeito dos gases citados no texto, de acordo com a teoria da repulsão dos pares eletrônicos da camada

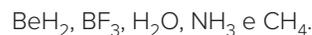
de valência (VSEPR), é correto afirmar que as moléculas Dados: números atômicos (Z): H = 1, C = 6, N = 7, O = 8, F = 9 e S = 16.

- A do metano e do gás carbônico apresentam geometria tetraédrica.
 B do óxido nitroso e do gás carbônico apresentam geometria angular.
 C do hexafluoreto de enxofre apresentam geometria linear.
 D do metano apresentam geometria tetraédrica e as do gás carbônico são lineares.
 E do óxido nitroso têm geometria angular e as do metano são lineares.

- 51 UFG 2014** Considerando-se o modelo de repulsão dos pares de elétrons da camada de valência (do inglês, VSEPR), as moléculas que apresentam geometria linear, trigonal plana, piramidal e tetraédrica são, respectivamente,

- A SO_2 , PF_3 , NH_3 e CH_4 D CO_2 , PF_3 , NH_3 e CCl_4
 B BeH_2 , BF_3 , PF_3 e SiH_4 E BeH_2 , BF_3 , NH_3 e SF_4
 C SO_2 , BF_3 , PF_3 e CH_4

- 52 Cefet-MG 2013** Considere o conjunto de substâncias químicas:



O número de substâncias com geometria trigonal plana é igual a

- A 0. C 2.
 B 1. D 3.

- 53 UPF 2012** Moléculas como a água (H_2O) e a amônia (NH_3) apresentam polaridade acentuada, no entanto moléculas como (BeCl_2) e (BCl_3) são apolares. A explicação para esse comportamento se encontra centrada na forma como ocorre a disposição dos átomos ligantes em torno do átomo central, sendo que a forma geométrica da molécula irá depender da configuração eletrônica do átomo central.

Dados:



Com relação às moléculas citadas, assinale a alternativa **correta**.

- A A molécula de água apresenta geometria linear com o átomo de oxigênio no centro e formando um ângulo de 180° com os dois átomos de hidrogênio, ao passo que a amônia apresenta geometria trigonal com ângulo de $104^\circ 5'$ entre os átomos de hidrogênio, nitrogênio e hidrogênio.
 B A molécula de amônia apresenta geometria trigonal com o átomo de nitrogênio no centro e formando ângulos de 120° com os átomos de hidrogênio, ao passo que a molécula de água apresenta geometria linear com ângulo de 180° entre os átomos de hidrogênio, oxigênio e hidrogênio.

57 Unemat Na tentativa de explicar a origem dos seres vivos, Müller reproduziu, em seu experimento, as condições atmosféricas primitivas, que continham os gases metano (CH_4); amônia (NH_3); gás hidrogênio (H_2) e vapor de água (H_2O).

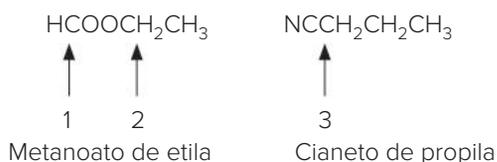
Esses quatro compostos apresentam, respectivamente, estruturas com geometria molecular:

- A tetraédrica, piramidal, linear e angular.
- B piramidal, octaédrica, angular e linear.
- C tetraédrica, trigonal plana, piramidal e linear.
- D angular, tetraédrica, angular e piramidal.
- E piramidal, piramidal, angular e trigonal plana.

58 UFRGS A Via Láctea tem gosto de framboesa: astrônomos alemães descobriram metanoato de etila, substância química que dá à framboesa seu sabor característico, em uma nuvem de poeira próxima ao centro da Via Láctea. Mas, se astronautas fossem até lá, não poderiam deliciar-se com ela, pois a nuvem também é formada por cianeto de propila, um veneno letal.

Superinteressante, n. 266, p. 32, jun. 2009.

Observe as fórmulas das substâncias referidas no texto e os carbonos nelas assinalados.



Os carbonos assinalados com os números **1, 2 e 3** apresentam, respectivamente, geometria molecular do tipo

- A trigonal plana, tetraédrica e linear.
- B linear, trigonal plana e tetraédrica.
- C linear, tetraédrica e linear.
- D trigonal plana, trigonal plana e tetraédrica.
- E tetraédrica, linear e trigonal plana.

59 Cefet-MG A disposição espacial de uma molécula pode ser prevista utilizando-se a teoria da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência.

Com base nessa teoria, associe cada molécula a sua respectiva geometria.

GEOMETRIAS	MOLÉCULAS
1. linear	<input type="checkbox"/> SO_2
2. angular	<input type="checkbox"/> CO_2
3. piramidal	<input type="checkbox"/> BCl_3
4. tetraédrica	<input type="checkbox"/> CHCl_3
5. trigonal plana	

A sequência correta encontrada é

- A 5, 2, 3 e 4.
- B 2, 1, 5 e 4.
- C 1, 5, 4 e 3.
- D 1, 2, 3 e 5.

60 UFRGS A alternativa que apresenta, respectivamente, exemplos de substâncias com ligação iônica, covalente polar, covalente apolar e metálica é:

- A AgCl , O_2 , H_2 , Fe_2O_3
- B BeCl_2 , CO_2 , CH_4 , Fe
- C $\text{Ca}(\text{OH})_2$, HCl , O_3 , SiC
- D BF_3 , Br_2 , HF, Mn
- E MgO , H_2O , I_2 , Al

61 UFF A capacidade que um átomo tem de atrair elétrons de outro átomo, quando os dois formam uma ligação química, é denominada eletronegatividade. Esta é uma das propriedades químicas consideradas no estudo da polaridade das ligações.

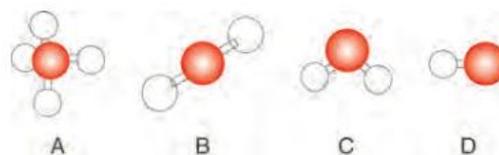
Assinale a opção que apresenta, corretamente, os compostos H_2O , H_2S e H_2Se em ordem crescente de polaridade.

- A $\text{H}_2\text{Se} < \text{H}_2\text{O} < \text{H}_2\text{S}$
- B $\text{H}_2\text{S} < \text{H}_2\text{Se} < \text{H}_2\text{O}$
- C $\text{H}_2\text{S} < \text{H}_2\text{O} < \text{H}_2\text{Se}$
- D $\text{H}_2\text{O} < \text{H}_2\text{Se} < \text{H}_2\text{S}$
- E $\text{H}_2\text{Se} < \text{H}_2\text{S} < \text{H}_2\text{O}$

62 Enem PPL 2018 Em derramamentos de óleo no mar, os produtos conhecidos como “dispersantes” são usados para reduzir a tensão superficial do petróleo derramado, permitindo que o vento e as ondas “quebrem” a mancha em gotículas microscópicas. Estas são dispersadas pela água do mar antes que a mancha de petróleo atinja a costa. Na tentativa de fazer uma reprodução do efeito desse produto em casa, um estudante prepara um recipiente contendo água e gotas de óleo de soja. Há disponível apenas azeite, vinagre, detergente, água sanitária e sal de cozinha. Qual dos materiais disponíveis provoca uma ação semelhante à situação descrita?

- A Azeite
- B Vinagre
- C Detergente
- D Água sanitária
- E Sal de Cozinha

63 Fuvest A figura mostra modelos de algumas moléculas com ligações covalentes entre seus átomos.



Analise a polaridade dessas moléculas, sabendo que tal propriedade depende da:

- diferença de eletronegatividade entre os átomos que estão diretamente ligados. (Nas moléculas apresentadas, átomos de elementos diferentes têm eletronegatividades diferentes.)
- forma geométrica das moléculas.

Observação: Eletronegatividade é a capacidade de um átomo para atrair os elétrons da ligação covalente. Dentre essas moléculas, pode-se afirmar que são polares apenas:

- A A e B.
- B A e C.
- C A, C e D.
- D B, C e D.
- E C e D.

70 Udesc 2016 O consumo cada vez maior de combustíveis fósseis tem levado a um aumento considerável da concentração de dióxido de carbono na atmosfera, o que acarreta diversos problemas, dentre eles o efeito estufa. Com relação à molécula de dióxido de carbono, é **correto** afirmar que:

- A é apolar e apresenta ligações covalentes apolares.
- B é polar e apresenta ligações covalentes polares.
- C os dois átomos de oxigênio estão ligados entre si por meio de uma ligação covalente apolar.
- D é apolar e apresenta ligações covalentes polares.
- E apresenta quatro ligações covalentes apolares.

71 Udesc 2013 Os tipos de ligações químicas dos compostos: NH_3 ; CO_2 ; Fe_2O_3 ; Cl_2 ; KI são, respectivamente:

- A covalente polar, covalente polar, iônica, covalente apolar, iônica.
- B covalente apolar, iônica, covalente polar, covalente apolar, iônica.
- C covalente apolar, covalente polar, iônica, covalente apolar, iônica.
- D covalente polar, covalente apolar, iônica, covalente polar, iônica.
- E covalente polar, covalente apolar, iônica, covalente apolar, covalente polar.

72 UEPG 2013 Considerando-se os elementos químicos e seus respectivos números atômicos H ($Z = 1$), Na ($Z = 11$), Cl ($Z = 17$) e Ca ($Z = 20$), assinale o que for correto.

- 01 No composto CaCl_2 encontra-se uma ligação covalente polar.
- 02 No composto NaCl encontra-se uma ligação iônica.
- 04 No composto Cl_2 encontra-se uma ligação covalente polar.
- 08 No composto H_2 encontra-se uma ligação covalente apolar.

Soma:

73 Cefet-MG 2016 Sobre as características do dióxido de enxofre (SO_2), afirma-se que:

- I. apresenta geometria angular.
- II. apresenta ligações covalentes.
- III. corresponde a um óxido básico.
- IV. corresponde a uma molécula apolar.

São corretas apenas as afirmações

- A I e II.
- B I e IV.
- C II e III.
- D III e IV.

74 Aman 2016 O carvão e os derivados do petróleo são utilizados como combustíveis para gerar energia para maquinários industriais. A queima destes combustíveis libera grande quantidade de gás carbônico como produto.

Em relação ao gás carbônico, são feitas as seguintes afirmativas:

- I. é um composto covalente de geometria molecular linear.

- II. apresenta geometria molecular angular e ligações triplas, por possuir um átomo de oxigênio ligado a um carbono.
- III. é um composto apolar.

Das afirmativas apresentadas, está(ão) correta(s)

- A apenas II.
- B apenas I e II.
- C apenas I e III.
- D apenas II e III.
- E todas.

75 PUC-MG 2015 As ligações covalentes podem ser classificadas em dois tipos: ligações covalentes polares e ligações covalentes apolares. Observando a polaridade das ligações e a geometria da molécula, somos capazes de verificar se uma molécula será polar ou apolar. Com base nisso, assinale a opção que apresenta moléculas exclusivamente apolares.

- A HCl , NO_2 e O_2
- B Cl_2 , NH_3 e CO_2
- C Cl_2 , CCl_4 e CO_2
- D CCl_4 , BF_3 e H_2SO_4

76 Acafe 2015 Assinale a alternativa que contém as respectivas geometrias e polaridades das espécies químicas abaixo.

SO_2 ; SO_3 ; H_2O e H_2Be

- A SO_2 : angular e polar; SO_3 : piramidal e polar; H_2O : angular e polar e H_2Be : linear e apolar.
- B SO_2 : angular e polar; SO_3 : trigonal plana e apolar; H_2O : angular e polar e H_2Be : angular e polar.
- C SO_2 : angular e polar; SO_3 : trigonal plana e apolar; H_2O : angular e polar e H_2Be : linear e apolar.
- D SO_2 : linear e apolar; SO_3 : piramidal e polar; H_2O : linear e apolar e H_2Be : angular e polar.

77 UEA 2014 A queima de florestas é uma das imagens mais negativas do Brasil no exterior. Durante a queima são liberadas toneladas de gás carbônico (CO_2), um dos gases do efeito estufa. A derrubada de florestas altera o equilíbrio ecológico da região, interferindo no ciclo das chuvas (precipitação de H_2O) e na fertilidade do solo. Pode-se afirmar corretamente que as geometrias moleculares e as polaridades das moléculas de água e de gás carbônico são, respectivamente,

- A linear e polar; angular e apolar.
- B angular e polar; linear e apolar.
- C angular e polar; linear e polar.
- D angular e polar; linear e apolar.
- E linear e apolar; angular e polar.

78 UEM 2014 A partir dos conceitos da "Teoria de repulsão dos pares de elétrons de valência", assinale a(s) alternativa(s) **correta(s)** a respeito da geometria e da polaridade das moléculas.

- 01 As moléculas de dióxido de carbono, dissulfeto de carbono e difluoreto de xenônio são lineares e apolares.
- 02 As moléculas de trióxido de enxofre e de trifluoreto de boro não são lineares e, portanto, são polares.

- 04 As moléculas de água e de amônia apresentam pares de elétrons livres e polaridade diferente de zero.
- 08 Por apresentarem geometria tetraédrica, as moléculas de metano, de clorometano, de diclorometano, de clorofórmio e de tetracloreto de carbono são todas apolares.
- 16 Todas as moléculas diatômicas são lineares, sendo apolares quando compostas de 2 átomos iguais e polares quando compostas de 2 átomos diferentes.

Soma:

- 79 UFSM 2014** Um dos principais desafios mundiais, nos dias de hoje, é obter água de boa qualidade. É a água uma molécula simples, mas fundamental para a sobrevivência humana. A água é uma molécula que possui geometria ____; por isso, é _____. Assinale a alternativa que completa corretamente as lacunas.
- A linear – polar
 B linear – apolar
 C angular – polar
 D angular – apolar
 E piramidal – polar

- 80 UEM 2013** Utilizando o modelo de repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência (VSEPR), assinale a(s) alternativa(s) que apresenta(m) uma **correta** descrição da geometria e da polaridade das moléculas.

- 01 Amônia: piramidal, polar.
 02 Trióxido de enxofre: trigonal plana, apolar.
 04 Dióxido de carbono: angular, apolar.
 08 Cloreto de metila: piramidal, polar.
 16 Ácido cianídrico: linear, polar.

Soma:

- 81 Fatec** Para os compostos HF e HCl, as forças de atração entre as suas moléculas ocorrem por:
- A ligações de hidrogênio para ambos.
 B dipolo-dipolo para ambos.
 C ligações de Van der Waals para HF e ligações de hidrogênio para HCl.
 D ligações de hidrogênio para HF e dipolo-dipolo para HCl.
 E ligações eletrostáticas para HF e dipolo induzido para HCl.

- 82 PUC-RS** Para responder à questão, numere a coluna B, que contém algumas fórmulas de substâncias químicas, de acordo com a coluna A, na qual estão relacionados tipos de atrações intermoleculares.

Coluna A

- pontes de hidrogênio
- dipolo induzido-dipolo induzido
- dipolo-dipolo

Coluna B

- | | | |
|--|--|------------------------------|
| <input type="checkbox"/> HF | <input type="checkbox"/> CO ₂ | <input type="checkbox"/> HCl |
| <input type="checkbox"/> Cl ₂ | <input type="checkbox"/> NH ₃ | |

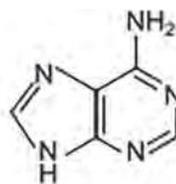
A numeração correta da coluna B, de cima para baixo, é:

- A 1 – 3 – 3 – 2 – 1 D 3 – 1 – 1 – 2 – 3
 B 2 – 1 – 1 – 3 – 2 E 3 – 2 – 3 – 1 – 1
 C 1 – 2 – 2 – 1 – 3

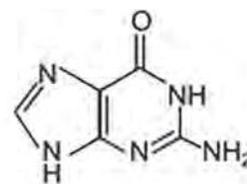
- 83 UFU** As substâncias SO₂, NH₃, HCl e Br₂ apresentam as seguintes interações intermoleculares, respectivamente:

- A forças de London, dipolo-dipolo, ligação de hidrogênio e dipolo induzido-dipolo induzido.
 B dipolo-dipolo, ligação de hidrogênio, dipolo-dipolo e dipolo induzido-dipolo induzido.
 C dipolo-dipolo, ligação de hidrogênio, ligação de hidrogênio e dipolo-dipolo.
 D dipolo instantâneo-dipolo induzido, dipolo-dipolo, ligação de hidrogênio, dipolo-dipolo.

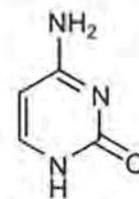
- 84 Unesp 2019** Para responder à questão a seguir, analise as fórmulas estruturais de bases nitrogenadas que compõem o DNA e os símbolos empregados para representá-las.



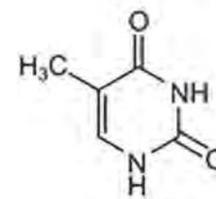
adenina (A)



guanina (G)



citosina (C)



timina (T)

Os pareamentos das bases na dupla-hélice da molécula de DNA ocorrem por meio de

- A ligações covalentes simples.
 B ligações covalentes duplas.
 C ligações de hidrogênio
 D ligações iônicas
 E forças de London

- 85 Uece 2018** Quando o etanol passa do estado líquido para o estado gasoso, são rompidas ligações:

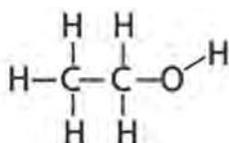
- A de hidrogênio.
 B covalente apolares.
 C covalente polares.
 D dipolo induzido – dipolo induzido.

86 Cefet-MG 2018

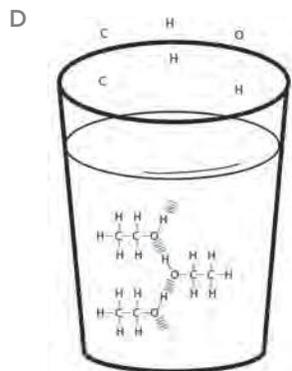
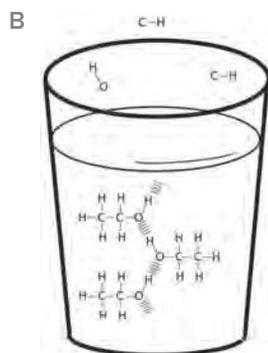
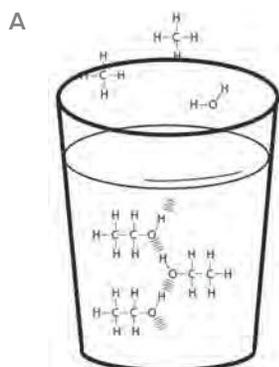
O consumo excessivo de bebidas alcoólicas tornou-se um problema de saúde pública no Brasil, pois é responsável por mais de 200 doenças, conforme resultados de pesquisas da Organização Mundial de Saúde (OMS).

Disponível em: <<http://brasil.estadao.com.br/noticias/geral,consumo-de-alcool-aumenta-43-5-no-brasil-em-dez-anos-afirma-oms,70001797913>>
Acesso em: 11 set. 2017 (adaptado).

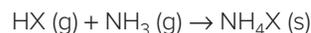
O álcool presente nessas bebidas é o etanol (CH₃CH₂OH), substância bastante volátil, ou seja, que evapora com facilidade. Sua fórmula estrutural está representada a seguir.



Considerando-se as ligações químicas e interações intermoleculares, o modelo que representa a volatilização do etanol é



- 87 Enem 2017 Partículas microscópicas existentes na atmosfera funcionam como núcleos de condensação de vapor de água que, sob condições adequadas de temperatura e pressão propiciam a formação das nuvens e conseqüentemente das chuvas. No ar atmosférico, tais partículas são formadas pela reação de ácidos (HX) com a base NH₃, de forma natural ou antropogênica, dando origem a sais de amônio (NH₄X), de acordo com a equação química genérica:



FELIX, E. P.; CARDOSO, A. A. Fatores ambientais que afetam a precipitação úmida. Química Nova na Escola, n. 21, maio de 2005 (adaptado)

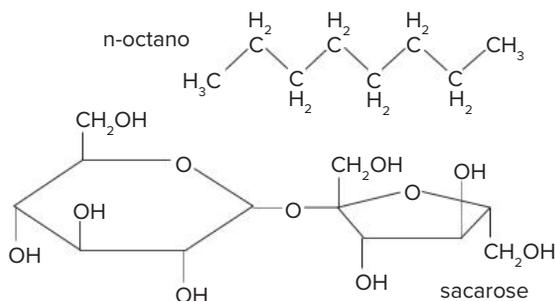
A fixação de moléculas de vapor de água pelos núcleos de condensação ocorre por:

- A ligações iônicas.
 - B interações dipolo-dipolo.
 - C interações dipolo-dipolo induzido.
 - D interações íon-dipolo.
 - E ligações covalentes.
- 88 UFC Recentemente, uma pesquisa publicada na revista *Nature* (Ano: 2000, vol. 405, p. 681) mostrou que a habilidade das lagartixas (víboras) em escalar superfícies lisas como uma parede, por exemplo, é resultado de interações intermoleculares. Admitindo que a parede é recoberta por um material apolar e encontra-se seca, assinale a alternativa que classifica corretamente o tipo de interação que prevalece entre as lagartixas e a parede, respectivamente:
- A íon – íon.
 - B íon – dipolo permanente.
 - C dipolo induzido – dipolo induzido.
 - D dipolo permanente – dipolo induzido.
 - E dipolo permanente – dipolo permanente.

- 89 Uece 2016 O ponto de ebulição do álcool etílico é 78,15 °C e o do éter metílico é –24,8 °C. Isso ocorre quando as forças intermoleculares do álcool etílico são maiores porque

- A ele apresenta ligações de hidrogênio.
- B é um composto covalente polar.
- C sua massa molecular é maior do que a do éter metílico.
- D ele apresenta moléculas de maior simetria.

90 UEL A questão adiante está relacionada com a crença de que o açúcar (sacarose) adicionado ao tanque de um automóvel pode danificar o seu motor. Tal crença pressupõe que o açúcar seja dissolvido na gasolina e que a mistura resultante seja conduzida até o motor. A gasolina é uma mistura de hidrocarbonetos, dos quais o octano pode ser tomado como representante. Sua estrutura, bem como a da sacarose, é mostrada a seguir.



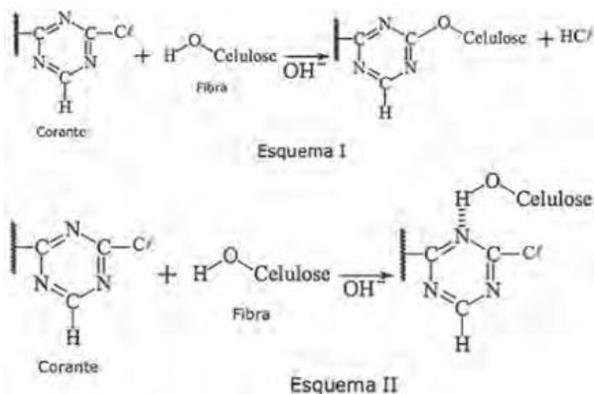
Dados: Massa molar da sacarose = 342 g/mol; densidade da sacarose = 1,59 g cm⁻³; densidade da gasolina < 0,7 g cm⁻³; solubilidade da sacarose = 203,9 g em 100 g de água a 20 °C.

Sobre as estruturas acima, qual das afirmações é incorreta?

- A A molécula de n-octano é apolar.
- B Entre moléculas de açúcar podem ocorrer ligações de hidrogênio.
- C As forças intermoleculares no n-octano são mais fracas que as que ocorrem entre as moléculas de açúcar.
- D Ocorrem ligações de hidrogênio entre as moléculas de n-octano e as de açúcar.
- E As forças intermoleculares no n-octano são denominadas dipolo induzido-dipolo induzido.

91 Cefet-MG 2020 Estudos realizados nos últimos anos mostraram que a celulose é um ótimo composto para remoção de poluentes em ambientes aquosos. Corantes têxteis, quando descartados em sistemas aquáticos, podem causar grande malefício para a saúde humana, além de conferir à água características visuais e organolépticas diferentes, inviabilizando seu consumo.

Observe duas formas distintas de interação entre um fragmento de celulose e um fragmento de corante durante o processo de remoção desse poluente:



A partir dos esquemas I e II, é possível afirmar que a remoção do corante ocorre através da formação de uma ligação _____ em I e de uma interação do tipo _____ em II.

Os termos que completam corretamente as lacunas são

- A iônica e dipolo-dipolo.
- B covalente e dipolo-dipolo.
- C metálica e dipolo-induzido.
- D covalente e ligação de hidrogênio.

92 IFSul 2016 As camadas de gelo polar de Marte aumentam e diminuem de acordo com as estações. Elas são feitas de dióxido de carbono sólido e se formam pela conversão direta do gás em sólido.

Qual é o tipo de interação intermolecular existente entre as moléculas de dióxido de carbono?

- A Ligação de hidrogênio.
- B Dipolo – dipolo.
- C Dipolo induzido.
- D Dipolo permanente.

93 Uece 2016 Em 1960, o cientista alemão Uwe Hiller sugeriu que a habilidade das lagartixas de caminhar nas paredes e no teto era por conta de forças de atração e repulsão entre moléculas das patas da lagartixa e as “moléculas” da parede, as chamadas forças de Van der Waals. Esta hipótese foi confirmada em 2002 por uma equipe de pesquisadores de Universidades da Califórnia. Sobre as Forças de Van de Waals, assinale a afirmação verdadeira.

- A Estão presentes nas ligações intermoleculares de sólidos, líquidos e gases.
- B Só estão presentes nas ligações de hidrogênio.
- C Também estão presentes em algumas ligações intratômicas.
- D São forças fracamente atrativas presentes em algumas substâncias como o neônio, o cloro e o bromo.

94 Cefet-MG 2015 O dióxido de carbono, ao ser resfriado a uma temperatura inferior a -78 °C, solidifica-se transformando-se em “gelo seco”. Exposto à temperatura ambiente, sob a pressão atmosférica, o gelo seco sublima. Essa mudança de estado envolve o rompimento de

- A interações dipolo induzido entre moléculas lineares.
- B ligações de hidrogênio presentes na estrutura do gelo.
- C interações dipolo permanente entre moléculas angulares.
- D interações iônicas entre os átomos de oxigênio e carbono.
- E ligações covalentes entre os átomos de carbono e oxigênio.

95 UEL 2015 Desde os primórdios da humanidade, há uma busca por entender questões acerca da origem, do funcionamento e da organização do Universo. Na tentativa de propor explicações, os cientistas elaboraram modelos. Considerando que as propriedades físico-químicas da matéria, os tipos de ligações e as geometrias moleculares podem ser explicados por meio de modelos atômicos, modelos de ligações e modelos de moléculas, relacione a coluna da esquerda com a da direita.

I. O NaCl é um sólido em temperatura ambiente.	A. Geometria linear, ligação covalente e forças intermoleculares do tipo dipolo-dipolo.
II. A água é uma substância molecular, polar e considerada solvente universal.	B. Geometria linear, molécula apolar e forças intermoleculares do tipo dipolo-induzido dipolo-induzido.
III. O benzeno é uma substância apolar e líquida em temperatura ambiente.	C. Composto aromático e forças do tipo dipolo-induzido dipolo-induzido.
IV. O HCl é um gás em temperatura ambiente.	D. Alto ponto de fusão e ebulição, composto formado por ligação iônica.
V. O CO ₂ é um gás em temperatura ambiente.	E. Ligações de hidrogênio e geometria angular.

Assinale a alternativa que contém a associação correta.

- A I-B, II-A, III-C, IV-E, V-D.
 B I-B, II-A, III-E, IV-D, V-C.
 C I-D, II-C, III-E, IV-B, V-A.
 D I-D, II-E, III-C, IV-A, V-B.
 E I-C, II-E, III-B, IV-A, V-D.

96 UEPG 2014 Dadas as substâncias representadas abaixo, com relação às ligações químicas envolvidas nessas moléculas e os tipos de interações existentes entre as mesmas, assinale o que for correto.



- 01 Todas as moléculas apresentam ligações covalentes polares.
 02 Nas substâncias H₂O e NH₃ ocorrem interações do tipo ligação de hidrogênio.
 04 As moléculas CO₂ e CCl₄ são apolares.
 08 As moléculas de CO₂ e ClF apresentam uma geometria molecular linear, enquanto a H₂O apresenta geometria molecular angular.
 16 Todas as moléculas apresentam interações do tipo dipolo-permanente – dipolo permanente.

Soma:

97 Cefet-MG 2014 Associe os compostos a seus respectivos tipos de geometria e de interações intermoleculares.

Compostos	Geometrias	Interações
CO ₂	A – linear	1 – ligação de hidrogênio
NH ₃	B – angular	2 – dipolo permanente
SO ₂	C – piramidal	3 – dipolo induzido
B(CH ₃) ₃	D – tetraédrica	
	E – trigonal plana	

- A A3, C1, B2, E3. D B3, C1, A2, D2.
 B A2, B1, B3, C2. E B2, D2, A3, C1.
 C B3, E2, A2, D3.

98 UFPE 2013 As interações intermoleculares são muito importantes para as propriedades de várias substâncias. Analise as seguintes comparações, entre a molécula de água, H₂O, e de sulfeto de hidrogênio, H₂S. (Dados: ₁H, ₈O, ₁₆S)

- As moléculas H₂O e H₂S têm geometrias semelhantes.
 A molécula H₂O é polar e a H₂S é apolar, uma vez que a ligação H–O é polar, e a ligação H–S é apolar.
 Entre moléculas H₂O, as ligações de hidrogênio são mais fracas que entre moléculas H₂S.
 As interações dipolo-dipolo entre moléculas H₂S são mais intensas que entre moléculas H₂O, por causa do maior número atômico do enxofre.
 Em ambas as moléculas, os átomos centrais apresentam dois pares de elétrons não ligantes.

99 Uern 2013 A urina é composta por água, ureia e outras substâncias, tais como: fosfatos, sulfatos, amônia, magnésio, cálcio, ácido úrico, sódio, potássio, entre outros. Sobre o composto amônia, é correto afirmar que

- A é um sal.
 B possui geometria molecular trigonal plana.
 C apresenta ângulos de ligação igual a 109,28°.
 D apresenta o mesmo tipo de força intermolecular que a água.

100 Cefet-MG 2013 A água, no estado sólido, tem sua densidade diminuída, o que pode ser verificado na superfície congelada dos lagos. Tal fenômeno é explicado por meio da _____ e pelas _____ formadas entre as moléculas de modo a aumentar o volume da água.

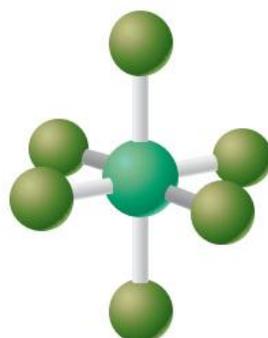
Os termos que completam, corretamente, as lacunas são, respectivamente

- A geometria angular e ligações de hidrogênio.
 B capacidade de dissolução e ligações polares.
 C dispersão eletrônica e interações dipolo-dipolo.
 D polaridade da molécula e interações dipolo induzido.

Hibridação dos orbitais s, p e d

Vimos que a hibridação explica com clareza a formação das ligações que envolvem orbitais s e p. Para os elementos do terceiro período e seguintes, contudo, nem sempre podemos explicar a geometria molecular se admitirmos apenas a hibridação dos orbitais s e p. Para compreender a formação de moléculas com geometria bipiramidal ou octaédrica, por exemplo, teremos de introduzir orbitais d no conceito de hibridização.

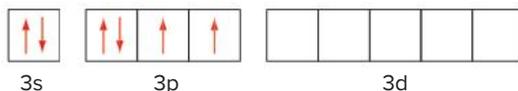
Considere a molécula de SF₆ de geometria octaédrica como exemplo.



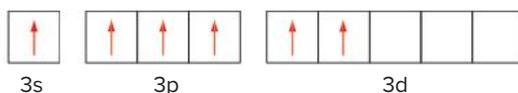
SF₆

sp³d² lê-se “s-p três d dois”

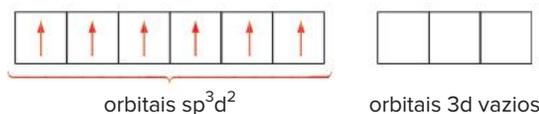
A configuração eletrônica no estado fundamental do enxofre é 1s²2s²2p⁶3s²3p⁴. Focando apenas os elétrons de valência, temos o diagrama orbital:



Como o nível 3d tem energia bastante próxima dos níveis 3s e 3p, podemos promover um elétron s e um elétron p para dois orbitais 3d:



A mistura dos orbitais 3s com os orbitais 3p e com os dois orbitais 3d gera seis orbitais híbridos sp³d²:

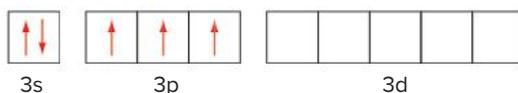


As seis ligações S-F são formadas pela sobreposição dos orbitais híbridos do átomo S aos orbitais 2p dos átomos de F. Uma vez que há 12 elétrons ao redor do átomo de S, a regra do octeto é violada. A utilização de orbitais d, além dos orbitais s e p, para formar um octeto expandido é um exemplo de expansão da camada de valência. Ao contrário do que acontece com os elementos do terceiro período, os elementos do segundo período não possuem níveis 2d, assim, nunca poderão expandir as suas camadas de valência. Consequentemente, os átomos dos elementos do segundo período nunca podem ser rodeados por mais de oito elétrons nos seus compostos.

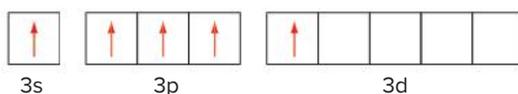
Observe o exemplo de um caso de expansão da camada de valência de um elemento do terceiro período.

Considere a molécula do PBr₅.

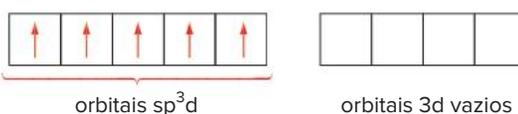
A configuração eletrônica no estado fundamental do fósforo é 1s²2s²2p⁶3s²3p³. Focando apenas os elétrons de valência, temos o diagrama orbital:



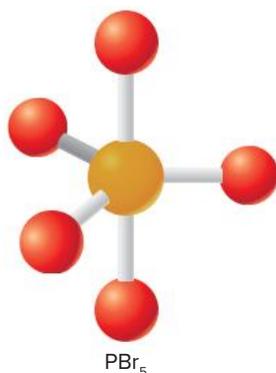
Se promovermos um elétron do 3s para um orbital 3p, obtemos o seguinte estado excitado:



A mistura de um orbital 3s com três orbitais 3p e um orbital 3d gera cinco orbitais híbridos sp³d:



Estes orbitais híbridos se sobrepõem aos orbitais 4p do Br para formar cinco ligações covalentes P-Br. Como não há pares isolados no átomo de P, a geometria da molécula de PBr_5 será bipiramidal.



Chang, Raymond; Goldsby, Kenneth A. *Química*. 11. ed. [s.l.], Amgh Editora, 2013. p. 440-2. (Adapt.)

A tabela a seguir ilustra as geometrias de acordo com a **teoria da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência (VSEPR)** para moléculas com até seis pares de elétrons em torno do átomo central.

Número de pares de elétrons no átomo central	Número de pares de elétrons isolados	Geometria molecular	
2	0		Linear
3	0		Trigonal plana
4	0		Tetraédrica
4	1		Piramidal
4	2		Angular
5	0		Bipiramidal
5	1		Gangorra

5	2		T
5	3		Linear
6	0		Octaédrica
6	1		Pirâmide tetragonal
6	0		Quadrado planar

Química para subir (e andar) pelas paredes

Já parou para pensar como as lagartixas sobem e descem por aí sem cair no chão?

Existem cerca de 1.500 espécies conhecidas de lagartixas que vivem em regiões de clima quente em todo o mundo. Algumas dessas espécies vivem em nossas residências, onde se alimentam de moscas, mosquitos, aranhas e outros pequenos insetos. Você certamente já observou esses pequenos répteis andando à noite pelas paredes, ou parados no teto, à procura de comida, e deve ter se perguntado: como será que eles não caem? Pois saiba que essa questão tem intrigado muitas pessoas ao longo do tempo.

A capacidade adesiva das patas das lagartixas está sendo estudada por muitos pesquisadores – também, as pequeninas têm características extraordinárias! Por um lado, a aderência das patas é muito forte, capaz de segurar o animal em posições inimagináveis. Por outro, esse efeito de “adesivo” é formado e desfeito muito facilmente, para que a lagartixa possa andar rápido. Isso sem falar que as danadas grudam em quase qualquer tipo de superfície, inclusive no vácuo ou em superfícies molhadas.

Para você ter uma ideia, uma lagartixa pode subir uma parede completamente vertical a uma velocidade de até um metro por segundo e, nessa tarefa, gruda e desgruda as patas mais de 20 vezes por segundo. O segredo da fantástica capacidade de adesão das patas das lagartixas está baseado em sua estrutura e nas substâncias que as recobrem.

Elas são capazes de formar um tipo de ligação com as superfícies chamada ligação de Van der Waals ou ligação hidrofóbica – uma forma de atração que ocorre entre moléculas que se encontram muito próximas umas das outras. Como ocorrem muitos milhões de ligações desse tipo no ponto de contato entre a pata e a superfície, o resultado é um conjunto de ligações com força suficiente para suportar o peso do animal.

A superfície da pata da lagartixa é dividida em muitas seções, chamadas de lamelas, cada uma delas recoberta por um arranjo uniforme de cerdas (como em uma escova de dentes). Essas cerdas são formadas por uma proteína chamada beta queratina – semelhante à que forma nossos cabelos. Cada cerda se ramifica em até mil filamentos de diâmetro muito pequeno conhecidos como espátula, que têm ponta triangular. Esta organização aumenta os pontos de contato entre a pata e a superfície e ajuda no processo de adesão.

O segredo completo da adesão das patas das lagartixas só foi descoberto em 2011, quando cientistas japoneses estudaram, com a ajuda de aparelhos muito sensíveis, a diminuta quantidade de resíduos deixados nas pegadas destes animais. O principal componente do rastro deixado pelas lagartixas foi o fosfolípido chamado fosfatidilcolina (um tipo de gordura). A substância, descobriam, recobriria as espátulas e ajudaria na capacidade de adesão.

A compreensão da forma como as lagartixas controlam a capacidade adesiva de suas patas poderá levar à fabricação de equipamentos capazes de fazer escaladas suportando grande peso e permitirá ao homem no futuro, por exemplo, escalar montanhas, como o Pão de Açúcar, sem a ajuda de cordas ou grampos. Quem quer ser o primeiro?

SILVA, Joab Trajano. “Química para subir (e andar) pelas paredes”. *Ciência Hoje das crianças*, 15 jun. 2012. Disponível em: <<http://chc.org.br/quimica-para-subir-e-andar-pelas-paredes/>>. Acesso em: 18 jul. 2017.

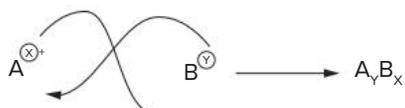
Ligações químicas

- Teoria do octeto:** os átomos, ao se unirem, procuram perder, ganhar ou compartilhar elétrons na última camada até adquirirem configuração eletrônica semelhante à de um gás nobre.

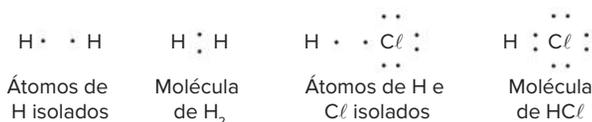
Gás nobre	Configuração eletrônica	Camada de valência
${}_2\text{He}$	$1s^2$	$1s^2$
${}_{10}\text{Ne}$	$1s^2 2s^2 2p^6$	$2s^2 2p^6$
${}_{18}\text{Ar}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$3s^2 3p^6$
${}_{36}\text{Kr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$	$4s^2 4p^6$
${}_{54}\text{Xe}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$	$5s^2 5p^6$
${}_{86}\text{Rn}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$	$6s^2 6p^6$

- Ligação iônica ou eletrovalente:** é a atração eletrostática entre íons de cargas opostas. Esse tipo de ligação acontece entre átomos com tendências contrárias, ou seja, átomos com tendência a perder elétrons (**metais**) e átomos com tendência a receber elétrons (**ametais e hidrogênio**).
- Determinação da fórmula mínima de um composto iônico:** a fórmula mínima de um composto iônico deve mostrar a menor proporção inteira de cátions e ânions, de modo que a quantidade total de elétrons perdidos seja igual à quantidade total de elétrons recebidos.

Uma forma prática de determinar a fórmula mínima de um composto iônico é inverter os valores das cargas, transformando o numeral da carga em coeficiente dos átomos.



- Ligação covalente:** é o compartilhamento de pares eletrônicos entre átomos. Esse tipo de ligação acontece entre átomos com tendência a receber elétrons (ametais com ametais, ametais com hidrogênio e entre átomos de hidrogênio).



- Estruturas de Lewis: nelas, representam-se os átomos com os elétrons da camada de valência.
- Fórmula estrutural: as ligações covalentes são representadas por um traço.

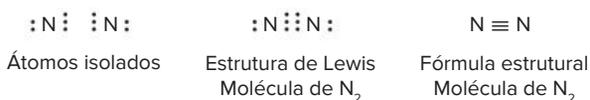
Átomos isolados	Estrutura de Lewis (Fórmula eletrônica)	Fórmula estrutural	Fórmula molecular
$\cdot \ddot{\text{C}} \cdot \cdot \cdot \ddot{\text{C}} \cdot \cdot$	$\cdot \ddot{\text{C}} \cdot \cdot \ddot{\text{C}} \cdot \cdot$	$\text{Cl} - \text{Cl}$	Cl_2
$\text{H} \cdot \cdot \ddot{\text{O}} \cdot \cdot \text{H}$	$\text{H} : \ddot{\text{O}} : \text{H}$	$\text{H} - \text{O} - \text{H}$	H_2O
$\text{H} \cdot \cdot \ddot{\text{N}} \cdot \cdot \text{H}$ $\cdot \text{H}$	$\text{H} : \ddot{\text{N}} : \text{H}$ $\cdot \text{H}$	$\text{H} \begin{array}{c} \text{N} \\ \\ \text{H} \end{array} \text{H}$	NH_3
$\ddot{\text{O}} \cdot \cdot \ddot{\text{O}} \cdot \cdot \ddot{\text{O}} \cdot \cdot$	$\ddot{\text{O}} : \ddot{\text{O}} : \ddot{\text{O}}$	$\text{O} = \text{O} - \text{O}$	O_3

Estruturas de Lewis, fórmula estrutural e fórmula molecular.

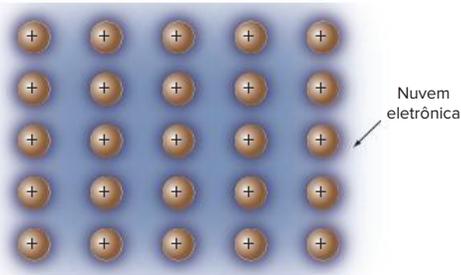
- Ligação dupla:** compartilhamento de dois pares de elétrons.



- Ligação tripla:** compartilhamento de três pares de elétrons.



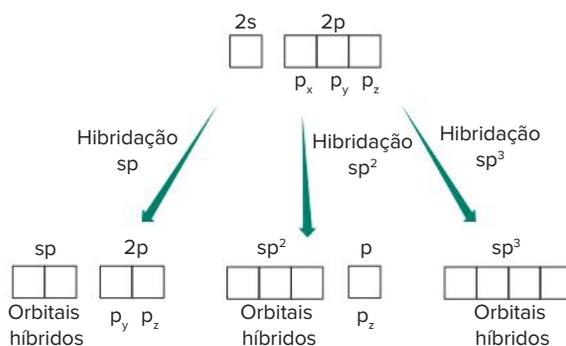
- Ligação metálica:** esse tipo de ligação é formado exclusivamente por átomos de metais.
- Teoria do mar de elétrons ou da nuvem eletrônica:**



- Teoria da ligação de valência:**

Ligação	Representação	Classificação
Simples	—	1 σ (sigma)
Dupla	==	1 σ (sigma) e 1 π (pi)
Tripla	≡	1 σ (sigma) e 2 π (pi)

- Hibridação dos orbitais:**



Geometria molecular: teoria da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência (VSEPR). Esse modelo se baseia na ideia de que os pares de elétrons (ligantes e não ligantes) da camada de valência do átomo central repelem-se entre si e tendem a ficar o mais longe possível uns dos outros.

Para determinar a geometria das moléculas, devemos levar em consideração quantos pares eletrônicos formam ligações e quantos são pares de elétrons livres (não ligantes).

Os pares eletrônicos podem ser formados por uma ligação covalente simples (—), uma ligação covalente dupla (==), uma ligação covalente tripla (≡) ou um par de elétrons livres (••).

No caso de ligações múltiplas, os dois pares de elétrons da ligação dupla e os três pares de elétrons da ligação tripla se comportarão como se fossem um único par eletrônico, pois, como são compartilhados com o mesmo átomo, não poderão se repelir entre si.

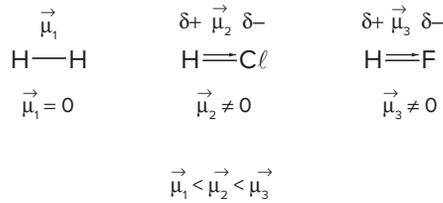
Número de pares eletrônicos	Disposição dos pares eletrônicos	Número de pares não ligantes no átomo central	Exemplo de molécula	Geometria da molécula
2		0	BeH ₂ H — Be — H	 180° Linear
3		0	BH ₃ 	 120° Trigonal plana
		1	O ₃ 	 120° Angular
4		0	CH ₄ 	 109°28' Tetraédrica
		1	NH ₃ 	 107° Piramidal
		2	H ₂ O 	 104,5° Angular

Geometria das moléculas em torno do átomo central em função do número de pares eletrônicos ligantes e não ligantes.

Polaridade

• Polaridade das ligações:

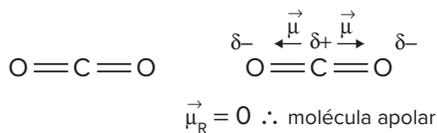
- **Ligação covalente apolar:** ligação covalente formada por dois átomos com eletronegatividades iguais.
- **Ligação covalente polar:** ligação covalente formada por dois átomos com eletronegatividades diferentes.
- **Vetor momento dipolar:** é representado por ($\vec{\mu}$), tem a direção do eixo internuclear, o sentido do átomo mais eletronegativo e a intensidade proporcional à diferença de eletronegatividade entre os átomos.



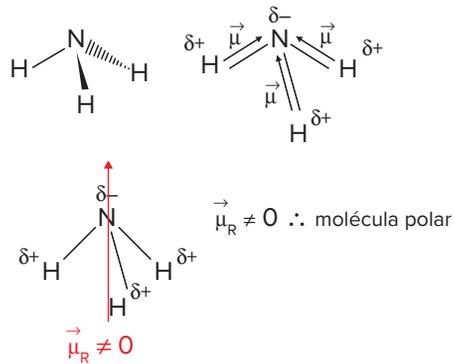
• Polaridade das moléculas:

- **Moléculas apolares:** apresentam distribuição simétrica das cargas, ou seja, não apresentam dipolos. O momento dipolar resultante é igual a zero ($\vec{\mu}_R = 0$).
- **Moléculas polares:** apresentam distribuição assimétrica das cargas, ou seja, apresentam dipolos. O momento dipolar resultante é diferente de zero ($\vec{\mu}_R \neq 0$).

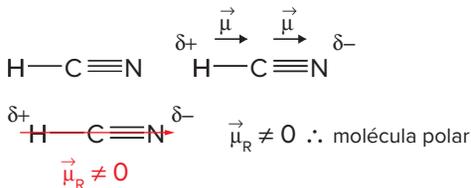
Molécula de CO₂



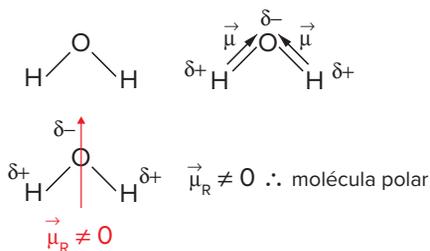
Molécula de NH₃



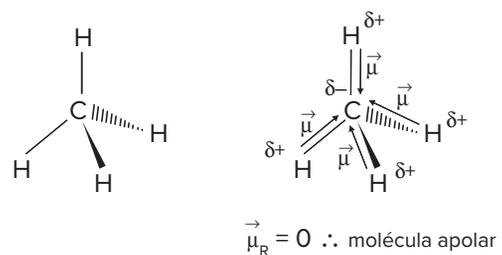
Molécula de HCN



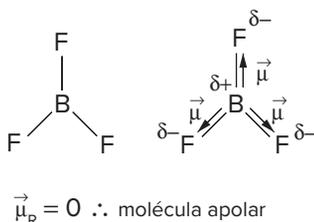
Molécula de H₂O



Molécula de CH₄

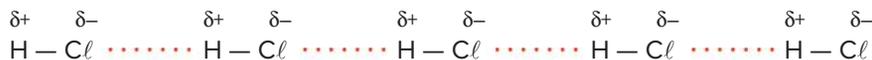


Molécula de BF₃



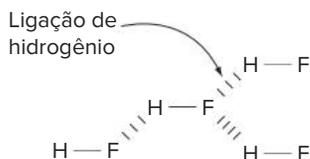
Atrações intermoleculares

- **Atração dipolo-dipolo ou dipolo permanente:** acontece entre moléculas polares. Intensidade média.

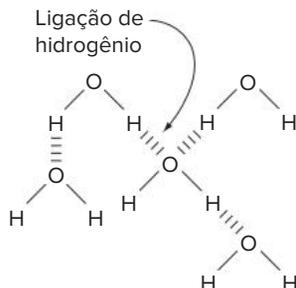


- **Ligações de hidrogênio:** ocorrem entre moléculas polares que apresentam hidrogênio ligado diretamente em flúor, oxigênio ou nitrogênio. Intensidade alta.

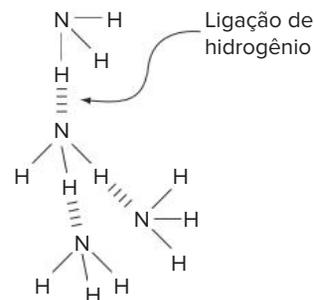
Ácido fluorídrico



Água



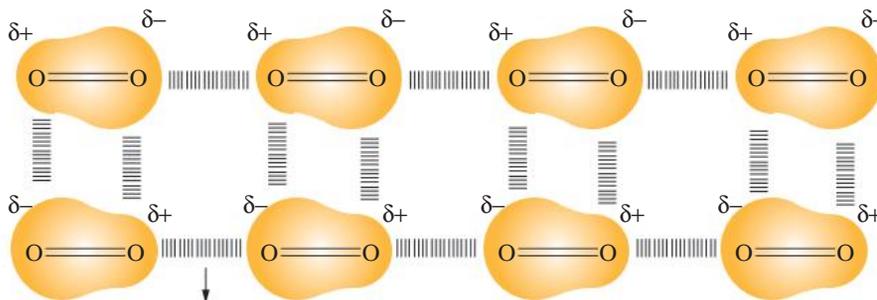
Amônia



Ligações de hidrogênio entre moléculas iguais (substância pura).

- **Dipolo induzido ou forças de dispersão de London:** esse tipo de atração intermolecular está presente entre todas as moléculas, **mas é a única força que atua entre moléculas apolares e entre átomos de gases nobres**. Intensidade fraca.

Os dipolos temporários são formados pelo movimento dos elétrons.



Dipolo induzido entre as moléculas O₂.

Quer saber mais?



Sites

- **Os fulerenos**

Artigo que trata sobre as principais características dos fulerenos e suas aplicações.

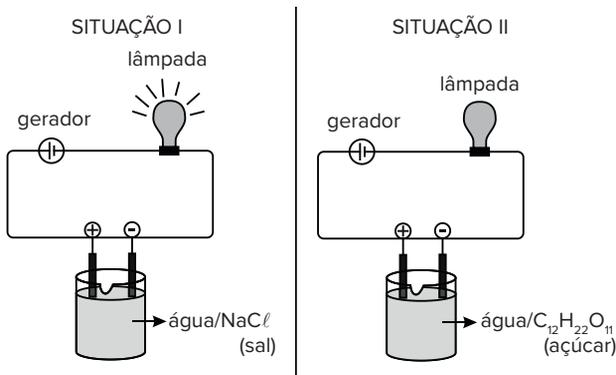
<<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc04/actual.pdf>>

- **Interações intermoleculares**

Artigo que apresenta informações sobre os tipos de interações intermoleculares e mostra como o entendimento das interações pode auxiliar na explicação sobre propriedades macroscópicas dos materiais.

<<http://qnesc.sbq.org.br/online/cadernos/04/interac.pdf>>

7 Cefet-MG 2013 Considere o esquema a seguir.



Em relação às situações apresentadas, afirma-se, corretamente, que em

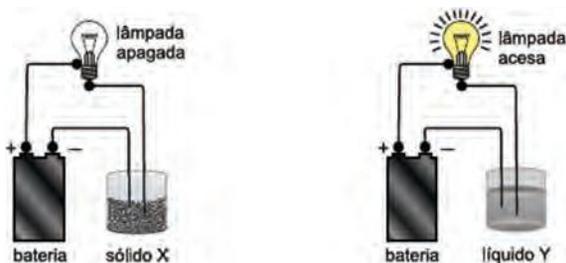
- A I a lâmpada está acesa, devido à capacidade de condução de calor.
- B II a lâmpada está apagada, porque o açúcar é insolúvel na água.
- C II a lâmpada está apagada, pois o açúcar é uma substância composta.
- D I a lâmpada está acesa, devido à movimentação dos íons presentes na solução.

8 UFPB 2012 A obtenção do cloreto de sódio, a partir da água do mar, é um processo eficiente e de baixo impacto ambiental, visto que se utiliza da energia solar e dos ventos para evaporação da água.

A respeito do cloreto de sódio, identifique as afirmativas corretas:

- É uma substância iônica formada pela combinação de um metal e um ametal.
- É uma substância formada por íons que se ligam covalentemente.
- Tem alto ponto de fusão devido à grande atração entre seus íons.
- Apresenta compartilhamento de um conjunto desordenado de elétrons.
- É condutor de eletricidade, quando fundido.

9 Uefs 2018 A figura mostra o resultado de um teste de condutibilidade elétrica realizada com um sólido X e um líquido Y.



O sólido X e o líquido Y utilizados nesse teste podem ter sido, respectivamente,

- A cloreto de sódio e mercúrio metálico.
- B prata metálica e solução aquosa de cloreto de sódio.

- C cloreto de sódio e tetracloreto de carbono.
- D prata metálica e mercúrio metálico.
- E sacarose e tetracloreto de carbono.

10 Mackenzie 2017 Assinale a alternativa que apresenta compostos químicos que possuam, respectivamente, ligação covalente polar, ligação covalente apolar e ligação iônica.

- A H_2O , CO_2 e $NaCl$.
- B CCl_4 , O_3 e HBr .
- C CH_4 , SO_2 e HI .
- D CO_2 , O_2 e KCl .
- E H_2O , H_2 , HCl .

11 UPF 2018 O quadro a seguir indica características referentes às substâncias A, B, C e D ao serem testas em relação à propriedade de condutividade elétrica. Considere 25 °C e 1 atm.

A	Na fase sólida, não conduz corrente elétrica, mas, ao se dissolver em água deionizada, conduz a corrente elétrica.
B	Líquido que mesmo ao se dissolver em água deionizada não conduz corrente elétrica.
C	Na fase sólida, conduz corrente elétrica. Não se dissolve em água.
D	Na fase sólida, não conduz corrente elétrica e, ao se dissolver em água deionizada, também não conduz corrente elétrica.

Considerando as substâncias etanol, cloreto de sódio, zinco metálico e sacarose, marque a opção que indica a correlação correta entre substância e característica indicada no quadro.

- A A – etanol; B – cloreto de sódio; C – sacarose; D – zinco metálico.
- B A – cloreto de sódio; B – sacarose; C – zinco metálico; D – etanol.
- C A – zinco metálico; B – etanol; C – cloreto de sódio; D – sacarose.
- D A – sacarose; B – etanol; C – zinco metálico; D – cloreto de sódio.
- E A – cloreto de sódio; B – etanol; C – zinco metálico; D – sacarose.

12 Cefet-RJ 2017 A configuração eletrônica $3s^2$ representa os elétrons da camada de valência de um elemento químico A. Este elemento combina-se com um elemento B que apresenta massa 80 e 45 nêutrons. O tipo de ligação e a fórmula resultante dessa combinação serão, respectivamente:

- A iônica, A_2B ;
- B covalente, AB_2 ;
- C iônica AB_2 ;
- D covalente A_2B .

13 UFRGS 2018 Assinale com V (verdadeiro) ou F (falso) as afirmações abaixo, referentes a compostos inorgânicos.

- O fosfato de sódio, embora seja considerado um composto iônico, possui ligações covalentes no íon fosfato.
- Compostos iônicos tendem a ter pontos de fusão e ebulição mais elevados do que os compostos moleculares.
- BeF_2 não obedece à regra do octeto.

A sequência correta de preenchimento dos parênteses, de cima para baixo, é:

- A V – V – V. C V – F – F. E F – F – F.
 B V – V – F. D F – F – V.

- 14 Aman 2016** Compostos iônicos são aqueles que apresentam ligação iônica. A ligação iônica é a ligação entre íons positivos e negativos, unidos por forças de atração eletrostática.

USBERCO, João; SALVADOR, Edgard. *Química: química geral*. São Paulo: Saraiva, 2009. v. 1. p. 225. (Adapt.)

Sobre as propriedades e características de compostos iônicos são feitas as seguintes afirmativas:

- I. apresentam brilho metálico.
- II. apresentam elevadas temperaturas de fusão e ebulição.
- III. apresentam boa condutibilidade elétrica quando em solução aquosa.
- IV. são sólidos nas condições ambiente (25 °C e 1 atm).
- V. são pouco solúveis em solventes polares como a água.

Das afirmativas apresentadas estão corretas apenas

- A II, IV e V. D I, IV e V.
 B II, III e IV. E I, II e III.
 C I, III e V.

- 15 IFSul 2016** Conhecimentos sobre a classificação periódica dos elementos químicos nos permitem deduzir, a partir da tabela periódica, qual é o tipo de ligação química formada entre os elementos de diferentes categorias. Partindo desta afirmativa, qual é o tipo de ligação química entre um metal e um não metal?

- A Iônica. C Covalente dativa.
 B Metálica. D Covalente comum.

- 16 UFRGS 2016** A grande utilização dos metais demonstra sua importância para a humanidade e decorre do fato de as substâncias metálicas apresentarem um conjunto de propriedades que lhes são características. Considere as informações abaixo que justificam, de forma adequada, propriedades típicas dos metais, com base no modelo do mar de elétrons.

- I. Metais apresentam, geralmente, elevados pontos de fusão devido à grande estabilidade do retículo cristalino metálico.
- II. A boa condução de calor ocorre, pois o aquecimento aumenta a vibração dos íons positivos, possibilitando que eles capturem os elétrons livres, o que provoca a desestruturação do retículo cristalino metálico e possibilita a propagação do calor.
- III. A boa condução de eletricidade é explicável, pois a aplicação de uma diferença de potencial provoca uma movimentação ordenada dos elétrons livres.

Quais estão corretas?

- A Apenas I. D Apenas I e III.
 B Apenas II. E I, II e III.
 C Apenas III.

- 17 IFCE 2016** Os átomos se combinam através de ligações químicas buscando a estabilidade eletrônica. Existem três tipos de ligações químicas, sendo elas iônica, covalente e metálica. Diante da assertiva, os compostos CsCl e BaS são considerados substâncias

- A covalentes polares.
 B iônicas.
 C covalentes apolares.
 D metálicas.
 E coloidais.

- 18 PUC-MG 2016** Considere as seguintes afirmativas:

- I. Quando dissolvidos em água, formam soluções com boa capacidade de conduzir eletricidade.
- II. São ótimos condutores de eletricidade.
- III. Apresentam alta temperatura de fusão.
- IV. São duros e quebradiços.

Assinale a opção cujas características estão adequadamente relacionadas aos compostos.

	I	II	III	IV
A	Metálicos	Metálicos	Covalente polar	Iônicos
B	Iônicos	Covalente polar	Metálicos	Metálicos
C	Covalente polar	Metálicos	Iônicos	Iônicos
D	Iônicos	Metálicos	Metálicos	Iônicos

- 19 UEPG 2015** Identifique as alternativas que trazem respectivamente um exemplo de substância iônica, molecular e metálica, e assinale o que for correto.

- 01 Cloreto de lítio, glicose e ouro.
 02 Brometo de potássio, naftaleno e latão.
 04 Cloreto de cálcio, etanol e bronze.
 08 Óxido de alumínio, água e grafite.

Soma:

- 20 IFSul 2015** O principal componente do sal de cozinha é o cloreto de sódio. Este composto se apresenta no estado sólido nas condições ambientes (temperatura de 25 °C e pressão de 1 atm) em decorrência das fortes atrações que se estabelecem entre seus cátions e ânions.

Quando dissolvido em água, são rompidas as ligações químicas

- A dativas. C metálicas.
 B iônicas. D covalentes.

- 21 Cefet-MG 2015** Para a realização de uma determinada atividade experimental, um estudante necessitou de um material que possuísse propriedades típicas de substâncias dúcteis, maleáveis, insolúveis em água e boas condutoras térmicas. Um material com essas propriedades resulta da ligação entre átomos de

- A Cu e Zn. D F e Xe.
 B Na e Cl.
 E C e Si.
 C Fe e O.

22 IFCE 2014 Em 2014, fará 60 anos o prêmio Nobel de Química de Linus Pauling por seu trabalho sobre a natureza das ligações químicas. Pauling calculou a eletronegatividade dos elementos químicos e, através desses valores, é possível prever se uma ligação será iônica ou covalente. Em um composto formado, sendo X o cátion, Y o ânion e X_2Y_3 a sua fórmula, os prováveis números de elétrons na última camada dos átomos X e Y, no estado fundamental, são, respectivamente,

- A 2 e 5. C 3 e 6. E 3 e 4.
B 2 e 3. D 3 e 2.

23 UFG 2014 A série americana intitulada *Breaking Bad* vem sendo apresentada no Brasil e relata a história de um professor de Química. Na abertura da série, dois símbolos químicos são destacados em relação às duas primeiras letras de cada palavra do título da série. Considerando a regra do octeto, a substância química formada pela ligação entre os dois elementos é a:

- A Ba_2Br_2 C Ba_2Br E $BaBr_2$
B Ba_2Br_3 D $BaBr_3$

24 CFTRJ 2014 O elemento químico X apresenta subnível mais energético igual a $6s^2$. Esse elemento químico, ao reagir com o elemento químico Y, contendo os subníveis $4s^24p^5$ na camada de valência, formará um composto que terá a seguinte fórmula química e tipo de ligação:

- A XY_3 – ligação iônica.
B XY – ligação covalente.
C XY_2 – ligação iônica.
D X_2Y – ligação covalente.

25 IFCE 2014 Um elemento “A”, de número atômico 20, e outro “B”, de número atômico 17, ao reagirem entre si, originarão um composto

- A molecular de fórmula AB_2 .
B molecular de fórmula A_2B .
C iônico de fórmula AB.
D iônico de fórmula AB_2 .
E iônico de fórmula A_2B .

26 UFRN 2013 No ano de 2012, completam-se 50 anos da perda da “nobreza” dos chamados gases nobres, a qual ocorreu em 1962, quando o químico inglês Neil Bartlett conseguiu sintetizar o $Xe[PtF_6]$ ao fazer reagir o Xenônio com um poderoso agente oxidante, como o hexafluoreto de platina PtF_6 .



Esses gases eram chamados assim, pois, na época de sua descoberta, foram julgados como sendo não reativos, ou inertes, permanecendo “imaculados”.

A explicação para a não reatividade dos gases nobres se fundamentava

- A na regra do dueto, segundo a qual a configuração de dois elétrons no último nível confere estabilidade aos átomos.
B na regra do octeto, segundo a qual a configuração de oito elétrons no penúltimo nível confere estabilidade aos átomos.
C na regra do octeto, segundo a qual a configuração de oito elétrons no último nível confere estabilidade aos átomos.
D na regra do dueto, segundo a qual a configuração de dois elétrons no penúltimo nível confere estabilidade aos átomos.

27 UTFPR 2012 Para evitar bolor em armários utilizam-se produtos denominados comercialmente de “substâncias secantes”. Esses produtos, como o cloreto de cálcio anidro, são higroscópicos, ou seja, capazes de absorver moléculas de água. Por isso, o frasco contendo esse secante acaba por acumular líquido no fundo, que nada mais é que solução aquosa de cloreto de cálcio.

Dados os números atômicos: $Ca = 20$ e $Cl = 17$; é correto afirmar que:

- A entre o cálcio e o cloro ocorre ligação iônica.
B na formação do cloreto de cálcio anidro, o cálcio recebe 2 elétrons e o cloro perde um elétron.
C a fórmula do cloreto de cálcio é Ca_2Cl .
D o cloreto de cálcio é uma base.
E o cálcio forma o ânion Ca^{2-} e o cloro forma o cátion Cl^{1+} .

28 UFSJ 2012 Os átomos se combinam por meio de ligações químicas. Em relação a essas ligações, é **CORRETO** afirmar que

- A acontecem ligações covalentes na água, pois há compartilhamento de elétrons entre os átomos de hidrogênio e de oxigênio.
B os átomos estão arranjados em uma rede na ligação metálica, com alternância de espécies com cargas positivas e negativas.
C todas as ligações químicas envolvem troca ou compartilhamento de elétrons, com aumento de energia em relação aos átomos separados.
D a ligação iônica é caracterizada por interações entre cátions, carregados negativamente, e ânions, carregados positivamente.

29 PUC-Rio 2012 Por meio das ligações químicas, a maioria dos átomos adquire estabilidade, pois ficam com o seu dueto ou octeto completo, assemelhando-se aos gases nobres. Átomos de um elemento com número atômico 20 ao fazer uma ligação iônica devem, no total:

- A perder um elétron.
- B receber um elétron.
- C perder dois elétrons.
- D receber dois elétrons.
- E compartilhar dois elétrons.

30 Acafe 2012 A elaboração de modelos permite correlacionar as estruturas eletrônicas e as propriedades das substâncias.

Nesse sentido, analise as afirmações a seguir.

- I. Gás cloro: substância molecular; ponto de ebulição baixo; formada por ligação covalente.
- II. Cloreto de sódio: substância metálica; ponto de fusão alto; formada por ligação metálica.
- III. Dióxido de carbono: substância covalente; ponto de ebulição alto; formada por ligação covalente.
- IV. Magnésio metálico: substância metálica; ponto de fusão alto; formada por ligação metálica.
- V. Cloreto de magnésio: substância iônica; ponto de fusão alto; formada por ligação iônica.

Todas as afirmações corretas estão em:

- A I – II – III
- B I – IV – V
- C II – III – IV
- D III – IV – V

31 UFSM 2012 A exposição dos atletas ao sol intenso exige cuidados especiais com a pele. O dióxido de titânio é usado em vestimentas a fim de proteger os atletas da radiação solar. A fórmula química do dióxido de titânio é _____, trata-se de um óxido _____ formado por um _____ e oxigênio. Assinale a alternativa que completa corretamente as lacunas.

- A TiO_2 – iônico – não metal
- B Ti_2O – molecular – não metal
- C TiO_2 – iônico – metal
- D Ti_2O – iônico – não metal
- E TiO_2 – molecular – metal

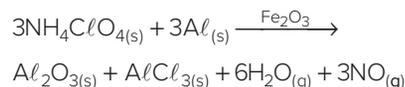
32 UFSM 2012 Nas olimpíadas de Los Angeles, alguns atletas se recusaram a nadar em piscinas tratadas com cloro, pois as impurezas presentes na água formam cloroaminas, que são agressivas ao ser humano. Atualmente, o ozônio é usado no tratamento das principais piscinas de competição do mundo. O ozônio é um dos alótropos do oxigênio. Trata-se de uma substância química _____, que possui na sua estrutura uma ligação dativa e uma ligação _____.

Assinale a alternativa que preenche corretamente as lacunas.

- A iônica – simples
- B molecular – dupla
- C macromolecular – simples
- D iônica – tripla
- E molecular – simples

Texto para a próxima questão:

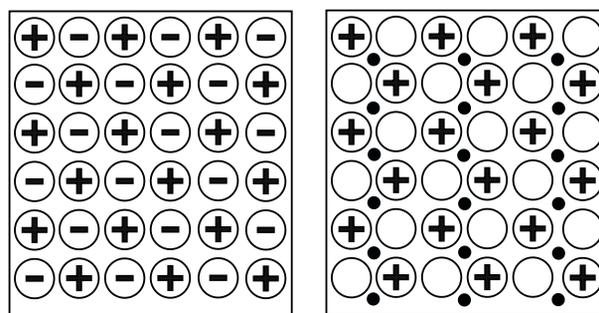
Uma das aplicações dos percloratos é o uso em foguetes de propulsão. O combustível sólido é preparado segundo a equação química abaixo:



33 IFSul 2016 O tipo de ligação que une os átomos nos compostos Al e Al_2O_3 e H_2O é, respectivamente:

- A metálica, covalente e iônica.
- B iônica, covalente e iônica.
- C metálica, iônica e covalente.
- D covalente, iônica e covalente.

34 UFG 2012 Analise os esquemas a seguir.



Estrutura de composto iônico

Estrutura de composto metálico

Legenda



Tendo em vista as estruturas apresentadas,

- a) explique a diferença de comportamento entre um composto iônico sólido e um metal sólido quando submetidos a uma diferença de potencial;
- b) explique por que o comportamento de uma solução de substância iônica é semelhante ao comportamento de um metal sólido, quando ambos são submetidos a uma diferença de potencial.

35 Uerj 2018 Apesar de apresentarem propriedades químicas distintas, os elementos flúor, neônio e sódio possuem números atômicos próximos, conforme destacado a seguir.



Dentre esses elementos, nomeie o que apresenta maior estabilidade em relação à regra do octeto e indique o símbolo daqueles cujos átomos têm o maior número de camadas eletrônicas.

Em seguida, nomeie a ligação Interatômica formada entre Na e F e apresente a fórmula química do composto resultante dessa ligação.

- 46 PUC-PR 2015** Sobre o lítio e seus compostos, é **CORRETO** afirmar que:
- A Um átomo de lítio apresenta massa igual a 7 g.
 - B Os halogenetos de lítio, quando estão no estado sólido, são ótimos condutores de eletricidade.
 - C O óxido de lítio é um composto molecular de fórmula Li_2O .
 - D O lítio é um metal pouco reativo, não apresentando tendência em reagir com a água.
 - E Trata-se de um metal alcalino que se combina com átomos de cloro por meio de ligações iônicas, formando um composto de fórmula LiCl .

Texto para a questão **47**:

“Desde a invenção da pólvora negra no século IX pelos chineses, sabe-se que determinados materiais, quando queimados, produzem chamas coloridas. Foram, porém, os italianos e alemães que, na Idade Média, deram mais cores e efeitos às chamas. Eles aprenderam a adicionar compostos metálicos na pólvora, obtendo variada gama de cores e efeitos. A origem das cores geradas pela presença de metais nas chamas está na estrutura eletrônica dos átomos. Com a energia liberada na combustão, os elétrons externos dos átomos de metais são promovidos a estados excitados e, ao retornarem ao seu estado eletrônico inicial, liberam a energia excedente na forma de luz, com essas cores mostrados na tabela abaixo:”

Elemento	Cor da chama	Elemento	Cor da chama
Antimônio	Azul esverdeada	Cobre	Verde
Arsênio	Azul	Estrôncio	Vermelho tijolo
Bário	Verde amarelada	Lítio	Carmim
Cálcio	Alaranjada	Potássio	Violeta
Chumbo	Azul	Sódio	Amarela

- 47 Uepa 2014** A respeito dos metais da tabela, leia as afirmativas abaixo:
- I. Dos três elementos Li, K e Na, o K apresenta maior raio atômico.
 - II. Ca, Sr e Ba combinam-se com o Cloro para formar sais por ligação iônica.
 - III. Os cloretos dos sais de Ba, Ca e Sr, têm fórmulas, respectivamente: BaCl_3 , CaCl_2 e SrCl .
 - IV. SbCl_3 apresenta geometria piramidal e chama-se Cloreto de Antimônio.
 - V. Os elementos químicos Sb, As, Pb são considerados elementos representativos.

A alternativa que contém todas as afirmativas corretas é:

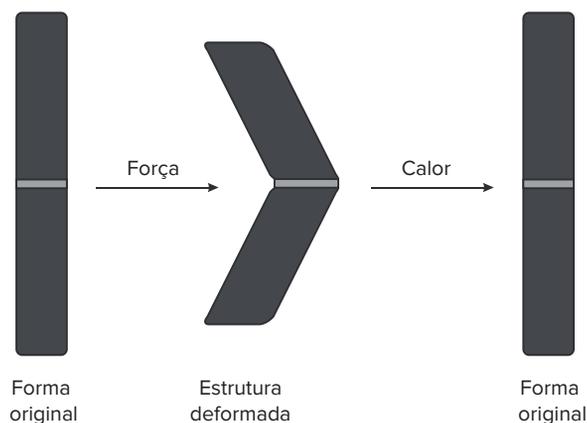
- A I, II, III e IV
- B I, II, III e V
- C II, III, IV e V
- D I, II, IV e V
- E I, III, IV e V

- 48 Fuvest 2012** Em cadeias carbônicas, dois átomos de carbono podem formar ligação simples ($\text{C} - \text{C}$), dupla ($\text{C} = \text{C}$) ou tripla ($\text{C} \equiv \text{C}$). Considere que, para uma ligação simples, a distância média de ligação entre os dois átomos de carbono é de 0,154 nm, e a energia média de ligação é de 348 kJ/mol.

Assim sendo, a distância média de ligação (d) e a energia média de ligação (E), associadas à ligação dupla ($\text{C} = \text{C}$), devem ser, respectivamente,

- A $d < 0,154 \text{ nm}$ e $E > 348 \text{ kJ/mol}$.
- B $d < 0,154 \text{ nm}$ e $E < 348 \text{ kJ/mol}$.
- C $d = 0,154 \text{ nm}$ e $E = 348 \text{ kJ/mol}$.
- D $d > 0,154 \text{ nm}$ e $E < 348 \text{ kJ/mol}$.
- E $d > 0,154 \text{ nm}$ e $E > 348 \text{ kJ/mol}$.

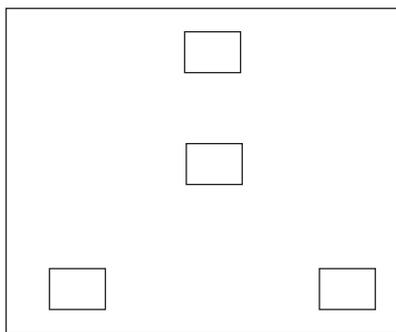
- 49 UFJF 2016** O nitinol é uma liga metálica incomum, formada pelos metais Ni e Ti, sua principal característica é ser uma liga com memória. Essa liga pode ser suficientemente modificada por ação de alguma força externa e retornar a sua estrutura original em uma determinada faixa de temperatura, conforme esquema a seguir.



- a) Escreva o nome e a distribuição eletrônica dos metais presentes no nitinol.
- b) Dentre os metais usados na produção do nitinol, qual possui maior raio atômico? E qual possui maior potencial de ionização?
- c) Uma das formas de produção do metal Ni de alta pureza para a confecção de ligas metálicas é a extração de minerais sulfetados, os quais possuem o NiS. Qual o nome do composto NiS? Qual é o tipo de ligação química que ocorre entre seus átomos?
- d) Cite duas características comuns aos metais.

- 50 Unicamp 2012** A partir de um medicamento que reduz a ocorrência das complicações do diabetes, pesquisadores da Unicamp conseguiram inibir o aumento de tumores em cobaias. Esse medicamento é derivado da guanidina, $\text{C}(\text{NH})(\text{NH}_2)_2$, que também pode ser encontrada em produtos para alisamento de cabelos.

- a) Levando em conta o conhecimento químico, preencha os quadrados incluídos no espaço de resposta abaixo com os símbolos de átomos ou de grupos de átomos, e ligue-os através de linhas, de modo que a figura obtida represente a molécula da guanidina.
- b) Que denominação a figura, completa e sem os quadrados, recebe em química? E o que representam as diferentes linhas desenhadas?



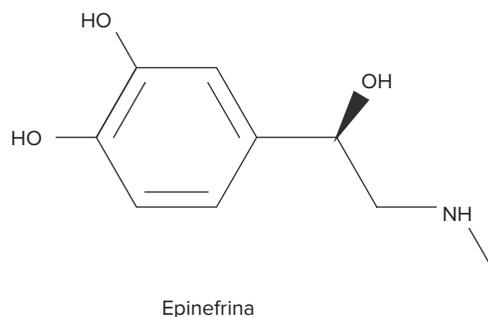
- 51 UFJF 2017** O dia 5 de novembro de 2015 foi marcado pela maior tragédia ambiental da história do Brasil, devido ao rompimento das barragens de rejeitos, provenientes da extração de minério de ferro na cidade de Mariana/MG. Laudos técnicos preliminares indicam uma possível presença de metais como cromo, manganês, alumínio e ferro no rejeito.

Disponível em: <http://www.ibama.gov.br/phocadownload/noticias_ambientais/laudo_tecnico_preliminar.pdf>. Acesso em: 26 out. 2016.

- a) Qual o símbolo químico de cada um dos metais descritos acima?
- b) Analise a distribuição eletrônica mostrada abaixo. A qual elemento químico presente no rejeito ela pertence? $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$
- c) O alumínio normalmente é encontrado na natureza no mineral bauxita na forma de óxido de alumínio. O óxido de alumínio é uma substância iônica ou covalente? Escreva sua fórmula molecular.
- d) O rejeito de mineração representa uma mistura homogênea ou heterogênea?

Texto para a questão 52:

A molécula de epinefrina foi primeiramente isolada em sua forma pura em 1897 e sua estrutura foi determinada em 1901. Ela é produzida na glândula adrenal (daí vem o seu nome usual, adrenalina) como um único enantiômero.



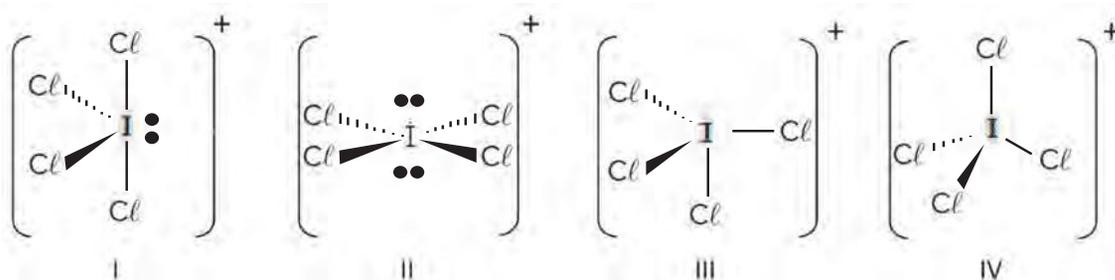
- 52 Udesc 2016** Analisando a estrutura da molécula de epinefrina, é **incorreto** afirmar que:

- a) o átomo de nitrogênio está ligado a dois carbonos de configuração sp^3 .
- b) apresenta ligações covalentes polares e apolares, em sua estrutura.
- c) os três átomos de oxigênio estão ligados a carbonos e hidrogênios por meio de ligações covalentes polares.
- d) possui 17 ligações sigma (σ) e três ligações pi (π).
- e) suas moléculas podem formar ligações de hidrogênio entre si.

- 53 Uema 2016** O primeiro postulado de Kekulé afirma que o carbono é tetravalente, ou seja, tem quatro valências livres e assim pode fazer quatro ligações covalentes. Por outro lado, a distribuição eletrônica do carbono, no estado fundamental, mostra que ele é bivalente ($1s^2 2s^2 2p^2$).

- a) Qual processo necessário deve ocorrer para que o carbono atenda ao primeiro postulado de Kekulé?
- b) Explique esse processo.

- 54 IME 2018** Assinale a alternativa que apresenta, respectivamente, a estrutura do íon ICl_4^+ e o tipo de hibridização de seu átomo central.



- A III, sp^3
B I, sp^3d

- C II, sp^3d^2
D IV, sp^3

- E III, sp^3d

55 Udesc O carbono é um dos elementos de maior aplicação em nanotecnologia. Em diferentes estruturas moleculares e cristalinas, ele apresenta uma vasta gama de propriedades mecânicas e eletrônicas distintas, dependendo da sua forma alotrópica. Por exemplo, os nanotubos de carbono podem ser ótimos condutores de eletricidade, enquanto o diamante possui condutividade muito baixa. Essas diferenças estão relacionadas com a hibridização do átomo de carbono nos diferentes alótropos.

Com relação aos alótropos de carbono, é incorreto afirmar que:

- A os nanotubos de carbono são formados por ligações entre carbonos sp^2 similares àquelas da grafite.
- B o diamante, em que o carbono tem hibridização sp^3 , é o mineral mais duro que se conhece, o que o torna um excelente abrasivo para aplicações industriais.
- C a grafite, que apresenta carbono com hibridização sp , não conduz eletricidade.
- D o termo “carbono amorfo” é usado para designar formas de carbono, como a fuligem e o carvão, que não apresentam estrutura cristalina.
- E a grafite, que apresenta carbono com hibridização sp^2 , pode conduzir eletricidade devido à deslocalização de elétrons de ligações (π) acima e abaixo dos planos de átomos de carbono.

56 Uece 2019 Sobre o composto diclorodifluormetano usado em refrigerantes e como propelente de aerosol, pode-se afirmar corretamente que ele tem:

- A quatro pares de elétrons compartilhados
- B um total de 26 elétrons de valência não ligantes.
- C hibridização sp para o átomo de carbono.
- D todas as ligações covalentes com a mesma energia.

Texto para a questão 57:

O ciclo do nitrogênio é extremamente importante para os seres vivos. Esse elemento faz parte de diversos compostos orgânicos, como proteínas e ácidos nucleicos. Na tabela, há exemplos de formas químicas do nitrogênio incorporadas por alguns seres vivos.

Seres vivos	Composto nitrogenado	
	Orgânico	Inorgânico
Plantas	Aminoácidos	Amônia (NH_3) Nitrato (NO_3^-)
Bactérias		Amônia (NH_3) Nitrato (NO_3^-) Nitrito (NO_2^-)
Animais		—

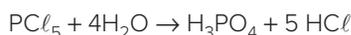
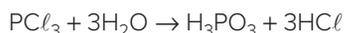
57 Uerj 2014 O nitrato, íon de geometria trigonal plana, serve como fonte de nitrogênio para as bactérias. Observe as seguintes fórmulas estruturais:



A fórmula que corresponde ao íon nitrato está identificada pelo seguinte número:

- A I
- B II
- C III
- D IV

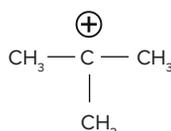
58 IME 2013 Dadas as reações:



Assinale a afirmativa correta:

- A As reações podem ser classificadas como reações de deslocamento ou troca simples.
- B O fósforo sofre oxidação em ambas as reações.
- C O ácido fosforoso é um triácido formado por ligações covalentes.
- D Os ânions fosfato e fosfito (HPO_3^{2-}) possuem geometria tetraédrica.
- E O pentacloreto de fósforo gasoso é um composto iônico.

59 UEG 2012 A estrutura abaixo representa um carbocátion terciário, o qual pode ser formado em reações de substituição de haletos de alquila com espécies químicas nucleofílicas e na presença de solventes adequados.



A análise de sua estrutura permite concluir que essa espécie química apresenta uma geometria

- A linear.
- B piramidal.
- C tetraédrica.
- D trigonal planar.

- 02 O ângulo de ligação H – C – H na molécula CH₄ é maior do que o ângulo de ligação H – N – H na molécula NH₃.
- 04 O ângulo de ligação H – O – H na molécula H₂O é menor do que o ângulo de ligação H – C – H na molécula CH₄.
- 08 O ângulo de ligação H – C – H na molécula CH₄, o ângulo de ligação H – N – H na molécula NH₃ e o ângulo de ligação H – O – H na molécula H₂O são todos superiores a 90°.

Soma:

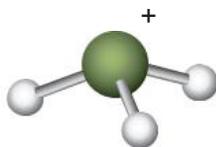
- 67 UFRN** O nitrogênio forma vários óxidos binários apresentando diferentes números de oxidação: NO (gás tóxico), N₂O (gás anestésico – hilariante), NO₂ (gás avermelhado, irritante), N₂O₃ (sólido azul) etc. Esses óxidos são instáveis e se decompõem para formar os gases nitrogênio (N₂) e oxigênio (O₂).

O óxido binário (NO₂) é um dos principais poluentes ambientais, reagindo com o ozônio atmosférico (O₃) – gás azul, instável – responsável pela filtração da radiação ultravioleta emitida pelo Sol.

Analisando a estrutura do óxido binário NO₂, pode-se afirmar que a geometria da molécula e a última camada eletrônica do átomo central são, respectivamente:

- A angular e completa. C angular e incompleta.
B linear e incompleta. D linear e completa.

- 68 UFRGS** Observe a seguinte figura.



Essa figura corresponde à representação tridimensional da espécie:

- A CH₃⁺ C H₃O⁺ E BF₃
B NH₄⁺ D PH₃

- 69 UPF 2016** Na coluna da esquerda, estão relacionadas as moléculas, e, na coluna da direita, a geometria molecular. Relacione cada molécula a adequada geometria molecular.

1. NOCl	<input type="text"/>	linear
2. NCl ₃	<input type="text"/>	tetraédrica
3. CS ₂	<input type="text"/>	trigonal plana
4. CCl ₄	<input type="text"/>	angular
5. BF ₃	<input type="text"/>	piramidal

A sequência correta de preenchimento dos parênteses de cima para baixo, é:

- A 3 – 2 – 5 – 1 – 4. D 3 – 4 – 2 – 1 – 5.
B 3 – 4 – 5 – 1 – 2. E 1 – 2 – 3 – 4 – 5.
C 1 – 4 – 5 – 3 – 2.

- 70 UEM 2016** Os átomos por meio de ligações químicas podem perder, receber ou compartilhar elétrons a fim de adquirir estabilidade. Quando temos a formação de moléculas, essas podem ser polares ou apolares. Isso está diretamente relacionado com a geometria e a polarização das ligações, as quais apresentam uma direção, um sentido e uma intensidade.

Sobre esse assunto, assinale o que for **correto**.

- 01 A molécula de N₂ possui uma ligação covalente tripla, e cada átomo de nitrogênio possui um par de elétrons livre.
- 02 Considerando a aproximação dos núcleos de dois átomos de hidrogênio, pode-se dizer que essa aproximação possui resultante vetorial nula.
- 04 Na molécula de diclorometano (CH₂Cl₂) as ligações carbono-hidrogênio apresentam o mesmo sentido e a mesma intensidade que as ligações carbono-cloro.
- 08 A molécula de CO₂ possui ligação covalente polar e o vetor momento de dipolo resultante na molécula é nulo.
- 16 Na molécula de NO₂ os átomos compartilham elétrons e cada átomo fica com oito elétrons na camada de valência.

Soma:

- 71 UEPG 2016** Sobre ligações covalentes e iônicas, assinale o que for correto.

- 01 H₂O e o HCl possuem ligações covalentes de caráter polar.
- 02 HF e o Cl₂ possuem ligações covalentes de caráter apolar.
- 04 KBr e o CaCl₂ possuem ligações tipicamente iônicas.
- 08 MgCl₂ possui caráter iônico superior ao NaCl.
- 16 PCl₃ possui menor caráter covalente que o SCl₂.

Soma:

- 72 PUC-RJ 2015** O flúor é um elemento de número atômico 9 e possui apenas um isótopo natural, o ¹⁹F. Sobre esse elemento e seus compostos, é correto afirmar que:

- A o isótopo natural do flúor possui 9 nêutrons.
- B o íon F⁻ tem 8 elétrons.
- C o flúor é um elemento da família dos elementos calcogênios.
- D no gás flúor, F₂, se tem uma ligação covalente polar.
- E na molécula do ácido fluorídrico, HF, o flúor é mais eletronegativo que o hidrogênio.

- 73 UEPG 2015** Considerando as representações abaixo, assinale o que for correto quanto às ligações químicas desses compostos:

Dados: H (Z = 1); O (Z = 8); S (Z = 16); Cl (Z = 17); K (Z = 19); Ca (Z = 20); I (Z = 53)

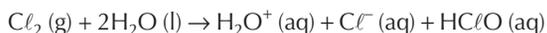
- I. H₂S
II. O₂
III. CaCl₂
IV. KI

- 01 O composto III é um sal inorgânico formado por ligação iônica.
- 02 O composto II tem moléculas de geometria linear formadas por ligação covalente apolar.
- 04 O composto I é um ácido inorgânico com ligações do tipo covalente polar.
- 08 O composto IV, quando puro, é um líquido à temperatura ambiente e essa característica se deve ao tipo de ligação química apresentada.

Soma:

Texto para a próxima questão:

A infraestrutura das cidades deve contar com uma série de serviços, entre eles oferecer uma água de qualidade para a população, cujo tratamento desta pode ser auxiliado, inicialmente, com a adição de CaO, em seguida adiciona-se $Al_2(SO_4)_3$, que reage com o OH^- formando o precipitado $Al(OH)_3$. A água então, é filtrada e clorada. Durante o processo de cloração, ocorre a seguinte reação:



74 Uepa 2015 Considerando as informações do texto, é correto afirmar que:

- A o CaO é classificado como óxido básico
- B o CaO é um composto covalente
- C o HClO apresenta ligações covalentes apolares
- D o gás cloro é uma molécula polar
- E o cloro no HClO apresenta Nox igual a -1

75 Unimontes 2014 Os hidroclorofluorocarbonetos, HCFC, têm sido propostos e usados como substituintes dos CFC nas aplicações refrigerantes. As moléculas de HCFC geralmente se quebram antes de atingir a estratosfera e, conseqüentemente, trazem menos ameaças à camada de ozônio. Um exemplo de HCFC é o $CHCl_2F$. Em relação à molécula de $CHCl_2F$, é **CORRETO** afirmar:

- A As ligações são igualmente polares.
- B É menos estável que a molécula de CFC.
- C Apresenta geometria trigonal plana.
- D É apolar e não constitui um poluente.

76 UEPG 2014 Considerando os elementos a seguir representados, assinale o que for correto sobre os compostos químicos formados através de ligações entre os seus átomos.

H (Z = 1); N (Z = 7); O (Z = 8); K (Z = 19); Br (Z = 35)

- 01 K_2O é um óxido formado através de ligação iônica entre cátions monovalentes e ânion divalente.
- 02 O gás nitrogênio, de fórmula molecular N_2 é um composto apolar.
- 04 O ácido perbrômico ($HBrO_4$) é um composto molecular, onde o bromo tem nox = +7, enquanto que o ácido bromídrico (HBr) é um composto iônico, onde o bromo tem nox = -1.
- 08 A molécula do gás amônia (NH_3) apresenta três ligações covalentes polares.

16 KBr é um sal inorgânico, com estrutura cristalina.

Soma:

77 IFBA 2014 A respeito da geometria, polaridade e ligações químicas das moléculas dos compostos, previstas por suas estruturas de Lewis, pode-se afirmar corretamente que

- A a molécula do PCl_3 é polar com geometria trigonal plana.
- B na molécula tetraédrica do $POCl_3$ as ligações químicas P – Cl são covalentes polares.
- C no íon amônio os ângulos de ligação H – N – H são iguais aos ângulos H – N – H da amônia.
- D o comprimento da ligação H – Te no H_2Te um composto polar, é menor que o da ligação H – I no composto HI.
- E no composto polar $COCl_2$, os átomos da molécula se dispõem nos vértices de uma pirâmide com base triangular.

78 UFTM 2012 Os veículos automotivos que usam combustíveis fósseis são um dos principais responsáveis pela má qualidade do ar das grandes cidades e também contribuem para o aquecimento global. Além do gás carbônico (CO_2) produzido na combustão, são formados os óxidos nitrosos, que participam de reações secundárias com o ar, formando ozônio (O_3), que causa irritação no sistema respiratório, podendo levar a sérios problemas de redução da capacidade pulmonar. A forma geométrica da molécula de gás carbônico e a polaridade da molécula de ozônio são, respectivamente,

- A angular e polar.
- B angular e apolar.
- C linear e polar.
- D linear e apolar.
- E trigonal planar e apolar.

79 UFJF 2012 Há duas características que podem definir se uma molécula é ou não polar: a diferença de eletro-negatividade entre os átomos ligados e a geometria da molécula. Com base nessas informações, assinale a alternativa **INCORRETA**.

- A A geometria das moléculas de oxigênio e ozônio é linear, as ligações são apolares e as moléculas são apolares.
- B A geometria da molécula da água é angular, as ligações entre os átomos são polares e a molécula é polar.
- C A geometria da molécula de tetracloreto de carbono é tetraédrica, as ligações entre os átomos são polares e a molécula é apolar.
- D A geometria da molécula do gás carbônico é linear, as ligações entre os átomos são polares e a molécula é apolar.
- E A geometria da molécula de diclorometano é tetraédrica, as ligações entre os átomos são polares e a molécula é polar.

- 80 Fatec 2012** As propriedades específicas da água a tornam uma substância química indispensável à vida na Terra. Essas propriedades decorrem das características de sua molécula H_2O , na qual os dois átomos de hidrogênio estão unidos ao átomo de oxigênio por ligações
- A iônicas, resultando em um arranjo linear e apolar.
 - B iônicas, resultando em um arranjo angular e polar.
 - C covalentes, resultando em um arranjo linear e apolar.
 - D covalentes, resultando em um arranjo angular e apolar.
 - E covalentes, resultando em um arranjo angular e polar.

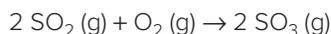
- 81 Cefet-MG 2012** A relação entre a molécula, sua geometria e sua polaridade está representada corretamente em:
- A CCl_4 , tetraédrica e polar.
 - B BeF_2 , angular e polar.
 - C PBr_3 , piramidal e apolar.
 - D CO_2 , linear e apolar.

- 82 UEM 2012** Assinale o que for correto.

- 01 No diamante e no grafite, as ligações químicas predominantes são do tipo molecular e iônica, respectivamente.
- 02 No estado sólido, um composto molecular apresenta baixa condutividade térmica, quando comparado a compostos metálicos.
- 04 Uma molécula covalente de fórmula A_2B , cujo átomo central B possui 1 par de elétrons livres, apresentará geometria molecular do tipo angular; porém, se o átomo B perder o par de elétrons, a geometria do íon A_2B^{2+} deverá ser do tipo linear.
- 08 Considerando que as moléculas de H_2O e H_2S tenham o mesmo ângulo formado entre as ligações $\text{H}-\text{O}-\text{H}$ e $\text{H}-\text{S}-\text{H}$, pode-se afirmar que a molécula H_2O possui maior momento dipolar resultante.
- 16 Toda ligação iônica é polar, e toda ligação covalente é apolar.

Soma:

- 83 UEPG 2019** O gás SO_3 é um dos responsáveis pela chuva ácida, pois reage com a água da chuva formando ácido sulfúrico, H_2SO_4 . O SO_3 é produzido a partir da reação do SO_2 , liberado pela queima dos combustíveis fósseis, com o oxigênio do ar. A equação balanceada para essa reação está representada abaixo:



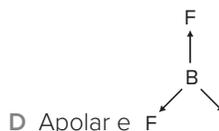
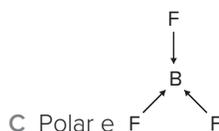
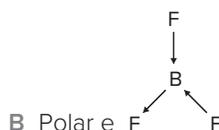
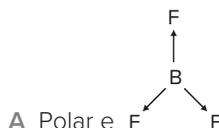
Dados: O ($Z = 8$); H ($Z = 1$); S ($Z = 16$)

Com relação às moléculas envolvidas na chuva ácida, assinale o que for correto.

- 01. A molécula de SO_2 é polar, enquanto o O_2 é apolar.
- 02. A molécula de SO_2 apresenta a geometria molecular angular e a de SO_3 apresenta geometria molecular trigonal plana.
- 04. As ligações entre o átomo de enxofre e os átomos de O nas moléculas de SO_2 , SO_3 e H_2SO_4 são covalentes.
- 08. A solução formada a partir da dissolução do H_2SO_4 em água conduz corrente elétrica.

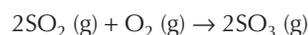
Soma:

- 84 UFG** Como usualmente definido na Química, a medida da polaridade das ligações químicas é feita pelo momento dipolar representado pelo vetor momento dipolar. A molécula de BF_3 apresenta três ligações covalentes polares e independentes entre um átomo de boro e um átomo de flúor, e podem ser representadas como vetores. A polaridade e a representação plana dessa molécula são, respectivamente,



Texto para a próxima questão:

A chuva ácida é um fenômeno causado pela poluição da atmosfera. Ela pode acarretar problemas para o solo, água, construções e seres vivos. Um dos responsáveis por este fenômeno é o gás SO_3 que reage com a água da chuva originando ácido sulfúrico. O SO_3 não é um poluente produzido diretamente pelas fontes poluidoras, mas é formado quando o SO_2 , liberado pela queima de combustíveis fósseis, reage com o oxigênio do ar. Esta reação é representada pela equação mostrada a seguir.



- 85 UEL** Com relação às moléculas citadas no texto, é correto afirmar:

- A As soluções formadas pela dissolução das moléculas de SO_2 , SO_3 e H_2SO_4 em água conduzem a corrente elétrica.
- B A molécula de SO_2 é apolar, a molécula de SO_3 é polar e a molécula de O_2 é polar.
- C A molécula de SO_2 é linear, a molécula de SO_3 é angular e a molécula de H_2SO_4 é piramidal.
- D As moléculas de SO_2 , SO_3 e H_2SO_4 apresentam 30, 38 e 48 elétrons, respectivamente.
- E As ligações entre o átomo de enxofre e os átomos de oxigênio nas moléculas de SO_2 , SO_3 e H_2SO_4 são covalentes apolares.

- 89 UFRGS** Considere as afirmações a seguir a respeito da relação entre polaridade e geometria molecular de algumas substâncias.
- A molécula do CO_2 apresenta geometria linear e não sofre deflexão num campo elétrico.
 - A geometria angular da molécula do ozônio contribui para seu caráter polar.
 - A estrutura piramidal da molécula do metano justifica a propriedade de ser um composto polar.
 - A molécula da amônia apresenta caráter polar e estrutura planar.

Quais estão corretas?

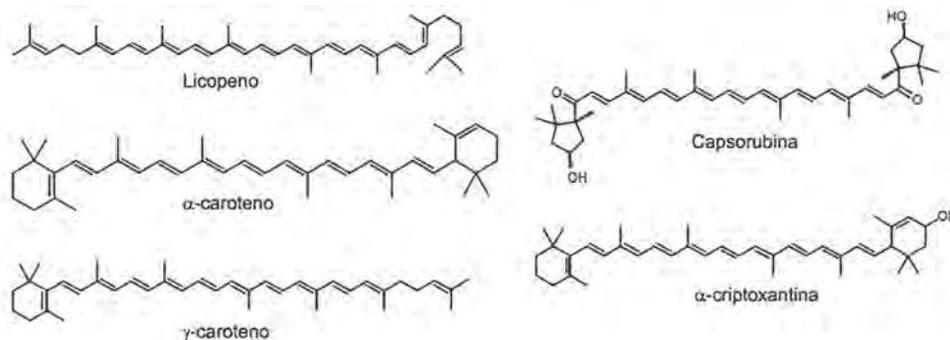
- A Apenas I e II. D Apenas III e IV.
 B Apenas I e III. E Apenas I, II e III.
 C Apenas II e IV.

- 90 UFC** O óxido nítrico, NO , é normalmente veiculado pela mídia como um indesejável poluente do meio ambiente. Sabe-se, entretanto, que esta substância é também essencial nas atividades digestivas, na regulação da pressão sanguínea e na defesa bacterial, ocorrendo naturalmente em diversos tipos de células do corpo humano. Com relação às ligações químicas presentes na molécula do óxido nítrico, é correto afirmar que:

- A são predominantemente iônicas, resultando em uma espécie química apolar.
 B são covalentes apolares, e a molécula do NO é polar.
 C satisfazem a regra do octeto, e o número de oxidação do nitrogênio é +2.
 D são covalentes polares, e a molécula do NO possui momento de dipolo.
 E são covalentes apolares, e a molécula do NO apresenta forte caráter iônico.

- 93 Enem 2017** A cromatografia em papel é um método de separação que se baseia na migração diferencial dos componentes de uma mistura entre duas fases imiscíveis. Os componentes da amostra são separados entre a fase estacionária e a fase móvel em movimento no papel. A fase estacionária consiste de celulose praticamente pura, que pode absorver até 22% de água. É a água absorvida que funciona como fase estacionária líquida e que interage com a fase móvel, também líquida (partição líquido-líquido). Os componentes capazes de formar interações intermoleculares mais fortes com a fase estacionária migram mais lentamente.

Uma mistura de hexano com 5% (v/v) de acetona foi utilizada como fase móvel na separação dos componentes de um extrato vegetal obtido a partir de pimentões. Considere que esse extrato contém as substâncias representadas.



RIBEIRO, N.M.; NUNES, C. R. Análise de pigmentos de pimentões por cromatografia em papel, *Química Nova na Escola*, n.29, ago. 2008 (adaptado).

A substância presente na mistura que migra mais lentamente é o (a)

- A licopeno. C γ -caroteno. E α -criptoxantina.
 B α -caroteno. D capsorubina.

- 91 Cefet-MG** O gás amoníaco (NH_3) é uma substância incolor de cheiro sufocante, utilizado em processos de refrigeração. O gás carbônico (CO_2), formado na combustão completa de materiais orgânicos, é utilizado em extintores de incêndio, dentre outras aplicações. Sobre as moléculas desses dois compostos, afirma-se corretamente que:

- A CO_2 é constituído por moléculas apolares.
 B NH_3 é constituído por moléculas apolares.
 C NH_3 reage com a água formando um ácido.
 D CO_2 reage com a água formando uma base.

- 92 UFPE** A polaridade da molécula é, muitas vezes, determinante para suas propriedades físico-químicas, como por exemplo, pontos de ebulição e fusão, e solubilidade. Os momentos dipolares das moléculas NF_3 e BF_3 são 0,235 D e 0 D, respectivamente. Sobre a polaridade dessas moléculas julgue os itens a seguir.

- A molécula BF_3 é menos polar do que NF_3 porque o boro é mais eletronegativo que o nitrogênio.
 A molécula BF_3 é apolar porque tem estrutura trigonal planar.
 A molécula NF_3 é polar porque tem estrutura trigonal planar.
 A molécula NF_3 é mais polar que BF_3 porque o nitrogênio é mais eletronegativo que o boro.
 A molécula NF_3 é polar porque tem estrutura piramidal e hibridização sp^3 do átomo central.

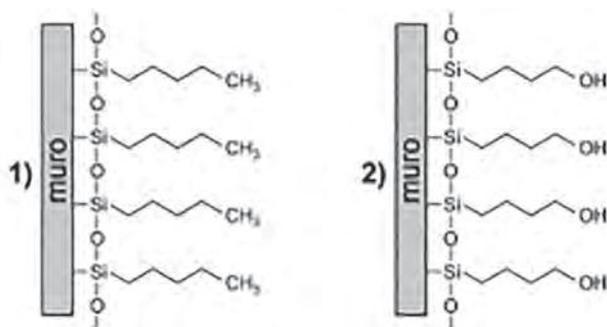
94 UFC Fugir da poluição das grandes cidades, buscando ar puro em cidades serranas consideradas oásis em meio à fumaça, pode não ter o efeito desejado. Resultados recentes obtidos por pesquisadores brasileiros mostraram que, em consequência do movimento das massas de ar, dióxido de enxofre (SO₂) e dióxido de nitrogênio (NO₂) são deslocados para regiões distantes e de maior altitude. Curiosamente, esses poluentes possuem propriedades similares, que se relacionam com a geometria molecular. Assinale a alternativa que descreve corretamente essas propriedades.

- A Trigonal plana; polar, sp³.
- B Tetraédrica; apolar, sp³.
- C Angular; apolar, sp².
- D Angular; polar, sp².
- E Linear; apolar, sp.

95 CFTCE O elemento químico carbono é de fundamental importância na constituição de compostos orgânicos. Baseado nas propriedades do carbono e nos conceitos químicos relacionados aos itens a seguir, é falso afirmar que:

- A o carbono, no composto CH₄, com 4 elétrons na camada de valência, possui estrutura tetraédrica.
- B o composto CHCl₃ é uma substância polar, e o benzeno (C₆H₆) é uma substância apolar.
- C o carbono possui várias formas alotrópicas.
- D o carbono combina-se com elementos da família 7A, formando compostos de fórmula CX₄, onde X representa um halogênio.
- E o carbono 12 (C¹²) possui 12 prótons no seu núcleo.

96 Unicamp 2017 Uma alternativa encontrada nos grandes centros urbanos, para se evitar que pessoas desorientadas urinem nos muros de casas e estabelecimentos comerciais, é revestir esses muros com um tipo de tinta que repele a urina e, assim, “devolve a urina” aos seus verdadeiros donos. A figura a seguir apresenta duas representações para esse tipo de revestimento.



Como a urina é constituída majoritariamente por água, e levando-se em conta as forças intermoleculares, pode-se afirmar corretamente que

- A os revestimentos representados em 1 e 2 apresentam a mesma eficiência em devolver a urina, porque ambos apresentam o mesmo número de átomos na cadeia carbônica hidrofóbica.
- B o revestimento representado em 1 é mais eficiente para devolver a urina, porque a cadeia carbônica é hidrofóbica e repele a urina.
- C o revestimento representado em 2 é mais eficiente para devolver a urina, porque a cadeia carbônica apresenta um grupo de mesma polaridade que a água, e, assim, é hidrofóbica e repele a urina.
- D o revestimento representado em 2 é mais eficiente para devolver a urina, porque a cadeia carbônica apresenta um grupo de mesma polaridade que a água, e, assim, é hidrofílica e repele a urina.

97 Unesp Os fornos de micro-ondas são aparelhos que emitem radiações eletromagnéticas (as micro-ondas) que aquecem a água e, conseqüentemente, os alimentos que a contêm. Isso ocorre porque as moléculas de água são polares, condição necessária para que a interação com esse tipo de radiação seja significativa. As eletronegatividades para alguns elementos são apresentadas na tabela a seguir.

Elemento químico	Eletronegatividade (X)
Hidrogênio (H)	2,2
Carbono (C)	2,6
Oxigênio (O)	3,4

- a) Com base nessas informações, forneça a fórmula estrutural e indique o momento dipolar resultante para a molécula de água.
- b) Sabendo que praticamente não se observam variações na temperatura do dióxido de carbono quando este é exposto à ação das radiações denominadas micro-ondas, forneça a estrutura da molécula de CO₂. Justifique sua resposta, considerando as diferenças nas eletronegatividades do carbono e do oxigênio.

98 UFPE 2012 O metanol (CH₃OH) é utilizado como combustível, entre outras coisas. Dados os números atômicos: C = 6, H = 1, O = 8, avalie as seguintes afirmativas.

- A ligação química entre oxigênio e hidrogênio, no metanol, é covalente, sigma, apolar.
- O metanol, no estado líquido, apresenta ligações de hidrogênio intermoleculares.
- O carbono e o oxigênio, apresentam, respectivamente, 1 par e 2 pares de elétrons não ligantes.
- A molécula de metanol é polar.
- O metanol é uma substância simples.

Sobre a molécula de metano (CH_4), julgue as afirmativas.



- As moléculas de metano são apolares e se unem entre si por forças de Van der Waals.
- O carbono do metano possui quatro orbitais híbridos na forma sp^3 , formando ângulos de $109^\circ 28'$.
- A molécula de metano possui geometria piramidal.
- Ao procurar os pontos de ebulição do metano e do cloreto de hidrogênio (HCl), pode-se afirmar que, nas mesmas condições, o ponto de ebulição do metano é maior que o do cloreto de hidrogênio.
- O metano é o principal componente do gás natural (GNV).

105 UEPG 2016 A amônia líquida (NH_3), utilizada em máquinas de refrigeração, pode ser transformada em gás e decomposta nos gases N_2 e H_2 . Sobre o assunto, assinale o que for correto.

Dados: N ($Z = 7$); H ($Z = 1$)

- 01 A decomposição da amônia é uma transformação física em que os gases N_2 e H_2 são formados por ebulição.
- 02 A interação intermolecular que mantém as moléculas de amônia unidas é chamada de forças de dispersão de London.
- 04 A passagem da amônia líquida para o estado gasoso é uma transformação física chamada de vaporização.
- 08 A amônia é uma molécula constituída de ligações covalentes e possui geometria molecular piramidal.

Soma:

106 UEPG 2015 O gelo seco é o dióxido de carbono (CO_2) solidificado, utilizado em sistemas de refrigeração. Sobre o dióxido de carbono, assinale o que for correto.

Dados: C ($Z = 6$); O ($Z = 8$)

- 01 Os íons que compõem o CO_2 promovem a solidificação do gás.
- 02 A molécula de CO_2 é formada por duplas ligações.
- 04 A força intermolecular que promove a interação entre suas moléculas é do tipo dipolo-dipolo.
- 08 A ligação química existente entre seus átomos é a ligação covalente.
- 16 A geometria das moléculas é angular, semelhante à geometria das moléculas da água.

Soma:

107 UEM 2015 Os gases dióxido de carbono (CO_2) e oxigênio (O_2) fazem parte do processo de respiração celular. Sobre esse tema, assinale o que for **correto**.

- 01 Na molécula de CO_2 , o átomo de carbono tem valência 2, pois está ligado a dois átomos de oxigênio.
- 02 A entrada de gás oxigênio nas células ocorre por difusão facilitada.
- 04 A molécula de oxigênio é uma molécula estável, pois cada átomo de oxigênio está com o octeto completo e possui configuração do gás nobre Neônio.
- 08 A concentração do gás carbônico é maior no interior da célula do que no meio externo.
- 16 As moléculas de CO_2 apresentam forças intermoleculares do tipo dipolo permanente-dipolo permanente.

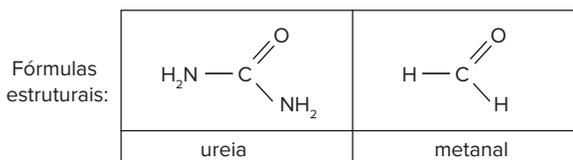
Soma:

108 Uepa 2015 Uma das substâncias mais estudadas e presente no nosso dia a dia é a água. Baseado nas suas propriedades, é correto afirmar que a:

- A água é uma substância simples.
- B água é formada por 2 (dois) átomos de oxigênio e 1 (um) de hidrogênio.
- C água possui alto ponto de ebulição devido às ligações de hidrogênio.
- D água é uma molécula apolar.
- E água apresenta ângulo de ligação de 180° entre seus átomos.

109 UFSC 2014 Em meados de maio de 2013, foram recolhidos diversos lotes de leite não recomendados para o consumo após ter sido comprovada a adulteração do leite no Rio Grande do Sul. De acordo com as investigações, para aumentar o lucro, os fraudadores misturavam água e ureia agrícola ao leite. A ureia agrícola consiste em ureia contendo 0,2% em massa de formol e o formol é uma solução aquosa contendo 40% em massa de metanal. Cerca de cinco empresas de transporte de leite adulteraram o produto “cru” a ser entregue para a indústria. A fiscalização periódica realizada pelo Serviço de Inspeção Federal detectou as primeiras alterações ainda em julho de 2012, através dos testes de qualidade do produto. A adulteração tinha como objetivo aumentar o volume com água e tentar manter os padrões do leite. A fraude ocorreu no transporte e não na indústria, mas mesmo depois do processo de pasteurização é possível detectar a adulteração do produto.

Disponível em: <<http://g1.globo.com/rs/rio-grande-do-sul/noticia/2013/05/ministerio-publico-faz-operacao-contra-adulteracao-de-leite-no-rs.html>>. Acesso em: 24 ago. 2013. (Adapt.)

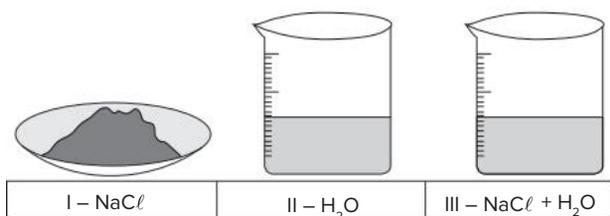


Assinale a(s) proposição(ões) **CORRETA(S)**.

- 01 Em 10 kg de ureia agrícola há 8 g de metanal.
- 02 A solubilidade do metanal em água é maior que a do pentanal.
- 04 Devido à presença do grupo carbonila, as moléculas de metanal interagem entre si por ligações de hidrogênio.
- 08 As moléculas de ureia interagem entre si por ligações de hidrogênio.
- 16 O ponto de fusão da ureia é maior que o do metanal.
- 32 O átomo de oxigênio e o átomo de nitrogênio apresentam o mesmo número de elétrons nas suas camadas de valência.

Soma:

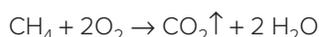
110 UFG 2012 Têm-se dois sistemas homogêneos, cloreto de sódio e água, que, ao serem misturados, formam um terceiro sistema homogêneo, conforme esquema abaixo.



Os tipos de ligação ou interação entre as entidades formadoras dos sistemas I, II e III são, respectivamente,

- A I – ligação iônica; II – ligação covalente e ligação de hidrogênio; III – interação íon-dipolo, ligação covalente e ligação de hidrogênio.
- B I – ligação iônica; II – ligação iônica, ligação covalente e ligação de hidrogênio; III – ligação de hidrogênio, ligação covalente e interação íon-dipolo.
- C I – ligação covalente; II – ligação covalente e ligação de hidrogênio; III – ligação covalente, ligação iônica e ligação de hidrogênio.
- D I – ligação metálica; II – ligação metálica, ligação covalente e ligação de hidrogênio; III – interação íon-dipolo, ligação covalente e ligação de hidrogênio.
- E I – ligação covalente; II – ligação de hidrogênio e ligação covalente; III – ligação covalente, interação íon-dipolo e ligação de hidrogênio.

111 UEPG 2012 O metano, composto majoritário do gás natural, queima com chama clara e pouca emissão de fumaça através da reação abaixo. Sobre esse processo e os compostos nele envolvidos, assinale o que for correto.

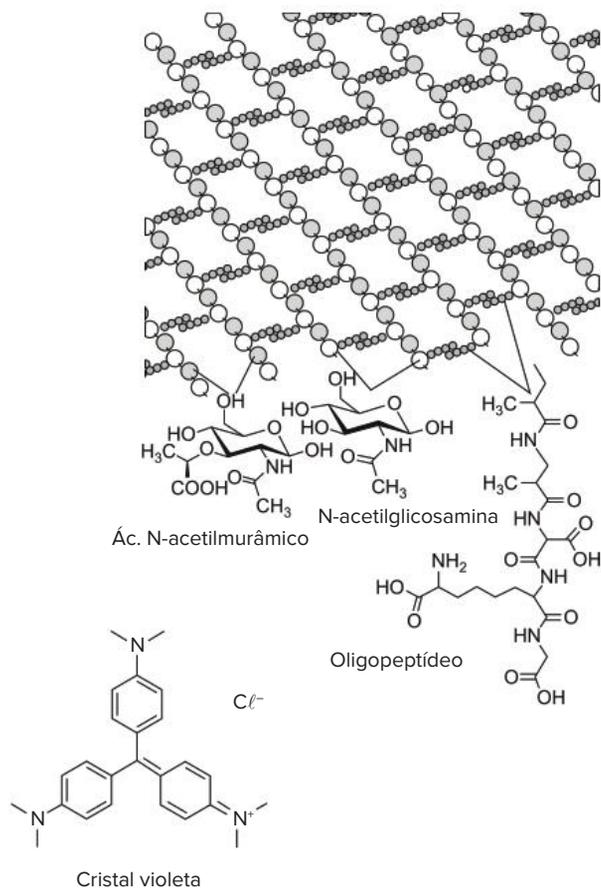


- 01 É uma reação de combustão parcial envolvendo transferência de elétrons.

- 02 O reagente metano é um composto onde as ligações intermoleculares são do tipo ligações (pontes) de hidrogênio.
- 04 Os reagentes e os produtos são compostos covalentes.
- 08 Cada molécula reagente de O_2 apresenta uma ligação sigma e uma ligação pi.
- 16 O gás carbônico formado é um composto molecular resultante do compartilhamento de elétrons.

Soma:

112 UFPR 2014 A coloração de Gram é um importante método empregado na microbiologia, que permite diferenciar bactérias em duas classes – as Gram-positivas e Gram-negativas – em função das propriedades químicas da parede celular. As bactérias Gram-positivas possuem na parede celular uma camada espessa de peptidoglicano, que é uma rede polimérica contendo açúcares (N-acetilglicosamina e ácido N-acetilmurâmico) e oligopeptídeos, enquanto que as bactérias Gram-negativas contêm uma camada fina. Na coloração de Gram utiliza-se o cristal violeta (cloreto de hexametilpararoanilina), que interage com o peptidoglicano. A adição de iodo causa a precipitação do corante e as partículas sólidas ficam aprisionadas na rede polimérica, corando a parede celular. Abaixo estão esquematizadas a rede polimérica do peptidoglicano e as estruturas das espécies envolvidas.



Disponível em: <http://en.wikipedia.org/wiki/Gram_staining>. Acesso em: ago. 2013.

A partir das informações fornecidas, é correto afirmar que a principal interação entre o cristal violeta e a parede celular é:

- A ligação de hidrogênio.
- B interação íon-dipolo.
- C interação íon-dipolo instantâneo.
- D interação dipolo-dipolo.
- E interação dipolo-dipolo instantâneo.

113 Fasm 2016 A água oxigenada é uma solução aquosa de peróxido de hidrogênio (H_2O_2) indicada como agente bactericida nos ferimentos externos. É comercializada em frascos de plásticos opacos, pois a luz é um dos fatores responsáveis pela decomposição do peróxido de hidrogênio em água e gás oxigênio (O_2).

- a) Escreva a fórmula estrutural do peróxido de hidrogênio, sabendo que nessa estrutura os átomos de oxigênio estão ligados entre si e que cada átomo de hidrogênio está ligado a um átomo de oxigênio. Indique o nome da força intramolecular que mantém unidos os átomos presentes em sua estrutura.
- b) Na decomposição de 136 g de peróxido de hidrogênio foram liberados 38 L de gás oxigênio. Considere que a massa molar do peróxido de hidrogênio seja, aproximadamente 34 g/mol e que o volume molar do gás oxigênio, a 0 °C e 1 atm seja 22,4 L/mol. Escreva a equação balanceada que representa a decomposição do peróxido de hidrogênio e calcule o rendimento dessa reação. Apresente os cálculos.

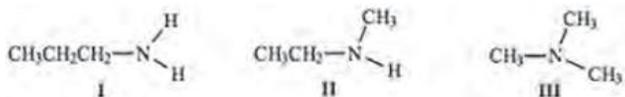
114 EsPCEx 2019 (Adapt.) Quando ocorre a combustão completa de quaisquer hidrocarbonetos, há a produção dos compostos gás carbônico (CO_2) e água (H_2O). Acerca dessas substâncias afirma-se que:

- I. as moléculas CO_2 e H_2O apresentam a mesma geometria molecular.
- II. a temperatura de ebulição da água é maior que a do CO_2 , pois as moléculas de água na fase líquida se unem por ligação de hidrogênio, interação intermolecular extremamente intensa.
- III. a molécula de CO_2 é polar e a de água é apolar.
- IV. a temperatura de fusão do CO_2 é maior que a da água, pois, diferentemente da água, a molécula de CO_2 apresenta fortes interações intermoleculares por apresentar geometria angular.

Estão corretas apenas as afirmativas

- A I, II e IV.
- B II, III e IV.
- C I, III e IV.
- D III e IV.
- E Apenas II.

115 UPF 2019 As aminas I: propilamina, II: etilmetilamina e III: trimetilamina apresentam a mesma massa molar (59 g mol^{-1}). Entretanto, suas temperaturas de ebulição não são iguais, pois a intensidade das interações intermoleculares varia entre elas.



Marque a opção que indica corretamente a correspondência da amina com a sua temperatura de ebulição.

- A I: 48 °C; II: 37 °C; III: 3 °C
- B I: 37 °C; II: 48 °C; III: 3 °C
- C I: 3 °C; II: 37 °C; III: 48 °C
- D I: 3 °C; II: 48 °C; III: 37 °C
- E I: 37 °C; II: 3 °C; III: 48 °C

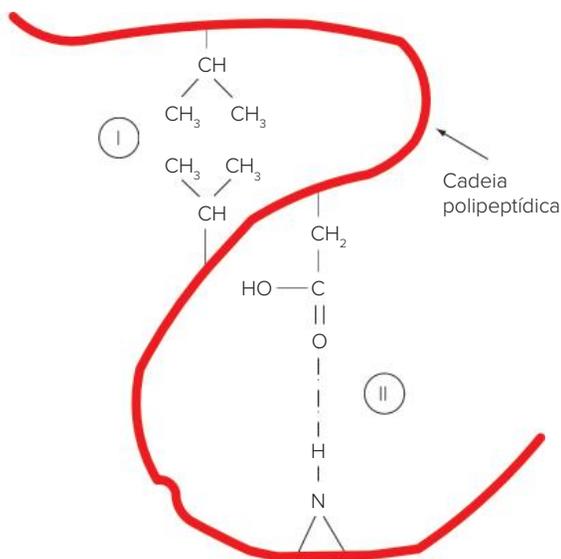
116 ITA 2019 Sejam feitas estas afirmações a respeito do ponto de ebulição de substâncias à pressão atmosférica:

- I. O ponto de ebulição do 2-propanol é maior que o da propanona.
- II. O ponto de ebulição do cis-but-2-eno é maior que o do trans-but-2-eno.
- III. O ponto de ebulição do fluorometano é maior que o da metilamina.
- IV. O ponto de ebulição do 2-metilbutano é maior que o do 2,2-dimetilpropano.

Das afirmações acima está(ão) CORRETA(S)

- A apenas I, II e IV.
- B apenas I e III.
- C apenas II e IV.
- D apenas III.
- E todas.

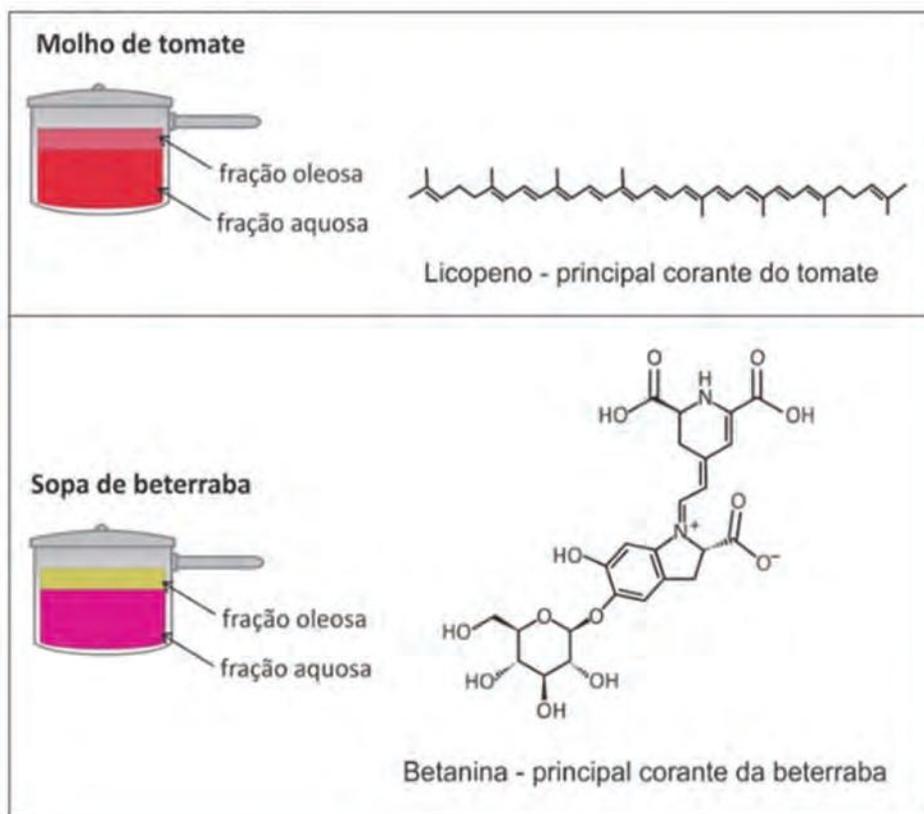
117 PUC-RS Quando uma célula produz uma proteína, a cadeia de polipeptídeo dobra-se espontaneamente para assumir certa forma. Um dos dobramentos dessa cadeia polipeptídica envolve várias forças de interação entre várias cadeias laterais de aminoácidos, conforme exemplificado no esquema a seguir.



Os tipos de forças de interação que ocorrem em (I) e (II) são, respectivamente:

- A dipolo-dipolo e ligação de hidrogênio.
- B ligação de hidrogênio e dipolo-dipolo.
- C dipolo induzido-dipolo induzido e ligação de hidrogênio.
- D dipolo induzido-dipolo induzido e dipolo-dipolo.
- E dipolo induzido-dipolo e dipolo-dipolo.

118 Fuvest 2020 Ao se preparar molho de tomate (considere apenas a fervura de tomate batido com água e azeite), é possível observar que a fração aquosa (fase inferior) fica vermelha logo no início e a fração oleosa (fase superior), inicialmente com a cor característica do azeite, começa a ficar avermelhada conforme o preparo do molho. Por outro lado, ao se preparar uma sopa de beterraba (considere apenas a fervura de beterraba batida com água e azeite), a fração aquosa (fase inferior) fica com a cor rosada e a fração oleosa (fase superior) permanece com sua coloração típica durante todo o processo, não tendo sua cor alterada.



Considerando que as informações apresentadas no texto e no quadro, a principal razão para a diferença de coloração descrita é que a fração oleosa

- A fica mais quente do que a aquosa, degradando a betanina; o mesmo não é observado com o licopeno, devido à sua cadeia carbônica longa.
- B está mais exposta ao ar, que oxida a betanina; o mesmo não é observado com o licopeno, devido à grande quantidade de duplas ligações.
- C é apolar e a betanina, polar, havendo pouca interação; o mesmo não é observado com o licopeno, que é apolar e irá interagir com o azeite.
- D é apolar e a aquosa, polar, mantendo-se separadas; o licopeno age como um surfactante misturando as fases, colorindo a oleosa, enquanto a betanina não.
- E tem alta viscosidade, facilitando a difusão do licopeno, composto de menor massa molar; o mesmo não é observado para a betanina, com a maior massa.

Note a adote:

Massas molares (g/mol)

Licopeno = 537; betanina = 551

119 UFSC 2019

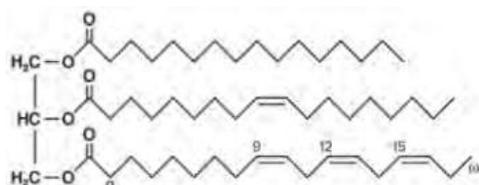
Brasileiros comem quase tanta carne como americanos, mas a desigualdade social e o poder aquisitivo distorcem a “distribuição dos bifes” no Brasil

Em média, cada brasileiro deve consumir em 2018 cerca de 90 kg de carne. A diferença é relativamente pequena para a média americana, que neste ano deve ultrapassar pela primeira vez a marca dos 100 kg por pessoa. As semelhanças, no entanto, param por aí. O professor Paulo Rossi, do Laboratório de Pesquisas em Bovinocultura da Universidade Federal do Paraná, conduziu uma pesquisa com alunos da pós-graduação da UFPR em 2016 que mostrou que o brasileiro decide que carne irá comer conforme o dinheiro que tem no bolso: sabemos que tem gente que passa mais de um mês sem comer

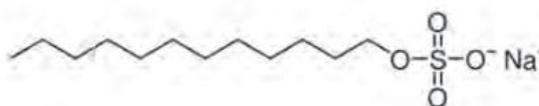
carne vermelha, enquanto outros comem um quilo de picanha a R\$ 50 o quilo apenas no churrasco do fim de semana, pondera Paulo Rossi. Em termos absolutos, é o frango que faz o consumo per capita de carne do brasileiro se aproximar da média americana, justamente por “pesar menos no bolso”.

Disponível em: <www.gazetadopovo.com.br/agronegocio/pecuaria/brasileiros-comem-quase-tanta-carne-como-americanos-mas-so-na-aparencia-4g3fcb1sxnvrfmmit6uao4jhn/>. [Adaptado]. Acesso em: 15 out. 2018.

Sabe-se que a carne possui quantidades significativas de proteínas e gorduras (lipídios), entre outros constituintes. Após contato com a carne, é sabido que os recipientes ficam impregnados da gordura, que se solidifica com o resfriamento do alimento, e frequentemente recorre-se ao uso de detergentes para a completa limpeza. Moléculas representativas da gordura (um triglicerídeo) e de detergente (dodecilsulfato de sódio, um surfactante) são mostradas abaixo:



Triglicerídeo (lipídio)



Dodecilsulfato de sódio (surfactante)

Sobre o assunto e com base nas informações acima, é correto afirmar que:

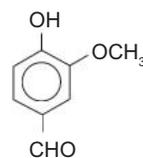
- 01 ao lavar com água quente um prato sujo com gordura, aumenta-se a polaridade das moléculas de triglicerídeos, o que as torna solúveis em água e, portanto, facilmente removíveis do prato.
- 02 as moléculas de dodecilsulfato de sódio presentes no detergente são capazes de interagir com a água (polar) e também com triglicerídeos (apolares)
- 04 detergentes são eficazes em remover gorduras, pois estabelecem ligações iônicas com as moléculas de água e ligações covalentes com as moléculas de gordura, permitindo a interação entre substâncias polares e apolares.
- 08 em sua estrutura, a molécula do triglicerídeo mostrada no enunciado possui insaturações e átomos de carbono com hibridização sp , o que permite sua interação direta e efetiva com as moléculas de água, tornando-as hidrofílicas.
- 16 na molécula de dodecilsulfato de sódio, há ligações covalentes formadas entre átomos de carbono e de hidrogênio, formando uma cadeia alifática e saturada.
- 32 a solidificação da gordura da carne na superfície de um prato após o resfriamento do alimento caracteriza um fenômeno químico, uma vez que a gordura se converte em um sólido hidrofóbico nesse processo.

Soma:

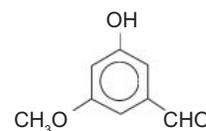
120 UFJF 2019 Em breve, telas de telefones celulares serão produzidas com um material capaz de se autorregenerar quando riscado ou mesmo quebrado. Considere um composto sólido hipotético, constituído por moléculas altamente polares e que contenha apenas átomos de carbono, nitrogênio e oxigênio. Quando telas produzidas com esse material forem quebradas, as forças intermoleculares serão fortes o suficiente para unir as duas partes: as moléculas do material irão se juntar e colar as duas partes, restaurando seu estado original. Agora responda aos itens abaixo:

- a) Classifique o composto sólido hipotético como iônico ou molecular.
- b) Indique qual força intermolecular seria a responsável pela autorregeneração da tela do telefone celular.
- c) Uma opção para se proteger a tela de vidro comum é o uso de películas adesivas. Os adesivos são compostos por substâncias apolares e podem aderir a praticamente qualquer superfície. Qual força intermolecular mantém a película colada ao vidro?

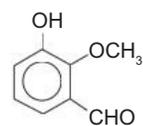
121 UFMG A estrutura I representa a vanilina, molécula responsável pelo aroma da baunilha, e as estruturas II, III e IV representam três de seus isômeros.



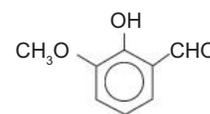
(I)



(II)



(III)



(IV)

Todas essas moléculas podem formar ligações de hidrogênio entre grupos pertencentes à mesma molécula, exceto:

- A I. B II. C III. D IV.



FRENTE 2

CAPÍTULO

1

Estados físicos e suas mudanças

No dia a dia convivemos com uma grande quantidade de substâncias e misturas que podem ser encontradas em diversas formas na natureza. Um exemplo bastante conhecido é o da água, que pode se apresentar no ambiente de várias maneiras, como nos lagos, nos gêiseres e nas geleiras.

Estados físicos

A intuição humana distingue três diferentes formas de agregação de moléculas, segundo percepções de volume e formato.

No estado sólido, o formato e o volume da substância estão bem definidos, pois independem do recipiente que a contém.



Fig. 1 Sólido: forma e volume definidos.

No estado líquido, a substância adquire a forma do recipiente em que se encontra. Portanto, a forma é variável. Mas se despejarmos 1 litro de refrigerante em um jarro, por mais que adquira a forma deste, continuará a ter 1 litro. Esse caso mostra que o volume dos líquidos é definido.

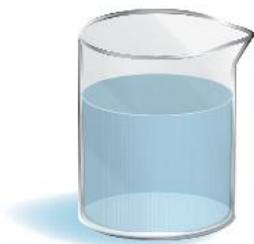


Fig. 2 Líquido: forma variável e volume definido.

No estado de vapor (ou gasoso), além de as substâncias adquirirem o formato do recipiente, ocupam-no por completo, nem que para isso precisem sofrer expansão ou compressão. É o que ocorre quando confinamos uma quantidade de gás no interior de uma seringa: podemos aplicar uma pressão sobre o seu êmbolo e reduzir o volume que ocupa, ou puxar o êmbolo, aumentando o volume.

Logo, no estado de vapor (ou gasoso), tanto a forma como o volume são variáveis.



Fig. 3 Vapor: forma e volume variáveis.

A diferença entre os três estados da matéria deve-se, principalmente, a um compromisso entre as forças de atração e as forças de repulsão entre as moléculas. Inicialmente, podemos representar, de modo simplificado, as moléculas de uma dada substância por esferas, como mostra a figura 4:

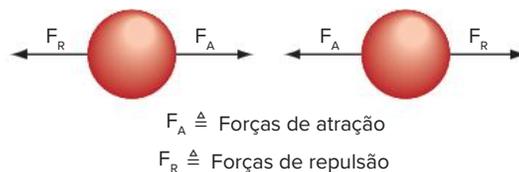


Fig. 4 Forças atrativas e repulsivas em pares de moléculas.

Na pressão e temperatura ambientes, as relações entre essas forças podem ser variadas, e são definidas pela atração e repulsão que confere a maior estabilidade, que é sinônimo de menor energia. Tanto é verdade que os corpos encontram a sua maior estabilidade no chão, que é o ponto de menor energia potencial.

Para as moléculas, isso pode ocorrer de três formas:

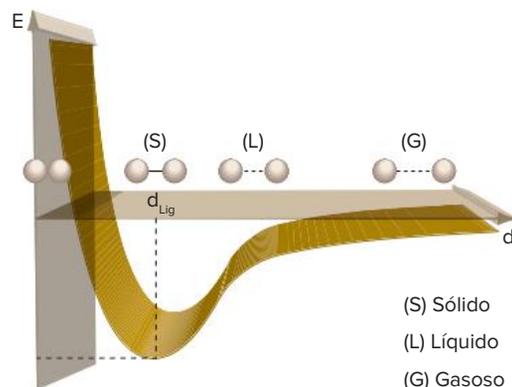


Fig. 5 Poço de energia para os três estados da matéria; energia potencial, em função da distância.

No estado sólido, o ponto de menor energia ocorre quando as moléculas estão bem unidas, formando uma estrutura cristalina definida. Nesse caso, as forças de atração prevalecem em relação às de repulsão. No estado gasoso, as moléculas encontram o seu poço de energia (portanto, máxima estabilidade) quando a distância que as separa é muitas vezes maior que a dimensão das próprias moléculas. Nessa situação, as forças repulsivas são bem maiores do que as atrativas. O estado líquido é um intermediário entre o sólido e o gás, já que a estabilidade ocorre a uma distância média, sem formação de estrutura cristalina. Nessa situação, as forças de atração se equiparam às de repulsão.

Esquemáticamente, temos:

	Forma	Volume	Forças
Sólido	Definida	Definido	$F_A > F_R$
Líquido	Variável	Definido	$F_A \approx F_R$
Gasoso	Variável	Variável	$F_A < F_R$

Tab. 1 Forma e volume dos três estados da matéria.

É importante salientar que uma substância no estado gasoso pode se comportar de maneiras diferentes, dependendo da temperatura em que o gás se encontra.

O gráfico do diagrama de estado da água pode nos ajudar a entender estas diferenças:

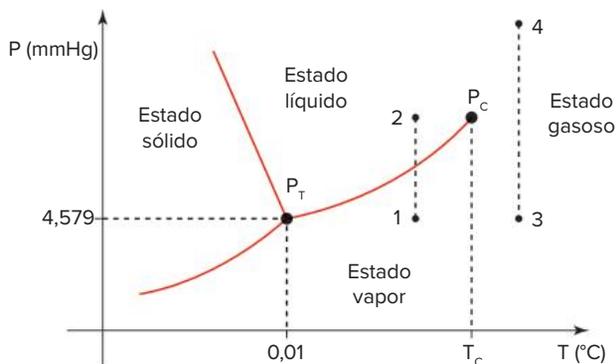


Fig. 6 Diagrama de estados para a água.

No diagrama, definimos os pontos notáveis desse gráfico:

Ponto triplo (P_T): representa as condições de pressão e temperatura (que são únicas para cada substância pura) em que coexistem os três estados físicos em equilíbrio dinâmico.

Temperatura crítica (T_C): representa o valor de temperatura mínima para que um gás não possa ser liquefeito por compressão isotérmica, ou seja, aumentando-se a pressão sem alterar a temperatura.

Ponto crítico (P_C): representa as condições de pressão e temperatura (que são únicas para cada substância) limites para não haver ebulição ou liquefação.

Perceba que, pelo caminho 1 → 2, que representa uma compressão isotérmica, o gás passa do estado gasoso para o estado líquido. Já pelo caminho 3 → 4, também por uma compressão isotérmica, o gás jamais chegará ao estado líquido.

Atenção

Vapor (antes da T_C) $\xrightarrow{\text{compressão isotérmica}}$ líquido

Gás (depois da T_C) $\xrightarrow{\text{compressão isotérmica}}$ gás

É comum chamarmos de vapor o gás antes da T_C .

Em certos casos, a diferença entre líquidos e sólidos torna-se extremamente difícil de ser percebida, principalmente tratando-se de substâncias viscosas. Define-se viscosidade como a medida da dificuldade de um líquido escorrer. Como exemplo, imaginemos uma lata com um furo pequeno no fundo. Se enchermos primeiramente a lata com água e depois com óleo, verificamos que o tempo para o óleo escorrer é bem maior do que para a água. Isso porque o óleo é um líquido mais viscoso. Parafina e vidro são líquidos de viscosidade muito elevada. As características de líquido podem ser observadas pela ação da gravidade e do tempo, fazendo com que vidros escorram lentamente nos vitrais de antigas igrejas e catedrais. A linha tênue que diferencia líquidos viscosos de sólidos é que estes possuem estrutura cristalina regular definida, e que se repete em todas as direções por igual. O vidro não possui estrutura cristalina definida e regular, por isso não pode ser chamado de sólido. Alguns livros classificam o vidro de "sólido amorfo".

Observação: Pressão ambiente: 760 mmHg; Temperatura ambiente: 25 °C ou 298 K.

Mudanças de estado físico

As substâncias podem mudar de estado físico de acordo com as variações de pressão e temperatura. Entretanto, vamos focar as mudanças de estado com base somente na variação de temperatura. São elas, esquematicamente:

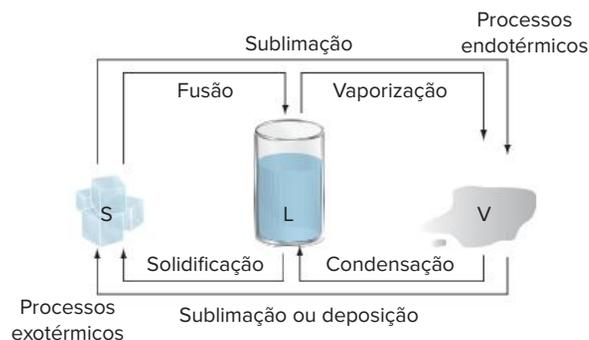


Fig. 7 Mudanças de estado.

Como podemos observar, existe a passagem direta do estado sólido para o estado de vapor sem passar pelo estado líquido, por meio de um processo chamado sublimação. Portanto, nem sempre é adequado mencionar o estado líquido como um intermediário entre o sólido e o vapor. São exemplos de substâncias que sublimam: o gás carbônico, o iodo e a naftalina. No caso da naftalina, podemos comprovar essa mudança de estado com a seguinte experiência:

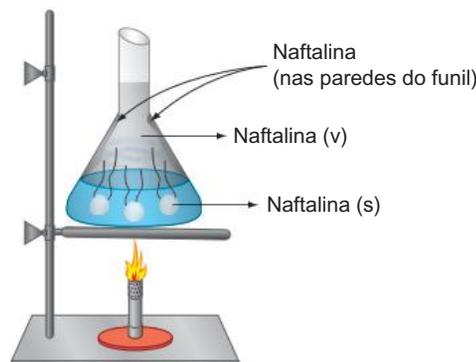


Fig. 8 Sublimação da naftalina.

O que se pode observar é que a naftalina sublimou ao ser aquecida, passando para o estado de vapor. Quando entrou em contato com as paredes frias do funil, sublimou novamente, passando para o estado sólido.

Já no caso do gás carbônico, a sublimação se dá com o gelo-seco (que é gás carbônico no estado sólido). Quando este é submetido a um abaixamento de pressão, passa diretamente para o estado gasoso, produzindo o efeito de fumaça, que comumente vemos em shows e espetáculos. À pressão de 1 atm, o gelo seco sublima a -78 °C e, por isso, em contato com a pele, queima.

A vaporização, no entanto, pode ocorrer de três maneiras diferentes:

- por **evaporação**, que seria a passagem lenta, gradual e espontânea para o estado gasoso. Ocorre sempre a uma temperatura abaixo do ponto de ebulição do líquido. Para a água, por exemplo, ocorre abaixo de 100 °C.

- por **ebulição**, que é a passagem forçada, gradual e com formação de bolhas para o estado gasoso. Ocorre exatamente na temperatura de ebulição do líquido. No caso da água ocorre a 100 °C, à pressão de 1 atm.
- por **calefação**, que é a passagem forçada e brusca para o estado gasoso. Quando aquecemos uma chapa e pingamos uma gota-d'água, ela some em poucos segundos por causa da calefação. Ocorre sempre em uma temperatura maior que a temperatura de ebulição do líquido. Para a água, ocorre acima de 100 °C.

Resumidamente:

Vaporização	{	Evaporação	$T < T_e$
		Ebulição	$T = T_e$
		Calefação	$T > T_e$

Vale ressaltar que isso é válido para a pressão de 1 atm, já que a água pode ebulir na temperatura ambiente a baixas pressões.

A condensação pode se dar de duas maneiras diferentes:

- por **condensação** (propriamente dita), que seria o termo mais empregado para a passagem do estado de vapor para o líquido pelo abaixamento de temperatura. É o que ocorre quando observamos gotículas de água na parte externa de uma lata de refrigerante após certo tempo que ela está fora da geladeira. É comum observar no cotidiano pessoas dizendo que a lata está "suando". Na verdade, este é um termo pouco adequado, já que suar pressupõe que o líquido vem de dentro para fora. O líquido vem do vapor d'água no ar atmosférico que, ao entrar em contato com as paredes frias da lata, passa para o estado líquido, formando as gotículas.



Fig. 9 Água em ebulição à temperatura ambiente e no espaço sideral, onde a pressão é nula.

- por **liquefação**, termo mais empregado para a passagem de vapor para o líquido por aumento de pressão. É o que ocorre com o butano e o propano em botijões para cozinha (GLP).

Substância pura versus mistura

É possível distinguir uma substância pura de uma mistura, mesmo que isso não seja perceptível a olho nu. Para explicarmos melhor o problema, vamos analisar a seguinte montagem experimental:

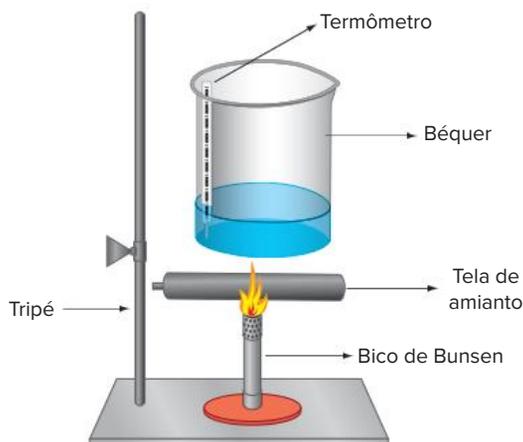


Fig. 10 Montagem experimental para o aquecimento de substâncias.

Experimento 1: Aquecimento de água do estado sólido até o estado de vapor.

Experimento 2: Aquecimento de uma solução de água e sal do estado sólido até o estado de vapor.

Ambos os experimentos serão realizados na aparelhagem esquematizada na figura 10. Para cada um, faremos a respectiva curva de aquecimento. As curvas de aquecimento são gráficos de temperatura *versus* tempo de exposição ao calor.

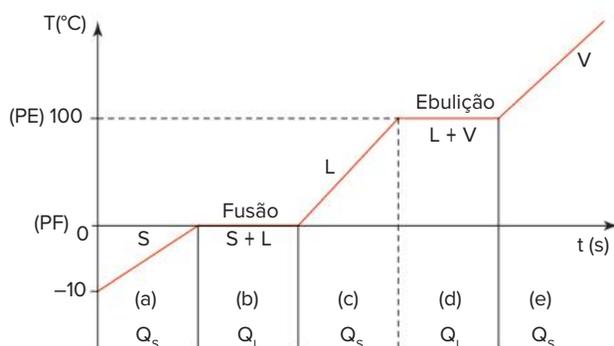


Fig. 11 Curva de aquecimento para o experimento 1.

No gráfico da figura 11, quando a curva se desloca para cima, estamos indicando um aumento de temperatura. Quando se desloca para a direita, o tempo de exposição do sistema ao calor está aumentando. Cada trecho do gráfico (representado pelas letras a, b, c, d, e) possui um significado diferente, analisado a seguir:

Trecho (a): o sistema está no estado sólido, a -10 °C , de acordo com as condições iniciais do problema. A curva crescente indica que, à medida que o tempo de exposição ao calor aumenta, a temperatura também aumentará.

Nesse trecho, o calor absorvido pelas moléculas serve para aumentar a energia cinética de vibração das mesmas, sem alterar o seu estado de agregação. As mudanças de estado de agregação só ocorrem para substâncias puras com determinados valores de energia para o sistema. Quando

esses valores são atingidos, para substâncias puras, toda a energia absorvida pelo sistema será utilizada exclusivamente para mudanças de estado de agregação e não aumentará a energia cinética de vibração das moléculas (temperatura).

Trecho (b): no início desse trecho, a primeira parte, que estava no estado sólido, passa para o estado líquido. Apesar de a exposição ao calor ser contínua, a temperatura permanece constante até que, partícula após partícula, o sistema passe totalmente para o estado líquido. Esse trecho horizontal do gráfico será chamado de patamar. Se prolongarmos esse patamar até o eixo das temperaturas, encontramos um ponto importante, que será chamado de ponto de fusão ou temperatura de fusão, como indicado.

Trecho (c): agora o sistema já se encontra totalmente no estado líquido, a temperatura volta a subir à medida que o tempo de exposição ao calor aumenta.

O aumento de temperatura ocorre pelo fato de que depois de estabelecido um novo estado de agregação, é preciso um novo aumento de temperatura para que se estabeleça outra mudança. Nesse trecho, toda a energia absorvida será utilizada para aumentar a energia cinética de vibração das moléculas.

Trecho (d): no início desse trecho, quando a primeira partícula passa do estado líquido para o estado de vapor, a temperatura volta a ficar constante, apesar da contínua exposição ao calor. Com isso, estabelece-se um segundo patamar, que termina quando a última partícula líquida muda de estado. Se prolongarmos este patamar até o eixo das temperaturas, encontramos o ponto de ebulição ou temperatura de ebulição, como indicado.

Trecho (e): nesse trecho, o sistema já se encontra totalmente no estado de vapor e sua temperatura volta a subir, até que atinja o equilíbrio térmico com a fonte de calor.

Com isso, notamos que, no aquecimento de uma substância pura, o gráfico apresenta dois patamares, onde cada patamar indica uma mudança de estado físico. No primeiro patamar, durante a fusão, temos uma mistura de líquido e sólido e, durante a ebulição, temos uma mistura de vapor e líquido.

É importante salientar que também podem ser construídas curvas de resfriamento.

Confrontando ambas, teríamos:

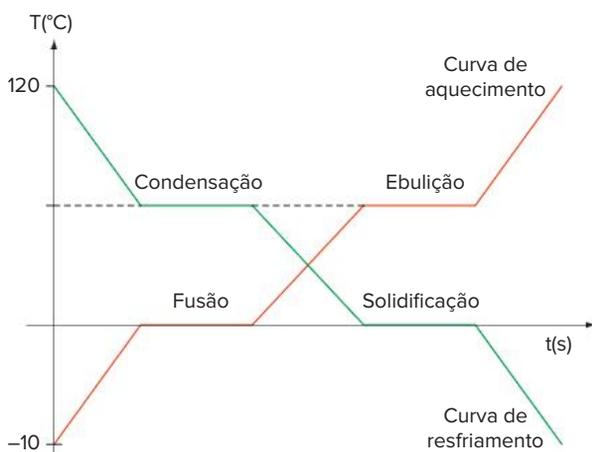


Fig. 12 Comparação entre uma curva de aquecimento com sua respectiva curva de resfriamento.

Note que a temperatura de condensação é a mesma temperatura de ebulição, o mesmo ocorrendo com a fusão e solidificação.

! Atenção

Q_s : calor sensível, responsável pelo aumento de temperatura.

Q_L : calor latente, responsável pela mudança de estado do sistema.

Para o experimento 2, temos o seguinte gráfico de aquecimento:

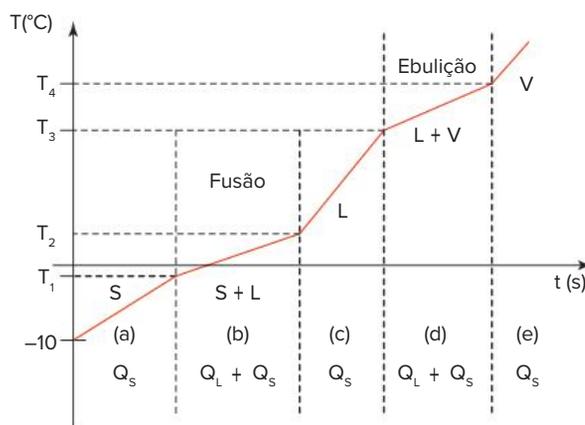


Fig. 13 Curva de aquecimento para o experimento 2.

Analisando os trechos (a, b, c, d, e) do gráfico da figura 13, temos:

Trecho (a): aquecimento do sistema exclusivamente no estado sólido.

Trecho (b): quando a primeira partícula passa do estado sólido para o líquido, a temperatura continua a subir, mas com menos intensidade que no trecho (a). Nesse trecho, coexistem os estados sólido e líquido, até que todo o sistema fique líquido.

Trecho (c): aquecimento do sistema exclusivamente no estado líquido.

Trecho (d): quando a primeira partícula passa do estado líquido para o estado de vapor, a temperatura continua a subir, mas com menos intensidade que o trecho (c). Nesse trecho, coexistem os estados de vapor e líquido.

Trecho (e): aquecimento do sistema exclusivamente no estado de vapor, e a temperatura sobe até que o sistema atinja o equilíbrio térmico com a fonte de calor.

Você deve observar algumas diferenças importantes entre os dois experimentos. A principal é que no experimento 1, quando aquecemos uma substância pura, o gráfico possui dois patamares, enquanto no experimento 2, em que utilizamos uma mistura, o gráfico não possui patamar. No caso 2, não existe uma temperatura ou ponto de fusão, mas sim, uma faixa de fusão, que começa na temperatura T_1 e termina na T_2 . O mesmo ocorre com a ebulição. Na mistura não existe uma temperatura ou ponto de ebulição, mas sim uma faixa de ebulição, que começa na temperatura T_3 e termina na temperatura T_4 .

Atenção

Substância pura:

2 patamares {
Temperatura de fusão (PF)
Temperatura de ebulição (PE)

Mistura:

Não tem patamares {
Faixa de fusão
Faixa de ebulição

Outra diferença importante é observada também nos trechos (b) e (d). No primeiro experimento, a mudança de estado físico ocorre sem variação de temperatura, por isso o calor é exclusivamente latente. No segundo experimento, a mudança de estado físico ocorre com variação de temperatura, e por isso o calor é sensível e latente.

Logo, na prática, é possível diferenciar substância pura de mistura. Se a temperatura, durante o aquecimento, parar duas vezes, temos uma substância pura. Se a temperatura continuar subindo ininterruptamente, temos uma mistura.

Entretanto, existem certos tipos de misturas especiais, como a solda e o álcool de supermercado. Os gráficos de aquecimento de ambos são mostrados a seguir.

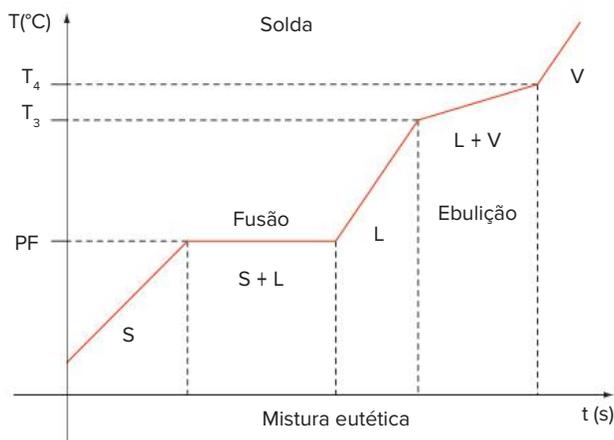


Fig. 14 Curva de aquecimento de mistura eutética.

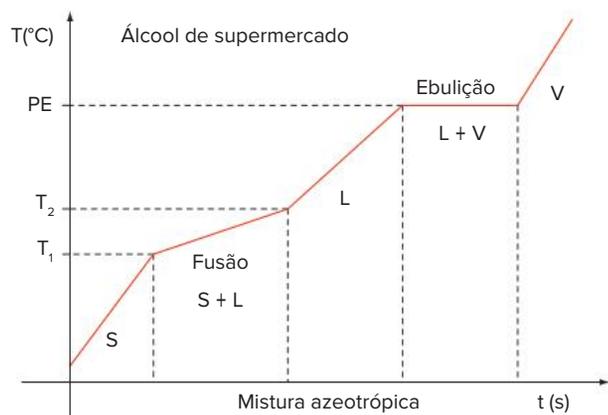


Fig. 15 Curva de aquecimento de mistura azeotrópica.

Em ambos os gráficos, temos apenas 1 patamar. No primeiro, ele aparece na fusão; e, no segundo, durante a ebulição.

Atenção

Quando uma mistura se comporta como substância pura durante a fusão, ela é chamada de mistura eutética.

Quando uma mistura se comporta como substância pura durante a ebulição, ela é chamada de mistura azeotrópica.

Densidade

Densidade é definida como sendo a relação entre a massa e o volume do sistema.

Equacionando: $d = \frac{m}{V}$, em que a massa é normalmente dada em gramas e o volume em cm^3 ou mL.

O aspecto qualitativo desta grandeza supera o quantitativo em importância, principalmente em virtude das aplicações cotidianas envolvidas. Por exemplo:

- Uma adulteração comum do etanol combustível é a adição de água além do valor permitido pela legislação, já que as duas substâncias são miscíveis entre si. Para controlar a fraude dos postos, é possível analisar a densidade do álcool, como esquematizado na figura 16:



Fig. 16 Densímetro projetado para testes em amostras de álcool combustível.

Quando uma bola estava acima e a outra abaixo do combustível, o produto não havia sido adulterado, pois conservava a sua densidade original. Se a água fosse adicionada ao sistema, a densidade da mistura álcool-água estaria acima de $0,80 \text{ g/cm}^3$. Logo, em combustíveis adulterados, as duas esferas estariam na parte de cima, flutuando sobre o líquido. Esse método se baseia no princípio do líquido de densidade intermediária.

- O “ouro de tolo”, quimicamente chamado de piritá, pode ser facilmente diferenciado do ouro verdadeiro porque suas densidades diferem aproximadamente em 300%.
- A análise da densidade da urina humana é um importante parâmetro usado em exames laboratoriais. A alteração na densidade urinária pode ser um alerta indicativo da presença de algumas doenças, como a diabetes. A densidade considerada normal para a urina de um adulto varia entre $1,015$ e $1,025 \text{ g/cm}^3$. Um paciente diabético pode ter alterações nesses parâmetros, apresentando valores maiores de densidade.

Observação: Substâncias miscíveis entre si são aquelas que se misturam por dissolução total.

- Muitas mercearias e lojas de comércio de pequeno porte que vendem a granel costumam vender produtos de densidade maior do que 1 g/cm^3 por quilograma; se a densidade for menor do que 1 g/cm^3 , o produto é vendido por litro. Isso maximiza o lucro, já que quando a massa é maior vende-se por ela, e o mesmo ocorre com o volume. Essa prática é proibida em muitos países.

É importante salientar, depois de todo o estudo já concluído, que existem características muito particulares relativas a cada substância. Assim, como cada ser humano possui a sua impressão digital única, as substâncias químicas possuem propriedades que as distinguem, como o ponto de fusão (PF), o ponto de ebulição (PE) e a densidade, que são conjuntos específicos de valores para cada composto. Essas propriedades são chamadas de propriedades específicas da matéria.

Sistemas homogêneos versus heterogêneos

Para que se entenda melhor este assunto, é preciso compreender o conceito de fase. Analisemos, portanto, os dois exemplos a seguir.



Fig. 17 Sistema 1: água e areia.

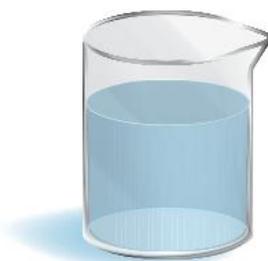


Fig. 18 Sistema 2: água e álcool.

Perceba que no sistema 1 existem duas porções visualmente diferentes, enquanto no sistema 2 é impossível distinguir os dois componentes. Porém, não é somente no aspecto visual que existe a distinção. No sistema 1, existem porções com densidade, índice de refração, PF, PE, calor específico e outras propriedades distintas entre os dois componentes. Já no sistema 2, ao longo de toda extensão, as propriedades físicas e químicas são as mesmas.

A toda porção uniforme (visual, química e fisicamente) de um sistema chamamos de **fase**.

Água e areia é um sistema de duas fases, enquanto água e álcool possui uma só. Quando um sistema possui **duas ou mais fases** é chamado **heterogêneo** e quando possui apenas **uma fase** é chamado **homogêneo**.

! Atenção

Sistema {
 1 fase → homogêneo ou monofásico.
 2 ou mais fases → heterogêneo ou
 bifásico, trifásico ou polifásico,
 conforme o número de fases.

Um problema muito comum está em contar uma mesma fase várias vezes, já que esta pode estar fragmentada. Este é um erro cometido frequentemente e um exemplo é o caso da água e do gelo. Veja no esquema da figura 19:

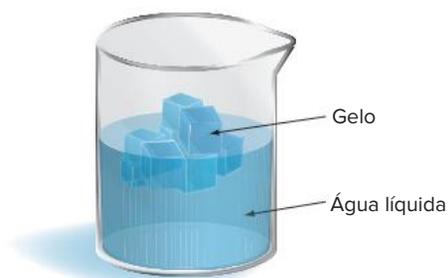


Fig. 19 Sistema bifásico.

Este é um sistema bifásico, em que água líquida é a primeira fase e água sólida, a segunda. Contar os cubos de gelo é incorreto, assim como é impropriedade contar os grãos de areia mostrados anteriormente no sistema 1.

Algumas regras práticas ajudam a determinar se o sistema é homogêneo ou heterogêneo. Veja:

- 1ª Toda mistura de gases é homogênea, mesmo que sejam de cores ou aspectos diferentes entre si, já que todo componente gasoso se espalha uniformemente pelo recipiente que o contém.
- 2ª Toda mistura entre sólidos é heterogênea, exceto as ligas metálicas. Por exemplo, açúcar e sal, apesar de apresentarem aspecto visualmente semelhante, constitui um sistema heterogêneo. Mas, no caso das ligas, é diferente. Veja alguma das principais ligas metálicas a seguir.

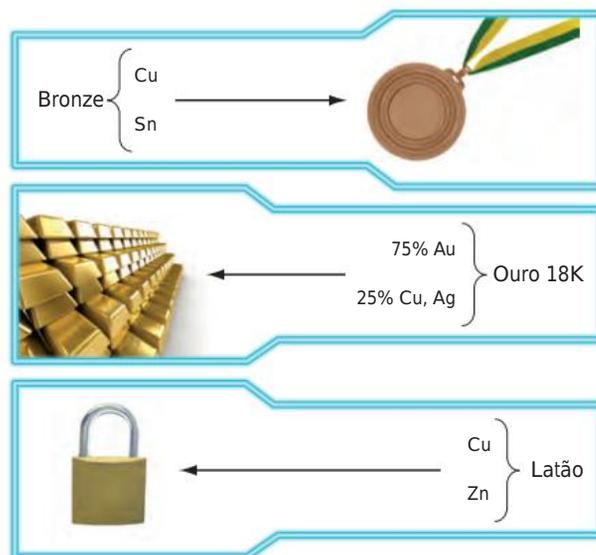


Fig. 20 Bronze, ouro e latão.

- 3ª Misturas entre líquidos podem ser homogêneas ou heterogêneas. Essa análise só poderá ser feita por meio da polaridade das substâncias.

É importante lembrar o caso do granito, um material amplamente utilizado e que possui três fases: quartzo, feldspato e mica.

Teoria atômica de Dalton

O inglês John Dalton, em 1808, formulou a primeira teoria atômica que se conhece, baseando-se nos experimentos de Lavoisier e de Proust. Atualmente sabemos que a teoria atômica de Dalton continha várias imprecisões, que foram conhecidas ao longo dos anos. Porém, suas contribuições foram essenciais para alavancar o estudo da Química e, principalmente, da atomística, como será detalhadamente estudado no capítulo de estrutura atômica.

Sua teoria baseava-se em pontos simples, que podem ser resumidos da seguinte forma:

- I. Tudo é formado por átomos.
- II. Átomos iguais possuem propriedades iguais, inclusive massa.
- III. Átomos diferentes possuem propriedades diferentes, inclusive massa.
- IV. Átomos podem se combinar entre si formando estruturas quimicamente estáveis.

É importante salientar que átomos são divisíveis. Além disso, átomos iguais podem possuir massas diferentes (isótopos) e vice-versa (isóbaros). Esses conceitos serão explicados posteriormente.

Já que, segundo Dalton, os átomos poderiam ser pequenas esferas, podemos estudá-los, inicialmente, desta maneira. Veja o esquema da figura 21.

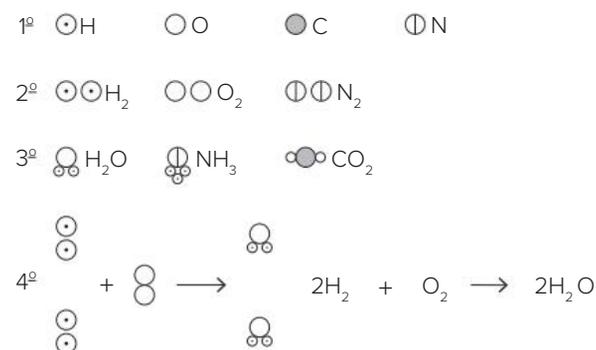
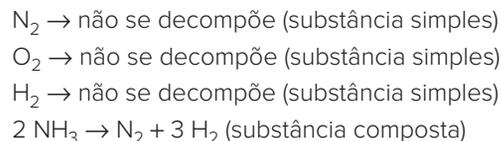


Fig. 21 Representações de Dalton para átomos, moléculas e reações.

Vamos analisar cada uma das representações:

- 1ª Cada bola isolada representa um átomo de um elemento químico. Elementos químicos são conjuntos de átomos que possuem o mesmo número de prótons. Note que, para cada átomo diferente, a bola também é diferente. Os átomos e elementos químicos são representados por símbolos.
- 2ª Perceba que, neste caso, já existe a combinação entre átomos. Já estamos lidando com substâncias químicas. Nesse caso, note que as substâncias são combinações de átomos de um mesmo elemento químico, e por isso, são chamadas de substâncias simples. Você pode visualizar, na 2ª linha, as substâncias N₂, H₂, O₂, mas existem outras como S₈, P₄ etc. Alguns autores ainda definem substâncias simples como aquelas que não podem ser decompostas em outras duas ou mais substâncias. Veja:



- 3ª Aqui, também temos combinações de átomos formando substâncias. Porém, são combinações entre átomos de diferentes elementos químicos. Nesse caso, são chamadas de substâncias compostas, que podem ser entendidas como aquelas que se decompõem em duas ou mais substâncias. É importante salientar que as substâncias são representadas por fórmulas. Por exemplo:

- Representação de 2H



(2 estruturas)

- Representação de H₂



(1 estrutura)

Fig. 22 Representações de Dalton para elemento e molécula.

- 4ª Na 4ª linha, está ocorrendo uma transformação química que muda a estrutura íntima da matéria. Note que as estruturas (substâncias) modificam-se. O que está representado antes das flechas são reagentes e, depois das flechas, produtos. As reações químicas são representadas por equações químicas.

Resumindo, temos:

- Substâncias puras – 1 só tipo de substância
- Misturas – 2 ou mais tipos de substâncias

- Simplex – 1 só tipo de átomo
- Composta – 2 ou mais tipos de átomos

- Sistemas { Homogêneos – 1 só fase
- Heterogêneos – 2 ou mais fases

Atenção

Será que é possível que uma substância pura constitua um sistema heterogêneo?

Sim. É o caso de substâncias puras em mudança de estado físico.

Veja o caso da água e gelo.



Fig. 23 Água e gelo.

Alotropia

Alotropia é a propriedade que certos elementos têm de formar substâncias simples diferentes entre si.

Os elementos que apresentam formas alotrópicas são mostrados a seguir:

Carbono

O carbono pode apresentar quatro formas alotrópicas distintas:

- Grafite: que apresenta uma geometria de hexágonos consecutivos, laminares. Veja nas representações a seguir.

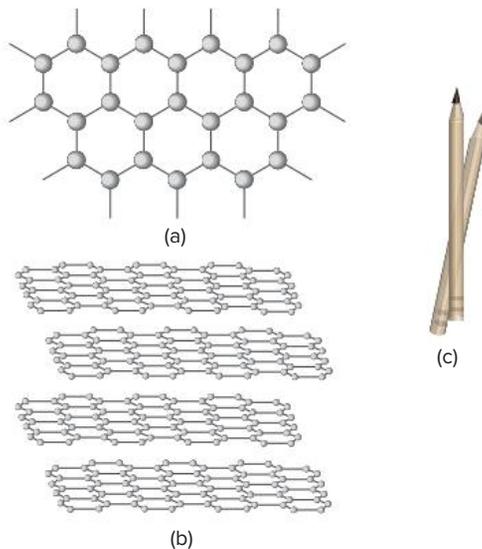


Fig. 24 Grafite: (a) estrutura monolaminar da grafite; (b) estrutura polilaminar da grafite; (c) lápis escolar com tubo de grafite em seu interior.

Cada vértice dos hexágonos é um átomo de carbono. Na representação da estrutura polilaminar da grafite são observadas quatro lâminas. As forças que unem essas lâminas são extremamente fracas e é por isso que uma lâmina tem enorme capacidade de deslizar sobre a outra. É por esse motivo que a grafite é untuosa, escorregadia. Quando esfregamos grafite sobre os dedos, por exemplo, as lâminas se desprendem umas das outras, fazendo os dedos ficarem escorregadios. É assim também que se escreve com lápis em papel. O lápis deixa as camadas de grafite no papel. Quanto melhor a grafite, mais as camadas de carbono escorregam.

- Diamante: estrutura tetraédrica, como mostrado na figura 25.

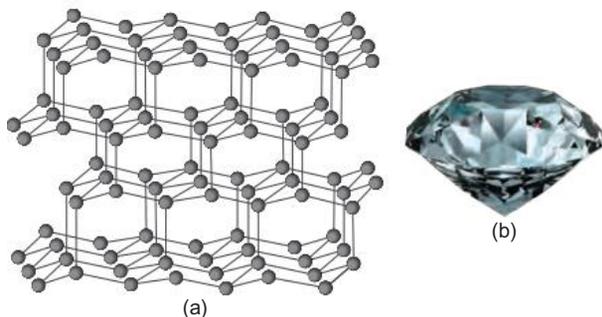


Fig. 25 Diamante: (a) estrutura cristalina do diamante; (b) imagem de um diamante lapidado.

Este arranjo estrutural confere ao diamante propriedades como dureza extrema, ângulo de lapidação (ou ângulo de clivagem) bem definido e brilho característico. A dureza desse material é tão alta, que um diamante só pode ser lapidado por outro diamante.

É importante salientar que a natureza transforma carbono grafite em carbono diamante em ambientes de altas temperaturas e pressão. Cientistas são capazes de fazer artificialmente diamante a partir de grafite, em aparelhos que simulam as condições da natureza, chamados de autoclaves.

- Fulereo (C_{60}): uma estrutura que se assemelha a uma bola de futebol, como mostrado a seguir.

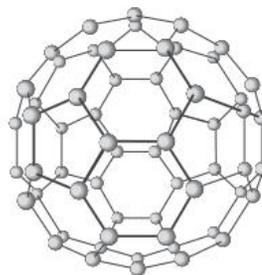


Fig. 26 Molécula de C_{60} .

É por essa razão que pode ser chamado de futeboleno. Foi uma substância produzida artificialmente, o que rendeu ao seu criador o Prêmio Nobel. É um lubrificante de alto desempenho, já que escorrega com uma única camada em virtude do seu formato esférico. Todavia, é pouco utilizado na prática, já que o seu preço é elevado.

- Fulereo (C_{70}): é uma variante da forma alotrópica anterior.

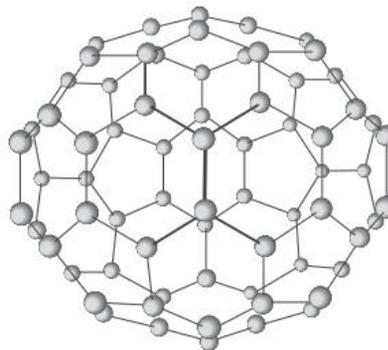


Fig. 27 Molécula de C_{70} .

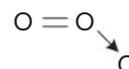
Oxigênio

As formas alotrópicas do oxigênio são:

- Gás oxigênio (O_2), que é incolor, inodoro, vital para os seres vivos. Sua estrutura é mostrada a seguir:



- Gás ozônio (O_3), que é azul, de cheiro característico, venenoso. Sua estrutura pode ser representada por:



Alguns filtros caseiros têm a capacidade de produzir ozônio e dissolvê-lo na água. Nos filtros comuns, existe a limpeza mecânica e química, mas não a biológica. O ozônio, por ser venenoso, é colocado em baixas quantidades na água, de tal forma que se nos apresenta inofensivo, mas é letal para bactérias e outros microrganismos.

Fósforo

- Fósforo branco (P_4), composto extremamente instável e, portanto, difícil de se encontrar na natureza, pois queima espontaneamente quando em contato com o ar atmosférico. Deve ser guardado em água e, se retirado dela, basta apenas secar para queimar. Sua estrutura é mostrada a seguir.

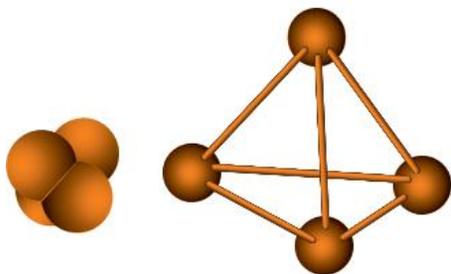


Fig. 28 Estrutura P_4 .

- Fósforo vermelho (P_n), que é um composto mais estável que o fósforo branco, mas queima se riscado em superfícies ásperas. É esse o fósforo utilizado em palitos caseiros, pois é bem mais seguro que o anterior. Sua estrutura é a do fósforo branco polimerizada, já que se unem diversos P_4 .



Fig. 29 O fósforo vermelho é utilizado nos palitos de fósforo.

É importante salientar que existe ainda o fósforo preto, mas de menor importância em nosso estudo.

Em alguns países, os palitos de fósforo contêm uma mistura de fósforo branco e vermelho, que podem ser riscados em superfícies bem menos ásperas que as lixas comuns para queimarem.

Enxofre

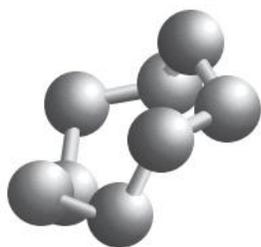


Fig. 30 Estrutura do enxofre.

- Rômbico



Reprodução

Fig. 31 Rômbico.

- Monoclínico



Reprodução

Fig. 32 Monoclínico.

Essas duas formas alotrópicas do enxofre, rômbico e monoclínico são constituídas por moléculas de S_8 , e são bastante semelhantes macroscopicamente, já que ambas são amarelas. Diferem entre si apenas pela estrutura cristalina.

Para encerrar este tópico, é importante lembrar que existem formas alotrópicas que diferem pela atomicidade (número de átomos na molécula) e outras que diferem pelos diferentes arranjos cristalinos, como é o caso do enxofre, por exemplo.

Análise imediata

A análise imediata ou métodos de separação de misturas são processos mecânicos ou químicos que isolam componentes de uma mistura. Na natureza, a maioria das substâncias vêm misturadas a outras e assim nasce a necessidade de separá-las. Para cada tipo de mistura, existe um método mais adequado para se executar a análise imediata. Os métodos mais rústicos são a catação e a ventilação. O primeiro baseia-se simplesmente em uma apreciação visual seguida de uma separação feita com as mãos. A ventilação baseia-se em um fluxo de ar que separa o menos denso do mais denso, utilizado, por exemplo, para separar arroz de suas cascas. Mas existem outros métodos mais utilizados e importantes, que serão analisados com mais detalhes. Veja a seguir.

Decantação e sifonação

Separa misturas heterogêneas sólido-líquido, como areia e água, por exemplo. Inicialmente, espera-se a sedimentação do componente mais denso. Se vertermos o copo cuidadosamente para que o fluido escorra, chamamos o método de decantação. Se utilizarmos uma mangueira, chamamos de sifonação. Veja nos esquemas a seguir.

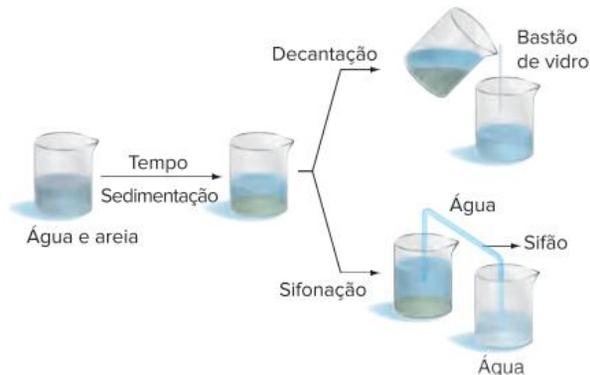


Fig. 33 Decantação e sifonação.

No método da decantação, o bastão de vidro tem duas funções:

- 1ª Direcionar o fluxo do líquido, para que não escorra pelo lado de fora do copo.
- 2ª Evitar que, no final da decantação, parte do sólido escorra juntamente com o líquido.

No caso da sifonação, a mangueira utilizada, chamada de sifão, funciona pela diferença de pressão entre as duas extremidades, por causa das diferenças de altura. O copo de onde sai o líquido deve conter a extremidade mais alta do sifão e o fluxo de líquido baseia-se no princípio dos vasos comunicantes. Isso só é possível se o sifão estiver totalmente preenchido pelo líquido. Esse método é utilizado para esvaziar piscinas plásticas e retirar ou colocar combustível em tanques de automóveis.

Filtração e filtração a vácuo

Separam os mesmos tipos de misturas dos métodos citados anteriormente, porém, com uma melhor eficiência. Os papéis-filtro contêm pequenos furos, de tamanho suficientemente grande para deixar passar o líquido, mas pequeno suficiente para reter o sólido. É utilizado caseiramente para coar café. Veja esquematicamente como se procede em uma filtração comum.



Fig. 34 Funil com papel-filtro.

Muitas vezes, o processo de filtração comum é extremamente lento. Para acelerar o processo, utiliza-se a filtração a vácuo. Veja a aparelhagem:

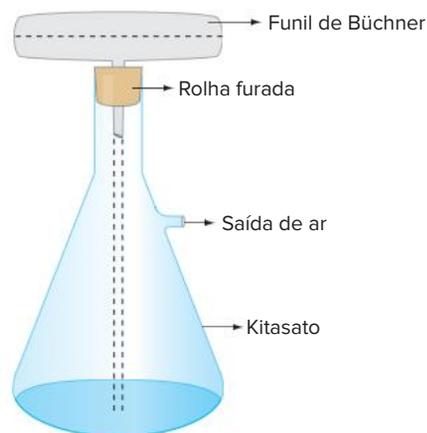


Fig. 35 Aparelhagem para filtração a vácuo.

O funil de Büchner é uma peça de porcelana com furos, onde se coloca o papel-filtro. O kitasato é um instrumento de vidro com saída lateral, onde se acopla um sugador de ar, que pode ser uma bomba de vácuo ou uma trompa-d'água.

A pressão exercida pelo ar atmosférico acelera o fluxo de líquido pelo papel-filtro. É importante salientar que a filtração comum tem a mesma qualidade do processo de filtração a vácuo.

Funil de bromo ou funil de decantação

É o método utilizado para separar misturas heterogêneas líquido-líquido (líquidos imiscíveis entre si), como água e óleo, por exemplo. Veja a aparelhagem a seguir.

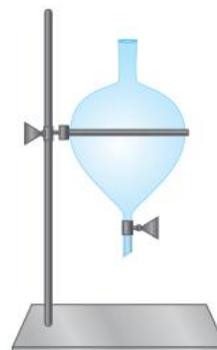


Fig. 36 Funil de bromo.

Centrifugação

O processo de centrifugação apenas acelera o processo de sedimentação. Funciona como uma máquina de lavar roupa. Quando se gira um sistema com matéria dentro, a matéria é jogada para fora. No caso das roupas, a cavidade da máquina possui furos que retêm a roupa, mas deixam a água passar. Esse processo é chamado de centrifugação.

A centrifugação é usada em alguns procedimentos apresentados a seguir:

- 1º Quer-se separar as partículas sólidas das partículas líquidas do sangue. Sem o auxílio de uma centrífuga, esse processo seria extremamente lento e até mesmo inviável.

Veja como a centrifugação trabalha:

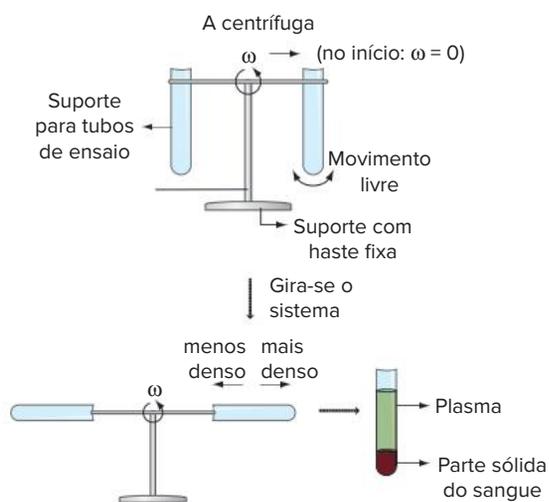


Fig. 37 Aparelhagem e funcionamento da centrifugação.

2º Para extrair a manteiga do leite, também se utiliza o processo de centrifugação. A gordura do leite, que compõe a manteiga, é a parte menos densa da mistura. Ao final do processo, o sistema pode ser esquematizado da seguinte forma.

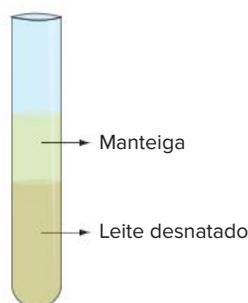


Fig. 38 Separação do leite após centrifugação.

Dissolução e cristalização fracionadas

Suponha que por um descuido você derrube sal de cozinha na areia. Será que é possível recuperar o sal? Para que o mantimento não seja perdido, é possível utilizar o método da dissolução fracionada, que consiste na dissolução de apenas um dos componentes da mistura.

- 1º Acrescenta-se água na mistura de sal e areia. A água dissolve o sal, mas não a areia.
- 2º Filtra-se o sistema, separando-se a mistura areia e água + sal.
- 3º Evapora-se a água e obtém-se novamente o sal.

Esquematizando, teríamos:

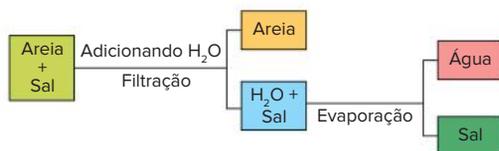


Fig. 39 Aplicação da dissolução fracionada em uma mistura de areia e sal.

No processo inverso, chamado de cristalização fracionada, o componente menos solúvel precipita primeiro. Essa técnica pode ser usada para separar sal e açúcar.

Destilação simples e fracionada

A aparelhagem utilizada é basicamente a mesma:

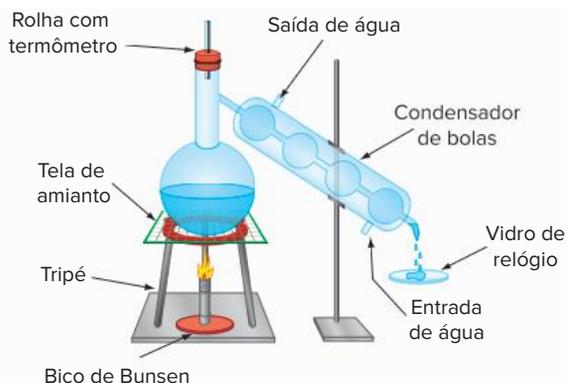


Fig. 40 Aparelhagem utilizada em uma destilação simples.

Antes de descrever o método, vejamos a função de cada instrumento:

- **Bico de Bunsen:** espécie de fogareiro, com regulação de entrada de gás e de oxigênio, em que se pode ajustar a coloração e a temperatura da chama. A preferência é pela chama azul, que é mais quente e desprovida de fuligem. Já a chama amarela apresenta uma temperatura menor, com o inconveniente de ser uma chama que traz fuligem.
- **Tripé:** funciona apenas como suporte.
- **Tela de amianto:** a tela existe para sustentar o amianto, substância que distribuirá o calor vindo do Bico de Bunsen uniformemente para o balão.
- **Balão com saída lateral:** é o recipiente que irá conter a mistura a ser separada. A saída lateral direcionará um dos compostos em fase gasosa para o condensador.
- **Rolha com termômetro:** a rolha impedirá que os vapores de um dos componentes saia do balão sem passar pelo condensador. O termômetro, mais utilizado em destilações fracionadas, serve para verificar qual dos componentes da mistura está evaporando.
- **Condensador:** aparelho de vidro pelo qual circulam os gases que serão condensados, pelo contato com as paredes frias do recipiente. A água circula por fora das bolas, não deixando que o condensador esquente, o que provocaria perda de eficiência.
- **Vidro de Relógio:** recipiente raso que receberá um dos componentes (também pode ser usado um béquer ou outro recipiente maior, dependendo da quantidade de líquido a ser coletada).

O processo consiste em separar misturas homogêneas, baseando-se nos diferentes pontos de ebulição de seus componentes. Por exemplo, na separação da mistura de água e sal, ocorre a seguinte sequência de etapas:

- 1ª A mistura é colocada no balão e acende-se o bico de Bunsen. Com o aquecimento, o componente de menor ponto de ebulição começa a passar para o estado gasoso, sem o componente menos volátil. É mais volátil o componente que evapora com mais facilidade.

2ª Então, os vapores são conduzidos ao condensador, onde serão resfriados e condensados pela água fria que circula na estrutura. Dois fatores, em um condensador, servem para melhorar a sua eficiência: um deles é que, internamente, ele não é reto. O formato das bolas tem o objetivo de aumentar a superfície de contato entre vapores e paredes frias. O outro, é que a saída de água deve ser na parte superior e a entrada de água na parte inferior, e não o contrário.

Com a entrada dos vapores, a tendência do condensador é aquecer. A água no seu interior tende a esquentar. Todavia, a água quente é menos densa e se aloja na parte superior. Como o condensador tem o objetivo de resfriar, a presença de água quente se torna indesejável. Logo, queremos retirá-la e, por isso, a saída de água é sempre por cima. Se fizéssemos o contrário, estaríamos retirando a água fria e deixando a quente.

3ª Os vapores condensados do componente mais volátil pingam no vidro do relógio e a separação está concluída. A água que sai é, então, chamada de água destilada, que é uma substância pura, já que é desprovida de sais minerais. Quando se separa uma mistura homogênea de sólidos e líquidos por destilação, esta é chamada de *simples*.

Com a mistura água e álcool, o processo ocorre da mesma maneira; neste caso, porém, o álcool é o componente mais volátil e é ele que sai pelo condensador. Quando separamos uma mistura homogênea de líquido-líquido, a destilação é chamada de *fracionada*.

É importante salientar que o álcool vem acompanhado de uma pequena porcentagem de água e que isso é consequência do fato de que nenhum método de separação é 100% eficiente, ou seja, nenhum método chega a separar os componentes totalmente (o Texto Complementar traz mais informações sobre a pureza dos materiais).

Na destilação fracionada os líquidos entram em ebulição e seus vapores são forçados a passar por um caminho difícil em uma coluna de destilação, que contém obstáculos. Desta forma, a substância com menor temperatura de ebulição vence esses obstáculos e vai até o condensador, as outras retornam para o balão de destilação.

A destilação fracionada é usada industrialmente no processo de refino de petróleo. Por meio desse processo obtêm-se as diferentes frações do petróleo, como a gasolina, o querosene e o *diesel*.

A destilação também é empregada em processos de fabricação de uísque e conhaque. O primeiro pode ser obtido pela destilação da cerveja; e, o segundo, pela destilação do vinho. Por esse motivo as bebidas destiladas tendem a ser mais fortes, pois o teor de álcool aumenta ao longo do processo.

Saiba mais

Observações gerais

Os métodos de separação de misturas são bastante amplos e muito importantes para a obtenção de substâncias. As informações a seguir podem complementar o que você já aprendeu sobre essas técnicas.

- A cristalização fracionada também é comumente utilizada para separar os diferentes sais da água do mar e isolar o NaCl (sal de cozinha).
- O processo de separação de misturas – peneiração – também recebe o nome de tamisação.
- Alguns tipos de ligas metálicas podem ser separadas por fusão fracionada, que se baseia nos diferentes pontos de fusão dos metais que compõem ligas como bronze e latão, por exemplo.
- Os componentes do ar atmosférico podem ser separados por liquefação total da mistura, seguida de destilação fracionada.
- Os componentes do petróleo também são separados por destilação fracionada por meio de uma coluna de fracionamento.
- Garimpeiros separam o ouro do cascalho dos rios com uma bateia. Este método é chamado de levigação.

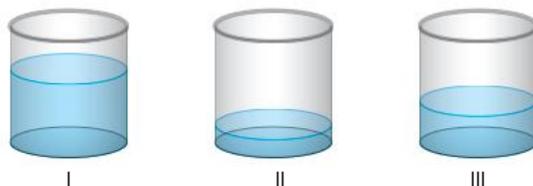


© Oscar Calero | dreamstime.com

Fig. 41 Bateia utilizada por garimpeiros.

1 Unifesp (Adapt.) Dois experimentos foram realizados em um laboratório de química.

Experimento 1: Três frascos abertos contendo, separadamente, volumes iguais de três solventes, I, II e III, foram deixados em uma capela (câmara de exaustão). Após algum tempo, verificou-se que os volumes dos solventes nos três frascos estavam diferentes.



Experimento 2: Com os três solventes, foram preparadas três misturas binárias. Verificou-se que os três solventes eram miscíveis e que não reagem quimicamente entre si. Sabe-se, ainda, que somente a mistura (I + III) é uma mistura azeotrópica.

- a) Coloque os solventes em ordem crescente de volatilidade. Indique um processo físico adequado para separação dos solventes na mistura (I + II).
- b) Esboce uma curva de aquecimento (temperatura \times tempo) para a mistura (II + III), indicando a transição de fases. Qual é a diferença entre as misturas (II + III) e (I + III) durante a ebulição?

2 Unicamp Leia o texto a seguir.

A cada quatro anos, durante os Jogos Olímpicos, bilhões de pessoas assistem à tentativa do Homem e da Ciência de superar limites. Podemos pensar no entretenimento, na geração de empregos, nos avanços da Ciência do Desporto e da tecnologia em geral. Como esses jogos podem ser analisados do ponto de vista da Química? As questões a seguir são exemplos de como o conhecimento químico é ou pode ser usado nesse contexto.

As provas de natação da Olimpíada de Beijing foram realizadas no complexo aquático denominado “Water Cube”. O volume de água de 16.000 m³ desse conjunto passa por um duplo sistema de filtração e recebe um tratamento de desinfecção, o que permite a recuperação quase total da água. Além disso, um sistema de ventilação permite a eliminação de traços de aromas das superfícies aquáticas.

- a) O texto acima relata um processo de separação de misturas. Dê o nome desse processo e explique que tipo de mistura ele permite separar.
- b) A desinfecção da água é realizada por sete máquinas que transformam o gás oxigênio puro em ozônio. Cada máquina é capaz de produzir cerca de 240 g de ozônio por hora. Considerando-se essas informações, qual a massa de gás oxigênio consumida por hora no tratamento da água do complexo?

3 Unicamp Leia o texto a seguir.

O açúcar

O branco açúcar que adoçará meu café
nesta manhã de Ipanema
não foi produzido por mim
nem surgiu dentro do açucareiro por milagre.

Vejo-o puro
e afável ao paladar
como beijo de moça, água
na pele, flor
que se dissolve na boca. Mas este açúcar
não foi feito por mim.

Este açúcar veio
da mercearia da esquina e tampouco fez o Oliveira,
dono da mercearia.
este açúcar veio
de uma usina de açúcar em Pernambuco
ou no Estado do Rio
e tampouco fez o dono da usina.

Este açúcar era cana
e veio dos canaviais extensos
que não nascem por acaso
no regaço do vale.

Em lugares distantes, onde não há hospital
nem escola,
homens que não sabem ler e morrem de fome
aos 27 anos
plantaram e colheram a cana
que viraria açúcar.

Em usinas escuras,
homens de vida amarga
E dura
produziram este açúcar
branco e puro
com que adoço meu café esta manhã em
Ipanema.

Ferreira Gullar. *Dentro da noite veloz*. Rio de Janeiro: Civilização Brasileira, 1975. p. 44-5.

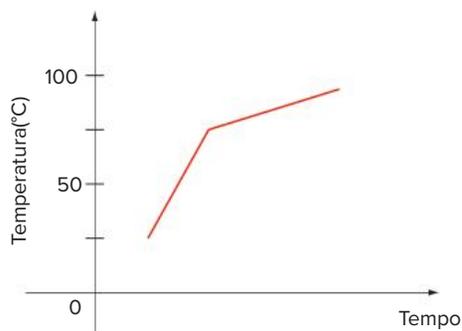
O poema apresentado na coletânea faz alusão ao açúcar da cana. A preocupação do poeta não é com a química, embora passagens do poema possam permitir alguma leitura nessa área. Nas questões a serem respondidas, serão citadas algumas passagens do poema, que, sugerimos, seja lido no todo para facilitar as respostas.

- a) No início, o poeta fala em “branco açúcar” e depois usa “vejo-o puro”. Justifique, sob um ponto de vista químico, por que nem sempre é apropriado associar as palavras “branco” e “puro”.
- b) Mais à frente, o poeta usa a construção: “flor que se dissolve na boca”. Se essa frase fosse usada por um químico, como ele justificaria, através de interações intermoleculares, o processo mencionado?

- c) Quase ao final, o poeta usa a expressão: “plantaram e colheram a cana que viraria açúcar”. Se um químico estivesse usando essa frase numa explanação sobre o processo de fabricação do açúcar, muito provavelmente ele colocaria, após a palavra “cana”, uma sequência de termos técnicos para descrever o processo de obtenção do açúcar, e eliminaria as palavras “que viraria açúcar”. A seguir, são listados os termos que o químico usaria. Coloque-os (todos) na sequência certa que o químico usaria ao descrever a produção do açúcar, reescrevendo a frase completa: secaram-no, cristalizaram o açúcar, ensacando-o, concentraram o caldo, moeram-na, centrifugaram-no.

Exercícios propostos

- 1 **ITA** Uma porção de certo líquido, contido numa garrafa térmica sem tampa, é aquecido por uma resistência elétrica submersa no líquido e ligada a uma fonte de potência constante. O que se nota é mostrado no gráfico a seguir.

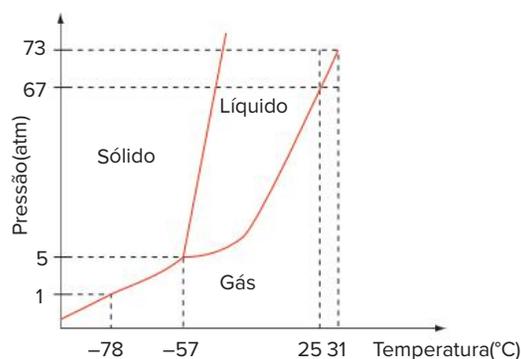


Considerando o local onde a experiência é realizada, este líquido poderia ser:

- A água pura e a experiência realizada acima do nível do mar.
 B uma solução aquosa de um sal e a experiência realizada ao nível do mar.
 C uma solução de água e acetona e a experiência realizada ao nível do mar.
 D acetona pura e a experiência realizada ao nível do mar.
 E água pura e a experiência realizada abaixo do nível do mar.

Dica para questão 1: Lembre-se de que a água pura ao nível do mar entra em ebulição a 100 °C.

- 2 **Fuvest** O diagrama esboçado a seguir mostra os estados físicos do CO_2 em diferentes pressões e temperaturas. As curvas são formadas por pontos em que coexistem dois ou mais estados físicos.



Um método de produção de gelo-seco (CO_2 sólido) envolve:

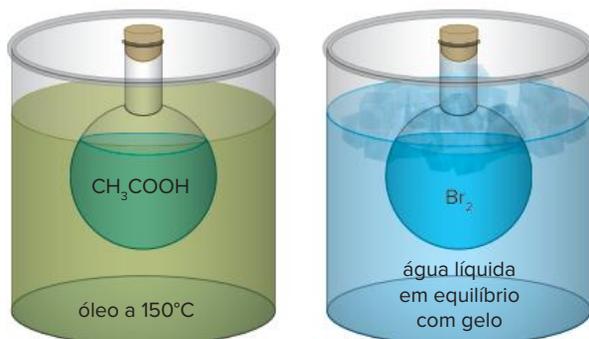
- I. compressão isotérmica do $\text{CO}_2(\text{g})$, inicialmente a 25 °C e 1 atm, até passar para o estado líquido.
- II. rápida descompressão até 1 atm, processo no qual ocorre forte abaixamento de temperatura e aparecimento de CO_2 sólido.

Em I, a pressão mínima a que o $\text{CO}_2(\text{g})$ deve ser submetido para começar a liquefação, a 25 °C, é y e, em II, a temperatura deve atingir x.

Os valores de y e x são, respectivamente:

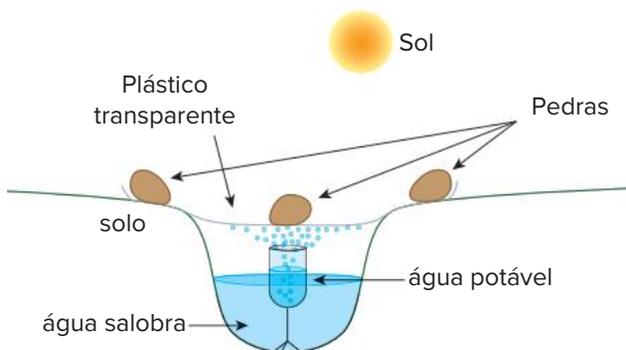
- A 67 atm e 0 °C D 67 atm e -78 °C
 B 73 atm e -78 °C E 73 atm e -57 °C
 C 5 atm e -57 °C

- 3 Fuvest** Ácido acético e bromo, sob pressão de 1 atm, estão em recipientes imersos em banhos, como mostrado na figura adiante. Nessas condições, qual é o estado físico preponderante de cada uma dessas substâncias?



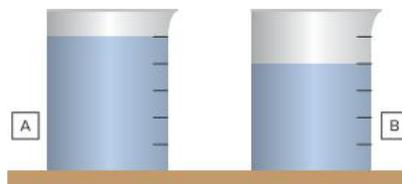
Dados: O ácido acético apresenta temperatura de fusão igual a 17 °C e temperatura de ebulição a 1 atm igual a 118 °C. O bromo apresenta temperatura de fusão igual a -7 °C e temperatura de ebulição a 1 atm igual a 59 °C.

- A Ácido acético sólido e bromo líquido.
 B Ácido acético líquido e bromo gasoso.
 C Ácido acético gasoso e bromo sólido.
 D Ácido acético sólido e bromo gasoso.
 E Ácido acético gasoso e bromo líquido.
- 4 Unicamp** A figura adiante mostra o esquema de um processo usado para a obtenção de água potável a partir de água salobra (que contém alta concentração de sais). Este “aparelho” improvisado é usado em regiões desérticas da Austrália.



- a) Que mudanças de estado ocorrem com a água, dentro do “aparelho”?
 b) Onde, dentro do “aparelho”, ocorrem estas mudanças?
 c) Qual destas mudanças absorve energia e de onde esta energia provém?
- 5** Qual é a diferença entre vapor e gás?

- 6 Unicamp (Adapt.)** Dois frascos idênticos estão esquematizados a seguir. Um deles contém uma certa massa de água (H₂O) e o outro, a mesma massa de álcool (CH₃CH₂OH).



Dado: Usando-se uma bolinha de densidade adequada fez-se o experimento a seguir.



Qual das substâncias está no frasco A e qual está no frasco B? Justifique.

- 7 Enem Libras 2017** Alguns fenômenos observados no cotidiano estão relacionados com as mudanças ocorridas no estado físico da matéria. Por exemplo, no sistema constituído por água em um recipiente de barro, a água mantém-se fresca mesmo em dias quentes.

A explicação para o fenômeno descrito é que, nas proximidades da superfície do recipiente a

A condensação do líquido libera energia para o meio.
 B sublimação do sólido retira energia do sistema.
 C evaporação do líquido retira energia do sistema.
 D solidificação do líquido libera energia para o meio.
 E fusão do sólido retira energia do sistema.

- 8 UFRGS 2019** A água é uma das raras substâncias que se pode encontrar, na natureza, em três estados de agregação. O quadro abaixo mostra algumas características dos diferentes estados de agregação da matéria.

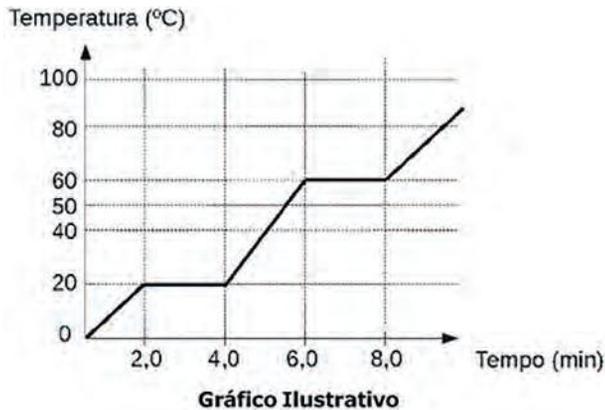
Propriedade	Sólido	Líquido	Gasoso
Fluidez	Não fluido	Fluido	I
Mobilidade molecular	Quase nula	II	Grande
Forças de interação	Fortes	III	Fracas

Assinale a alternativa que preenche corretamente as lacunas do quadro acima, indicadas com I, II e III, respectivamente.

- A Não fluido – Pequena – Moderadamente fortes
 B Não fluido – Grande – Fracas
 C Fluido – Pequena – Moderadamente fortes
 D Fluido – Grande – Fracas
 E Fluido – Quase nula – Muito fortes
- 9 EsPCEX 2018** “Sempre que uma substância muda de fase de agregação, a temperatura permanece constante enquanto a mudança se processa, desde que a pressão permaneça constante”.

FONSECA Martha Reis Marques da, Química Geral, São Paulo: Ed FTD, 2007, pág 41.

O gráfico a seguir representa a mudança de fase de agregação de uma substância pura com o passar do tempo, em função da variação de temperatura, observada ao se aquecer uma substância X durante algum tempo, sob pressão constante.



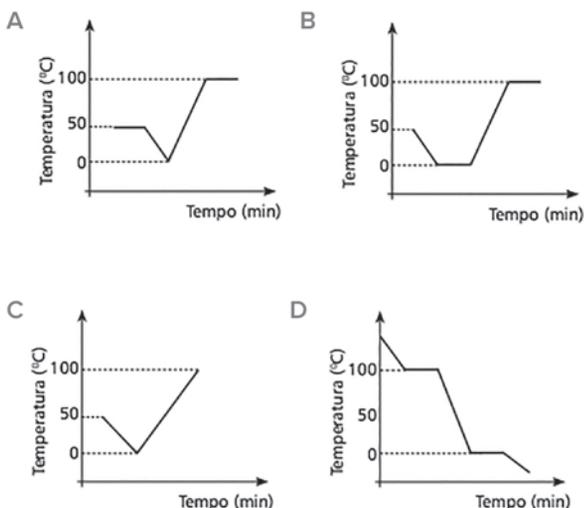
Tomando-se como base o gráfico, analise as seguintes afirmativas:

- I. entre 0 °C e 19 °C, a substância X encontra-se na fase sólida;
- II. o intervalo de 2,0 min a 4,0 min corresponde à condensação da substância X;
- III. a temperatura de 60 °C corresponde à temperatura de ebulição da substância X;
- IV. no intervalo de 40 °C a 50 °C, a substância X encontra-se na fase líquida.

Estão corretas apenas as afirmativas

- A I e II. C I, II e III. E I, III e IV.
 B II e IV. D II, III e IV.

- 10 Cefet-MG 2018** Um estudante recebeu uma amostra de água pura, sob pressão de 1 atm, inicialmente à 50 °C. A amostra foi submetida ao resfriamento até alcançar 0 °C, permanecendo por alguns minutos, nessa temperatura. Posteriormente, foi aquecida e mantida a 100 °C. Considerando-se que as temperaturas de fusão e ebulição da água pura, a 1 atm, são, respectivamente, 0 e 100 °C, o gráfico da temperatura em função do tempo que esboça essa transformação é



- 11 UFG** Considere as seguintes propriedades de 3 substâncias.

Substância A: quando colocada dentro de um recipiente, move-se sempre para o fundo.

Substância B: quando colocada dentro de um recipiente, espalha-se por todo o espaço disponível.

Substância C: quando colocada dentro de um recipiente, move-se sempre para o fundo, espalhando-se e cobrindo-o.

Os estados físicos das substâncias A, B e C são, respectivamente:

- A líquido, sólido e gasoso.
 B gasoso, sólido e líquido.
 C sólido, gasoso e líquido.
 D sólido, líquido e gasoso.
 E gasoso, líquido e sólido.

- 12 UEPG 2019** Com base na densidade (g/cm^3 a 25 °C) das substâncias e materiais apresentados abaixo, assinale o que for correto.

Substância	Densidade	Substância	Densidade
Água	1,00	Mercúrio	13,5
Azeite	0,92	Ouro	19,3
gasolina	0,70	Quartzo	2,65

- 01 A água flutua sobre a gasolina.
 02 O ouro afunda no mercúrio.
 04 O quartzo flutua sobre o mercúrio.
 08 O azeite flutua sobre a gasolina.

Soma:

- 13 UFF** São dadas as soluções:

- argônio dissolvido em nitrogênio;
- dióxido de carbono dissolvido em água;
- etanol dissolvido em acetona;
- mercúrio dissolvido em ouro.

Estas soluções, à temperatura ambiente, são classificadas de acordo com seu estado físico em, respectivamente:

- A líquida, líquida, gasosa, líquida.
 B gasosa, gasosa, líquida, sólida.
 C líquida, gasosa, líquida, líquida.
 D gasosa, líquida, líquida, sólida.
 E líquida, gasosa, líquida, sólida.

- 14** Sabendo que a densidade de um certo material é $23,5 \text{ g/cm}^3$, determine a massa necessária para se preparar 0,01 litro desse material.

- 15 Vunesp** Qual é a diferença entre evaporação e ebulição? Apresente exemplos.

Dica para questão 13: Mistura de dois gases é sempre homogênea. Além disso, em uma mistura, o estado físico é o do solvente.

16 Famerp 2017 Durante o ciclo hidrológico ocorrem diversas mudanças de estado físico da água. Um exemplo de mudança de estado denominada sublimação ocorre quando

- A vapor de água em elevadas altitudes transforma-se em neve.
- B gotículas de água transformam-se em cristais de gelo no interior das nuvens.
- C gotículas de água presentes nas nuvens transformam-se em gotas de chuva.
- D vapor de água em baixas altitudes transforma-se em neblina.
- E vapor de água em baixas altitudes transforma-se em orvalho.

17 UPE 2018 Quando exposto a uma temperatura menor que 13 °C, o estanho pode se transformar em uma versão mais frágil e quebradiça. Tais formas são chamadas, respectivamente, de beta e alfa e podem ser vistas na figura a seguir:



Fonte: www.engenheirodemateriais.com.br

Essa transformação é associada popularmente à “doença do estanho”, e o fenômeno químico associado a essa transformação é denominado de

- A Isomeria.
 - B Isotopia.
 - C Alogenia.
 - D Alotropia.
 - E Radioatividade.
- 18** As misturas podem ser homogêneas ou heterogêneas. Escreva o tipo de mistura nos itens a seguir:
- a) água e açúcar.
 - b) água e óleo.
 - c) grãos de feijão e arroz.

19 UFBA Os diferentes tipos de matéria podem ser classificados em dois grupos:

- substâncias puras;
- misturas.

As substâncias puras podem ser simples ou compostas...
Nabuco, p. 24.

Considerando-se esse modo de classificação, pode-se afirmar:

- 01 O ar atmosférico é uma substância pura.
- 02 A água é uma substância simples.
- 04 O sangue é uma mistura.
- 08 Uma solução de açúcar é uma mistura.
- 16 O oxigênio e o ozônio são substâncias distintas, embora constituídas por átomos de um mesmo elemento químico.
- 32 A matéria que contém três tipos de molécula é uma substância composta.
- 64 A matéria que contém apenas um tipo de molécula é uma substância simples, mesmo que cada molécula seja formada por dois átomos diferentes.

Soma:

20 Unicamp Augusto dos Anjos (1884-1914) foi um poeta que, em muitas oportunidades, procurava a sua inspiração em fontes de ordem científica. A seguir transcrevemos a primeira estrofe do seu soneto intitulado “Perfis Chaleiras”. Nestes versos, Augusto dos Anjos faz uso de palavras da química.

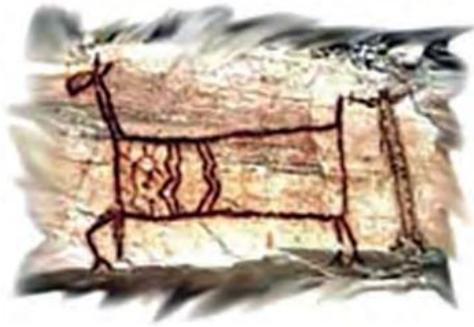
“O oxigênio eficaz do ar atmosférico, O calor e o carbono e o amplo éter são Valem três vezes menos que este Américo. Augusto dos Anzóis Sousa Falcão[...].”

- a) Uma das palavras se refere a um gás cujas moléculas são diatômicas e que é essencial para o processo respiratório dos animais. Escreva a fórmula desse gás.
- b) Outra palavra se refere a uma mistura gasosa. Um dos constituintes dessa mistura está presente em quantidade muito maior que os demais. Escreva a fórmula do constituinte majoritário da mistura gasosa e forneça também a porcentagem em volume do mesmo nessa mistura.
- c) Uma terceira palavra diz respeito a um elemento químico que, pela característica de poder formar cadeias e pela combinação com outros elementos, principalmente hidrogênio, oxigênio e nitrogênio, constitui a maioria dos compostos orgânicos que possibilitam a existência de vida em nosso planeta. Escreva o nome desse elemento químico.

21 EsPCEx 2020 O critério utilizado pelos químicos para classificar as substâncias é baseado no tipo de átomo que as constitui. Assim, uma substância formada por um único tipo de átomo é dita simples e a formada por mais de um tipo de átomo é dita composta. Baseado neste critério, a alternativa que contém apenas representações de substâncias simples é:

- A HCl, CaO e MgS
- B Cl₂, CO₂ e O₃.
- C O₂, H₂ e I₂.
- D CH₄, C₆H₆ e H₂O.
- E NH₃, NaCl e P₄.

22 Unesp 2019



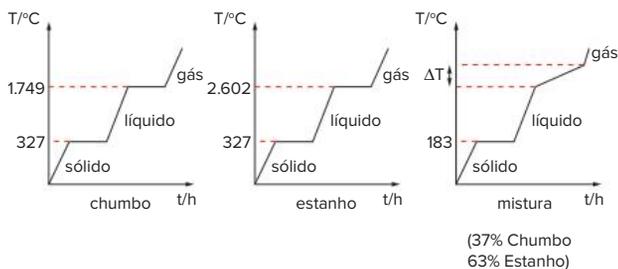
Consideram-se arte rupestre as representações feitas sobre rochas pelo homem da pré-história, em que se incluem gravuras e pinturas. Acredita-se que essas pinturas, em que os materiais mais usados são sangue, saliva, argila e excrementos de morcegos (cujo hábitat natural são as cavernas), têm cunho ritualístico.

(www.portaldarte.com.br. Adaptado.)

Todos os materiais utilizados para as pinturas, citados no texto, são

- A substâncias compostas puras.
- B de origem animal.
- C misturas de substâncias compostas.
- D de origem vegetal.
- E misturas de substâncias simples

23 Unesp No campo da metalurgia é crescente o interesse nos processos de recuperação de metais, pois é considerável a economia de energia entre os processos de produção e de reciclagem, além da redução significativa do lixo metálico. E este é o caso de uma microempresa de reciclagem, na qual se desejava desenvolver um método para separar os metais de uma sucata, composta de aproximadamente 63% de estanho e 37% de chumbo, usando aquecimento. Entretanto, não se obteve êxito nesse procedimento de separação. Para investigar o problema, foram comparadas as curvas de aquecimento para cada um dos metais isoladamente com aquela da mistura, todas obtidas sob as mesmas condições de trabalho.



Considerando as informações das figuras, é correto afirmar que a sucata é constituída por uma:

- A mistura eutética, pois funde a temperatura constante.
- B mistura azeotrópica, pois funde a temperatura constante.
- C substância pura, pois funde a temperatura constante.

- D suspensão coloidal que se decompõe pelo aquecimento.
- E substância contendo impurezas e com temperatura de ebulição constante.

24 PUC-Campinas As proposições a seguir foram formuladas por um estudante, após o estudo de substâncias puras e misturas.

- I. O leite puro não pode ser representado por fórmula molecular porque é uma mistura de várias substâncias.
- II. Como se trata de substância pura, o álcool anidro apresenta ponto de ebulição e densidade característicos.
- III. A água mineral é substância pura de composição definida.
- IV. O ar empoeirado é mistura heterogênea sólido + gás.
- V. Por ser substância pura, o café coado não pode ser submetido a processos de fracionamento de misturas.

Quantas proposições estão corretas?

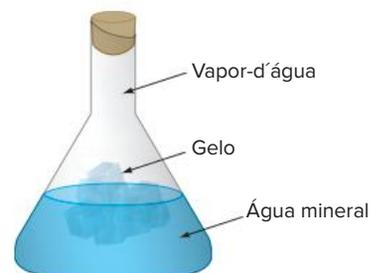
- A 1
- B 2
- C 3
- D 4
- E 5

25 Um sistema fechado contendo H₂O (gasoso); H₂O (líquido); H₂O (sólido), areia e pouca quantidade de açúcar apresenta quantas fases e quantos componentes?

26 Unicamp “Os peixes estão morrendo porque a água do rio está sem oxigênio, mas nos trechos de maior corredeira a quantidade de oxigênio aumenta.” Ao ouvir esta informação de um técnico do meio ambiente, um estudante que passava pela margem do rio ficou confuso e fez a seguinte reflexão: “Estou vendo a água no rio e sei que a água contém, em suas moléculas, oxigênio; então como pode ter acabado o oxigênio do rio?”

- a) Escreva a fórmula das substâncias mencionadas pelo técnico.
- b) Qual é a confusão cometida pelo estudante em sua reflexão?

27 Fuvest O conteúdo do recipiente representa um sistema:



- I. formado por substâncias simples.
- II. constituído por uma única substância.
- III. trifásico.

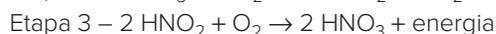
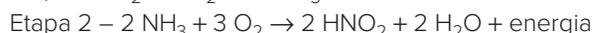
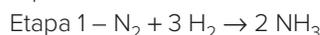
Este apresenta três afirmativas que podem estar corretas ou incorretas. Responda-as obedecendo ao seguinte código:

- A Somente a afirmativa I é correta.
- B Somente a afirmativa II é correta.
- C Somente a afirmativa III é correta.
- D Somente as afirmativas I e II são corretas.
- E As afirmativas I, II e III são corretas.

28 Qual das misturas a seguir é sempre homogênea?

- A Água e óleo.
- B Água e álcool.
- C Água e sal.
- D Ferro e areia.
- E Água e areia.

29 UTFPR 2017 O aumento populacional frequentemente é associado ao estudo do ciclo do nitrogênio, o qual está associado com o aumento da produtividade agrícola. Algumas etapas do ciclo do nitrogênio são representadas abaixo:



Assinale a alternativa correta a respeito das etapas.

- A Na etapa 1 os reagentes são representados por substâncias simples, e o produto por uma substância composta.
- B Na etapa 2 ocorre a formação de duas substâncias simples.
- C Na etapa 3, considerando reagentes e produtos, estão representadas 4 moléculas diferentes.
- D Na etapa 4 é formada apenas uma substância encontrada naturalmente no estado gasoso no ambiente.
- E Considerando todas as etapas, são apresentadas as fórmulas de 15 substâncias diferentes.

30 IFSC 2016 “O Brasil concentra em torno de 12% da água doce do mundo disponível em rios e abriga o maior rio em extensão e volume do Planeta, o Amazonas. Além disso, mais de 90% do território brasileiro recebe chuvas abundantes durante o ano e as condições climáticas e geológicas propiciam a formação de uma extensa e densa rede de rios, com exceção do Semi-Árido, onde os rios são pobres e temporários. Essa água, no entanto, é distribuída de forma irregular, apesar da abundância em termos gerais. A Amazônia, onde estão as mais baixas concentrações populacionais, possui 78% da água superficial. Enquanto isso, no Sudeste, essa relação se inverte:

a maior concentração populacional do País tem disponível 6% do total da água.”

Fonte: <http://www.socioambiental.org/esp/agua/pgn/>

Todos nós dependemos da água para nossa sobrevivência. Tudo o que consumimos necessita de água para sua produção, desde bebidas e alimentos até roupas, automóveis e aparelhos celulares. Com base nas informações acima e nas propriedades da água, assinale a alternativa correta.

- A A água potável é uma substância pura.
- B A água do mar pode ser utilizada para beber se for dessalinizada, podendo-se utilizar, para isso, a destilação.
- C Na sua temperatura de fusão, a água passa do estado líquido para o estado gasoso.
- D A água é um recurso natural renovável e, por isso, não é necessário economizar ou preservar as fontes de água doce.
- E A água é uma mistura homogênea de duas substâncias: hidrogênio e oxigênio.

31 Unesp A água potável é um recurso natural considerado escasso em diversas regiões do nosso planeta. Mesmo em locais onde a água é relativamente abundante, às vezes é necessário submetê-la a algum tipo de tratamento antes de distribuí-la para consumo humano. O tratamento pode, além de outros processos, envolver as seguintes etapas.

- I. Manter a água em repouso por um tempo adequado, para a deposição, no fundo do recipiente, do material em suspensão mecânica.
- II. Remoção das partículas menores, em suspensão, não separáveis pelo processo descrito na etapa I.
- III. Evaporação e condensação da água, para diminuição da concentração de sais (no caso de água salobra ou do mar). Neste caso, pode ser necessária a adição de quantidade conveniente de sais minerais após o processo.

As etapas I, II e III correspondem, respectivamente, os processos de separação denominados:

- A filtração, decantação e dissolução.
- B destilação, filtração e decantação.
- C decantação, filtração e dissolução.
- D decantação, filtração e destilação.
- E filtração, destilação e dissolução.

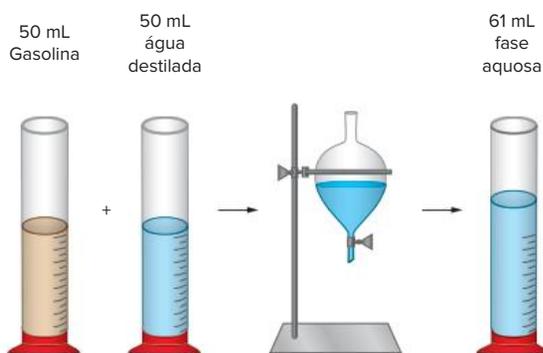
32 Qual é a diferença conceitual entre decantação, decantação com funil e centrifugação? Exemplifique.

33 Quando misturados os grãos de polietileno ($d = 0,93 \text{ g/cm}^3$), plástico muito utilizado em embalagens por causa da sua baixa reatividade, podem ser separados de grãos de PVC ($d = 1,05 \text{ g/cm}^3$), plástico muito utilizado em tubos em virtude de sua resistência mecânica e facilidade de moldagem, por simples adição de água ($d = 1,00 \text{ g/cm}^3$). Explique este fato dando o nome do processo utilizado.

34 Contendo mais de uma centena de compostos, o petróleo é uma mistura natural. Esses compostos são separados em grupos (por exemplo: gasolina, querosene, óleos etc). O processo mais indicado para obtenção desses grupos é:

- A cristalização.
- B flotação.
- C levigação.
- D filtração.
- E destilação fracionada.

35 UFSCar A figura representa o esquema de um experimento para determinação do teor de álcool na gasolina.



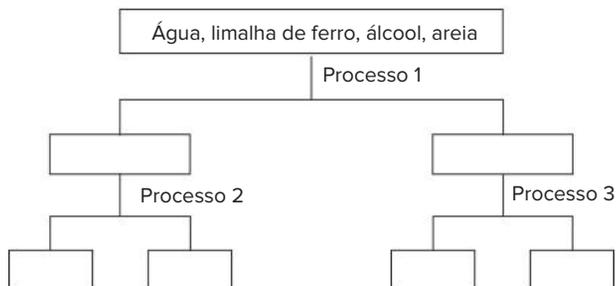
Com base no experimento e considerando que não há variação de volume, pode-se afirmar que o teor de álcool, em volume, na gasolina analisada e o processo de extração utilizado são, respectivamente:

- A 11% e dissolução fracionada.
- B 22% e dissolução fracionada.
- C 11% e decantação fracionada.
- D 22% e decantação fracionada.
- E 11% e destilação fracionada.

36 UFV Uma mistura constituída de água, limalha de ferro, álcool e areia foi submetida a três processos de separação, conforme fluxograma.

Identifique os processos 1, 2 e 3 e complete as caixas do fluxograma com os resultados desses processos.

Processo 1	
Processo 2	
Processo 3	



37 Enem Seguem alguns trechos de uma matéria da revista *Superinteressante*, que descreve hábitos de um morador de Barcelona (Espanha), relacionando-os com o consumo de energia e efeitos sobre o ambiente.

- I. Apenas no banho matinal, por exemplo, um cidadão utiliza cerca de 50 litros de água, que depois terá que ser tratada. Além disso, a água é aquecida, consumindo 1,5 quilowatt-hora (cerca de 1,3 milhão de calorias), e para gerar essa energia foi preciso perturbar o ambiente de alguma maneira [...]
- II. Na hora de ir para o trabalho, o percurso médio dos moradores de Barcelona mostra que o carro libera 90 gramas do venenoso monóxido de carbono e 25 gramas de óxidos de nitrogênio [...] Ao mesmo tempo, o carro consome combustível equivalente a 8,9 kWh.
- III. Na hora de recolher o lixo doméstico [...] quase 1 kg por dia. Em cada quilo há aproximadamente 240 gramas de papel, papelão e embalagens; 80 gramas de plástico; 55 gramas de metal, 40 gramas de material biodegradável e 80 gramas de vidro.

No trecho I, a matéria faz referência ao tratamento necessário à água resultante de um banho. As afirmações a seguir dizem respeito a tratamentos e destinos dessa água. Entre elas, a mais plausível é a de que a água:

- A passa por peneiração, cloração, floculação, filtração e pós-cloração, e é canalizada para os rios.
- B passa por cloração e destilação, sendo devolvida aos consumidores em condições adequadas para ser ingerida.
- C é fervida e clorada em reservatórios, onde fica armazenada por algum tempo antes de retornar aos consumidores.
- D passa por decantação, filtração, cloração e, em alguns casos, por fluoretação, retornando aos consumidores.
- E não pode ser tratada devido à presença do sabão, por isso é canalizada e despejada em rios.

38 Enem 2017 As centrífugas são equipamentos utilizados em laboratórios, clínicas e indústrias. Seu funcionamento faz uso da aceleração centrífuga obtida pela rotação de um recipiente e que serve para a separação de sólidos em suspensão em líquidos ou de líquidos misturados entre si.

RODITI, I. **Dicionário Houaiss de física.** Rio de Janeiro: Objetiva, 2005 (adaptado).

Nesse aparelho, a separação das substâncias ocorre em função

- A das diferentes densidades.
- B dos diferentes raios de rotação.
- C das diferentes velocidades angulares.
- D das diferentes quantidades de cada substância.
- E da diferente coesão molecular de cada substância.

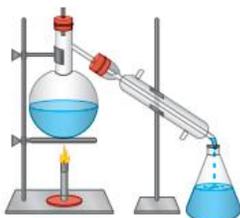
39 Fuvest 2018 Uma determinada quantidade de metano (CH_4) é colocada para reagir com cloro (Cl_2) em excesso, a 400°C , gerando $\text{HCl}(\text{g})$ e os compostos organoclorados H_3CCl , H_2CCl_2 , HCCl_3 , CCl_4 , cujas propriedades são mostradas na tabela. A mistura obtida ao final das reações químicas é então resfriada a 25°C , e o líquido, formado por uma única fase e sem HCl , é coletado.

Composto	Ponto de fusão ($^\circ\text{C}$)	Ponto de ebulição ($^\circ\text{C}$)	Solubilidade em água a 25°C (g/L)	Densidade do líquido a 25°C (g/mL)
H_3CCl	-97,4	-23,8	5,3	-
H_2CCl_2	-96,7	39,6	17,5	1,327
HCCl_3	-63,5	61,2	8,1	1,489
CCl_4	-22,9	76,7	0,8	1,587

A melhor técnica de separação dos organoclorados presentes na fase líquida e o primeiro composto a ser separado por essa técnica são:

- A decantação; H_3CCl .
- B destilação fracionada; CCl_4 .
- C cristalização; HCCl_3 .
- D destilação fracionada; H_2CCl_2 .
- E decantação; CCl_4 .

40 PUC O aparelho a seguir é usado na:



- A destilação com coluna de fracionamento.
- B separação por evaporação.
- C separação de líquidos imiscíveis.
- D destilação simples.
- E liquefação seguida de destilação.

41 Enem PPL 2019 Na perfuração de uma jazida petrolífera, a pressão dos gases faz com que o petróleo jorre. Ao se reduzir a pressão, o petróleo bruto para de jorrar e tem de ser bombeado. No entanto, junto com o petróleo também se encontram componentes mais densos, tais como água salgada, areia e argila, que devem ser removidos na primeira etapa do beneficiamento do petróleo.

A primeira etapa desse beneficiamento é a

- A decantação.
- B evaporação.
- C destilação.
- D floculação.
- E filtração.

42 UFRGS 2019 O chimarrão, ou mate, é uma bebida característica da cultura gaúcha e compreende uma cuia, uma bomba, erva-mate moída e água a aproximadamente 70°C . A obtenção da bebida, ao colocar água quente na erva-mate, consiste em um processo de

- A extração.
- B decantação.
- C filtração.
- D purificação.
- E absorção.

43 UPE 2017 Em países onde as reservas de água doce são escassas, principalmente nos insulares, são comuns as estações de dessalinização da água do mar. Esse processo consiste na utilização de vapor d'água de alta temperatura, para fazer a água salgada entrar em ebulição. Posteriormente, o vapor passa por vários estágios, em que é liquefeito e depois vaporizado, garantindo um grau de pureza elevado do produto final. O processo de separação de mistura que podemos identificar no processo descrito é o de

- A filtração.
- B destilação.
- C centrifugação.
- D osmose reversa.
- E decantação fracionada.

44 UEG 2017 A natureza dos constituintes de uma mistura heterogênea determina o processo adequado para a separação dos mesmos. São apresentados, a seguir, exemplos desses sistemas.

- I. Feijão e casca
- II. Areia e limalha de ferro
- III. Serragem e cascalho

Os processos adequados para a separação dessas misturas são, respectivamente:

- A ventilação, separação magnética e destilação.
- B levigação, imantização e centrifugação.
- C ventilação, separação magnética e peneiração.
- D levigação, imantização e catação.
- E destilação, decantação e peneiração.

45 FEI Associar os métodos (indicados na coluna A) que devem ser utilizados para separar as misturas (indicadas na coluna B):

Coluna A	Coluna B
(1) filtração	(I) solução aquosa de NaCl
(2) decantação	(II) solução aquosa de acetona
(3) separação magnética	(III) água e areia em suspensão
(4) destilação	(IV) óleo e água
(5) destilação fracionada	(V) ferro e enxofre

- A 1 – IV; 2 – III; 3 – V; 4 – II; 5 – I
- B 1 – III; 2 – IV; 3 – V; 4 – I; 5 – II
- C 1 – I; 2 – V; 3 – III; 4 – II; 5 – IV
- D 1 – II; 2 – IV; 3 – III; 4 – V; 5 – I
- E 1 – III; 2 – IV; 3 – V; 4 – II; 5 – I

O preço da pureza

Já é sabido que os métodos de separação de misturas não as separam 100%. Alguns métodos menos eficientes separam cerca de 90%, o que é considerado um índice baixo, principalmente pela relativa facilidade com que se chega a este grau de pureza.

Para químicos e alguns tipos de indústrias – que necessitam ser exigentes com relação à pureza das substâncias – estes valores são insuficientes para a execução de trabalhos e projetos de qualidade. As exigências desses tipos de profissionais podem variar de 99 a 99,999% de pureza.

O grau de pureza é relevante para alguns processos e pequenas variações podem resultar em falhas no produto desejado. Certas experiências só resultam em produtos de qualidade quando a pureza é extrema. A necessidade de extrema pureza é tão grande que os compradores desses materiais chegam a elevar os custos do processo para adquirir um material ligeiramente mais desprovido de substâncias indesejáveis. No mercado de laboratórios, é comum encontrar reagentes em que cada casa decimal a mais na pureza do material multiplica o seu custo por 10.

Supondo um material com pureza de 90% custa R\$ 10,00/g. Veja a tabela que mostra o preço do mesmo material com melhores porcentagens:

Pureza	R\$/g
99%	100,00
99,9%	1000,00
99,99%	10 000,00
99,999%	100 000,00

A elevação do custo é justificada pois, para se obter uma casa decimal a mais de pureza, os custos adicionais em métodos de separação de misturas muitas vezes aumentam drasticamente. Lembre-se de que quanto mais pura é uma substância, mais difícil se torna para purificá-la ainda mais.

Agora, que tal calcular preços? Uma substância com 90% de pureza custa R\$ 0,01/g. Qual o preço dessa mesma substância com 99,99% de pureza, comprando-se 1 kg?

Granizos

Caracterização

Precipitação sólida de grânulos de gelo, transparentes ou translúcidos, de forma esférica ou irregular, raramente cônica, de diâmetro igual ou superior a 5 mm.

O granizo é formado nas nuvens do tipo *cumulonimbus*, as quais se desenvolvem verticalmente, podendo atingir alturas de até 1.600 m. Em seu interior, ocorrem intensas correntes ascendentes e descendentes. As gotas de chuva provenientes do vapor condensado no interior dessas nuvens, ao ascenderem sob o efeito das correntes verticais, congelam-se ao atingirem as regiões mais elevadas.

O granizo, também conhecido por saraivada, é a precipitação de pedras de gelo, normalmente de forma esferoide, com diâmetro igual ou superior a 5 mm, transparentes ou translúcidas, que se formam no interior de nuvens do tipo *cumulonimbus*. Podem subdividir-se em dois tipos principais: – gotas de chuva congeladas ou flocos de neve quase inteiramente fundidos e recongelados; – grânulos de neve envolvidos por uma camada delgada de gelo.

Os meteorologistas designam as pedras de gelo com diâmetros superiores a 5 mm de saraiva. As saraivadas são constituídas por várias camadas de gelo que podem ser alternativamente claras e opacas, em forma de casca de cebola, agrupadas em torno de um núcleo central. Este núcleo pode ser constituído por um grão de gelo, por ar comprimido, por poeira, por pólen ou sementes.

Quando o granizo choca-se com o solo, o núcleo de gelo gera uma pressão interna mais intensa e provoca pequenas detonações. Ao cáirem por seu próprio peso, absorvem mais umidade nas camadas inferiores, até que, novamente, são arrastadas para altitudes mais elevadas, onde sofrem novo congelamento. O processo se repete, até que o peso do gelo ultrapasse a força ascensional, provocando a precipitação.

Ocorrência

O fenômeno ocorre em todos os continentes, especialmente em regiões montanhosas.

As tempestades de granizo de maior magnitude ocorrem em regiões continentais de clima quente, especialmente na Índia e na África do Sul.

No Brasil, as regiões mais atingidas por granizo são a Sul, Sudeste e parte meridional da Centro-Oeste, especialmente nas áreas de planalto, de Santa Catarina, Paraná e Rio Grande do Sul.

Principais efeitos adversos

O granizo causa grandes prejuízos à agricultura. No Brasil, as culturas de frutas de clima temperado, como maçã, pera, pêssego e kiwi e a frumicultura são as mais vulneráveis ao granizo.

Dentre os danos materiais provocados pela saraiva, os mais importantes correspondem à destruição de telhados, especialmente quando construídos com telhas de amianto ou de barro. As tempestades que normalmente acompanham o granizo causam também outros prejuízos. O temporal ocorrido na cidade de São Paulo, em 21 de julho de 1995, durou apenas meia hora, causando danos materiais e humanos. Sete pessoas morreram, todas esmagadas por um muro de 7 metros de altura e 100 metros de comprimento, que desmoronou com a ação do vento; vários carros foram atingidos por árvores e galhos caídos e alguns bairros ficaram horas sem energia.

Monitorização, alerta e alarme

Os serviços de meteorologia acompanham diariamente as condições do tempo e têm condições de prevenir sobre a provável ocorrência desses eventos. As cooperativas de fruticultores, especialmente as de produtores de maçãs, estão adquirindo aparelhos de radar, que informam sobre a formação de nuvens *cumulonimbus*.

Medidas preventivas

As cooperativas de fruticultores adquiriram baterias de foguetes para bombardearem as nuvens com substâncias higroscópicas e anticriogênicas, objetivando provocar a precipitação da chuva e evitar a formação do granizo. O método tem sido largamente utilizado no estado de Santa Catarina.

Os fumageiros e outros produtores garantem-se contra prováveis prejuízos, através de seguro.

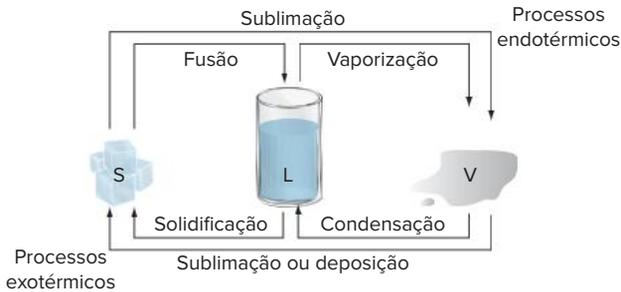
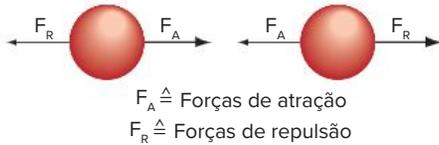
É necessário que incentivem pesquisa para produzir telhas de baixo custo e resistentes à saraiva.

Antônio Luiz Coimbra de Castro. *Manual de desastres: desastres naturais*. v. 1. Brasília: Secretaria Nacional da Defesa Civil, 2003.

Resumindo

Estados físicos:

- Sólido: $F_A > F_R$
- Vapor: $F_A < F_R$
- Líquido: $F_A \approx F_R$



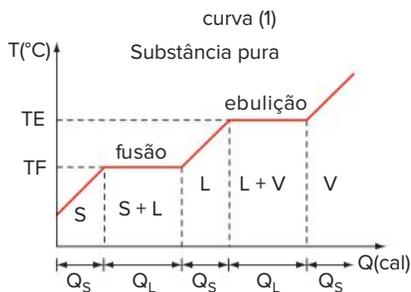
Vaporização:

- evaporação
- ebulição
- calefação

Condensação:

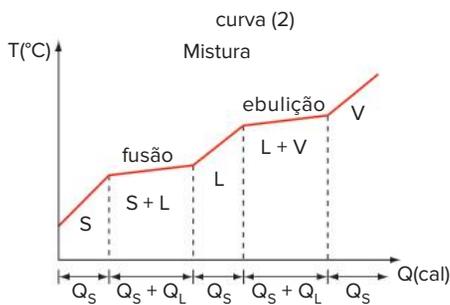
- liquefação
- condensação

Curvas de aquecimento:



Q_S : calor sensível

Q_L : calor latente



Densidade: $d = \frac{m}{V}$ (g/cm³ ou g/mL)

Fase: é toda porção uniforme de um sistema.

1 fase → sistema homogêneo (monofásico)

2 ou mais fases → sistema heterogêneo (bifásico, trifásico ou polifásico)

Sistema

- Mistura: duas ou mais substâncias (tipos de moléculas)
- Substância pura: uma única substância (um tipo de molécula)

Substâncias

- Simples: estruturas com um só tipo de átomo
- Compostas: estruturas com dois ou mais tipos de átomos

Allotropia

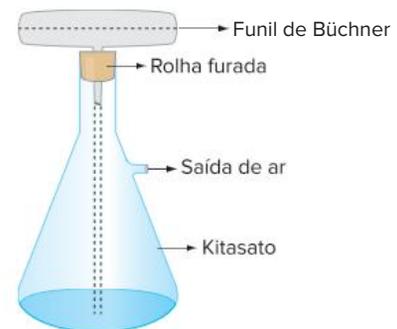
- É a propriedade que certos elementos têm de formar substâncias simples, diferentes entre si, conforme mostrado na tabela a seguir.

C	O	P	S
Grafite	Oxigênio	Branco	Rômbo
Diamante	Ozônio	Vermelho	Monoclínico
Fulerenos			

Métodos de separação de misturas heterogêneas:

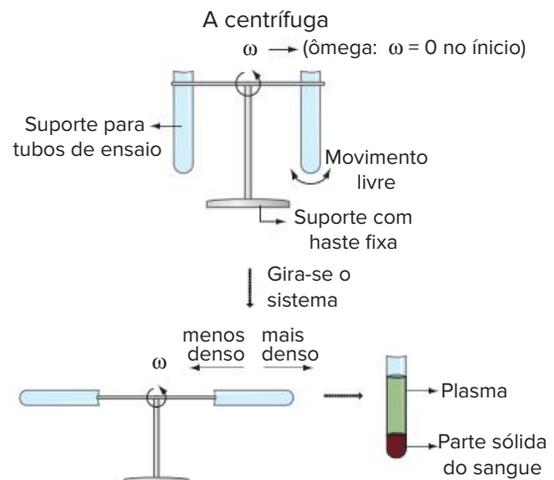
- Decantação
- Filtração a vácuo
- Sifonação
- Centrifugação
- Filtração comum
- Dissolução e cristalização fracionadas

A filtração a vácuo acelera o processo de filtração comum:



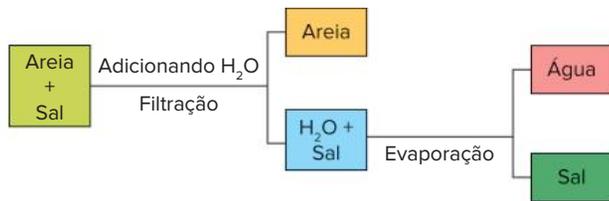
Aparelhagem para filtração a vácuo.

A centrifugação acelera o processo de sedimentação:



Aparelhagem e funcionamento da centrifugação.

Dissolução fracionada:

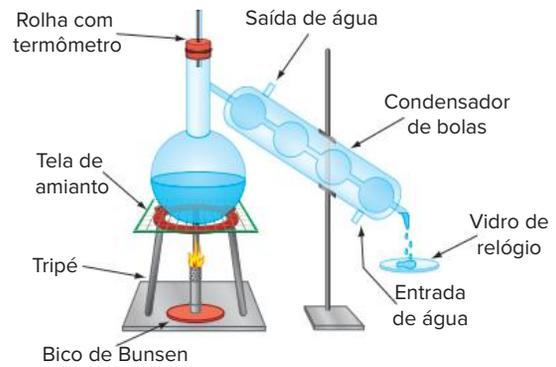


Aplicação da dissolução fracionada em uma mistura de areia e sal.

Métodos de separação de misturas homogêneas:

- Destilação simples
- Destilação fracionada
- Liquefação fracionada

Esquema de destilação:



Aparelhagem utilizada em uma destilação simples.

Quer saber mais?

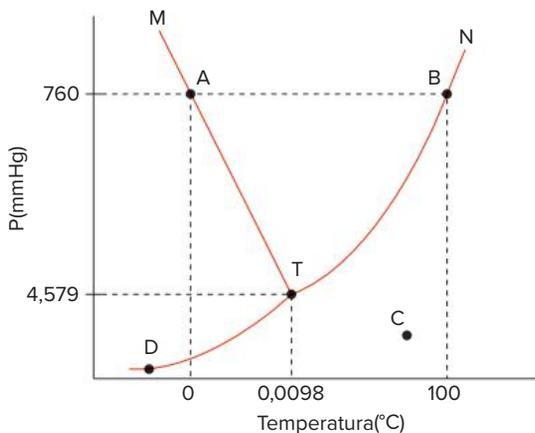


Sites

- <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc07/Atual.pdf>>
- <www.youtube.com/watch?v=dHRLdx7v1pA>
- <www.youtube.com/watch?v=U1KyikPa384>

Exercícios complementares

- 1 **Mackenzie** Relativamente ao diagrama de fases da água pura, é incorreto afirmar que, no ponto:



- A A, tem-se o equilíbrio água sólida \rightleftharpoons água líquida.
- B B, tem-se o equilíbrio água líquida \rightleftharpoons água vapor.
- C C, tem-se somente água na fase de vapor.
- D T, as três fases coexistem em equilíbrio.
- E D, coexistem as fases de vapor e líquida.

- 2 **UFSCar** Considere os seguintes dados obtidos sobre propriedades de amostras de alguns materiais.

Material	Massa (g)	Volume (mL, a 20 °C)	Temperatura de fusão (°C)	Temperatura de ebulição (°C)
X	115	100	80	218
Y	174	100	650	1.120
Z	0,13	100	-219	-183
T	74	100	-57 a -51	115 a 120
W	100	100	0	100

Com respeito a estes materiais, pode-se afirmar que:

- A a 20 °C, os materiais X e Y estão no estado líquido.
- B a 20 °C, apenas o material Z está no estado gasoso.
- C os materiais Z, T e W são substâncias.
- D os materiais Y e T são misturas.
- E se o material Y não for solúvel em W, então ele deverá flutuar se for adicionado a um recipiente contendo o material W, ambos a 20 °C.

- 3 **ITA** Durante a utilização de um extintor de incêndio de dióxido de carbono, verifica-se a formação de um aerossol esbranquiçado e também que a temperatura dos gás ejetado é consideravelmente menor do que a temperatura ambiente. Considerando que o dióxido de carbono seja puro, assinale a opção que indica a(s) substância(s) que torna(m) o aerossol visível a olho nu.
- A Água no estado líquido.
 - B Dióxido de carbono no estado líquido.

- C Dióxido de carbono no estado gasoso.
- D Dióxido de carbono no estado gasoso e água no estado líquido.
- E Dióxido de carbono no estado gasoso e água no estado gasoso.

4 Fuvest 2020 Em supermercados, é comum encontrar alimentos chamados de liofilizados, como frutas, legumes e carnes. Alimentos liofilizados continuam próprios para consumo após muito tempo, mesmo sem refrigeração. O termo “liofilizado”, nesses alimentos, refere-se ao processo de congelamento e posterior desidratação por sublimação da água. Para que a sublimação da água ocorra, é necessária uma combinação de condições, como mostra o gráfico de pressão por temperatura, em que as linhas representam transições de fases.

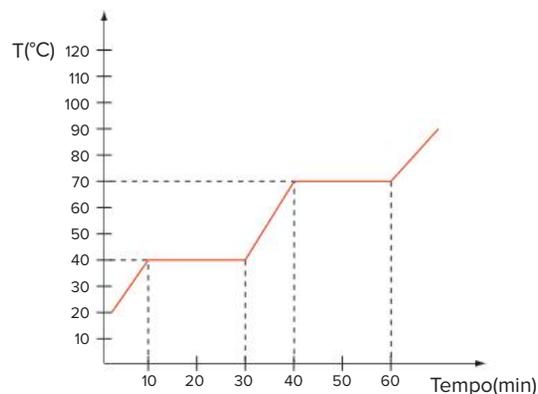


Apesar de ser um processo que requer, industrialmente, uso de certa tecnologia, existem evidências de que os povos pré-colombianos que viviam nas regiões mais altas dos Andes conseguiam liofilizar alimentos, possibilitando estocá-los por mais tempo. Assinale a alternativa que explica como ocorria o processo de liofilização natural:

- A A sublimação da água ocorria devido às baixas temperaturas e à alta pressão atmosférica nas montanhas.
 - B Os alimentos, após congelados naturalmente nos períodos frios, eram levados para a parte mais baixa das montanhas, onde a pressão atmosférica era menor, o que possibilitava a sublimação.
 - C Os alimentos eram expostos ao sol para aumentar a temperatura, e a baixa pressão atmosférica local favorecia a solidificação.
 - D As temperaturas eram baixas o suficiente nos períodos frios para congelar os alimentos, e a baixa pressão atmosférica nas altas montanhas possibilitava a sublimação.
 - E Os alimentos, após congelados naturalmente, eram prensados para aumentar a pressão, de forma que a sublimação ocorresse.
- 5** Bolinhas de naftalina deixadas em lugares estratégicos para combate às traças diminuem de tamanho por causa da:
- A vaporização.
 - B condensação.
 - C liquefação.
 - D sublimação.
 - E fusão.

6 Unirio Um cientista recebeu uma substância desconhecida, no estado sólido, para ser analisada. O gráfico a

seguir representa o processo de aquecimento de uma amostra dessa substância.



Analisando o gráfico, podemos concluir que a amostra apresenta:

- A duração da ebulição de 10 min.
- B duração da fusão de 40 min.
- C ponto de fusão de 40 °C.
- D ponto de fusão de 70 °C.
- E ponto de ebulição de 50 °C.

7 UEL Vapor-d’água passa para o estado líquido por:

- I. diminuição de temperatura.
- II. aumento de volume.
- III. diminuição de pressão.

Dessas afirmativas, apenas:

- A I é correta.
- B II é correta.
- C III é correta.
- D I e II são corretas.
- E I e III são corretas.

8 PUC-Campinas Uma das aplicações do nitrogênio está na obtenção de temperaturas baixas, necessárias, por exemplo, aos procedimentos cirúrgicos e à conservação de materiais biológicos. Considerando as seguintes informações.

Temperatura de ebulição a 1 atm = 77,4 K

Temperatura crítica = 126,1 K

Pressão crítica = 33,5 atm

Obs.: Temperatura crítica = temperatura acima da qual um gás não pode ser liquefeito por compressão.
Pressão crítica = pressão exercida sobre o gás na temperatura crítica.

Pode-se concluir que a:

- I. 25 °C (temperatura ambiente) o nitrogênio atmosférico pode ser liquefeito por compressão.
- II. 77,4 K e 100 atm o nitrogênio encontra-se no estado líquido.
- III. 99 K e 1 atm o nitrogênio encontra-se no estado líquido.

Dessas afirmações, somente:

- A I é correta.
- B II é correta.
- C III é correta.
- D I e II são corretas.
- E II e III são corretas.

► **Dica para questão 8:** Desenhar o diagrama de equilíbrio de fases, com o ponto triplo e o ponto crítico bem determinados, é fundamental para a resolução da questão.

9 UFRRJ Onda de calor mata mais de 120 pessoas na Ásia.

[...] A temperatura mais alta foi registrada no distrito de Sibi, na Província do Baluquistão, no Paquistão, onde o calor chegou a 52 °C [...]

Folha Online, ago. 2006. Disponível em: <www1.folha.uol.com.br/folha/mundo/ult94u303366.shtml>.

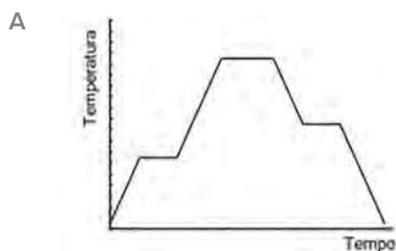
A notícia ilustra as possíveis consequências do desca-
so com a natureza. A tabela a seguir indica o ponto de
fusão e o ponto de ebulição de algumas substâncias
presentes no nosso cotidiano.

	Ponto de fusão (°C) (1 atm)	Ponto de ebulição (°C) (1 atm)
Éter etílico	-116	34
Álcool	-114	78
Naftaleno	80	217

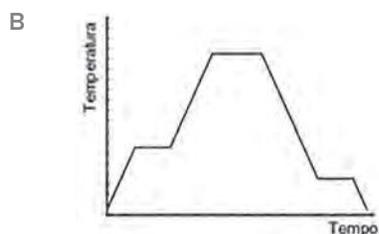
Essas substâncias, quando expostas à mesma
temperatura registrada no distrito de Sibi (52 °C), apre-
sentam-se, respectivamente, nos estados:

- A líquido, gasoso e líquido. D sólido, líquido e sólido.
B gasoso, líquido e gasoso. E gasoso, líquido e sólido.
C líquido, gasoso e sólido.

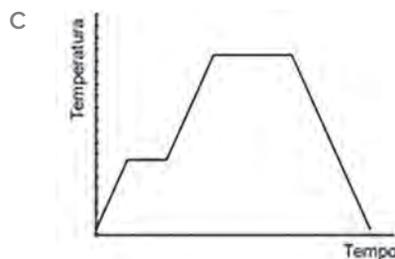
10 Unicamp 2020 Em 15 de abril de 2019, a Catedral de
Notre-Dame de Paris ardeu em chamas, atingindo
temperaturas de 800 °C. Estima-se que, na construção
da catedral, foram empregadas pelo menos 300 tone-
ladas de chumbo. Material usual à época, o chumbo é
um metal pesado com elevado potencial de contami-
nação em altas temperaturas. Sabendo que o ponto
de fusão do chumbo é de 327,5 °C e seu ponto de
ebulição é de 1750 °C, identifique a curva que pode
representar o histórico da temperatura de uma porção
de chumbo presente na catedral ao longo do incên-
dio, bem como o fenômeno corretamente relacionado
ao potencial de contaminação.



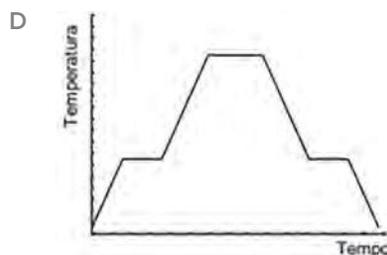
O potencial de contaminação estaria associado à eva-
poração do chumbo em alta temperatura.



O potencial de contaminação estaria associado à ebu-
lição do chumbo em alta temperatura.



O potencial de contaminação estaria associado à ebu-
lição do chumbo em alta temperatura.



O potencial de contaminação estaria associado à eva-
poração do chumbo em alta temperatura.

11 FMPA Observe os seguintes fatos.

- I. Uma pedra de naftalina deixada no armário.
- II. Uma vasilha com água deixada no freezer.
- III. Uma vasilha com água deixada no fogo.
- IV. O derretimento de um pedaço de chumbo quan-
do aquecido.

Nesses fatos, estão relacionados corretamente os se-
guintes fenômenos.

- A I. sublimação; II. solidificação; III. evaporação; IV. fusão.
B I. sublimação; II. solidificação; III. fusão; IV. evaporação.
C I. fusão; II. sublimação; III. evaporação; IV. solidificação.
D I. evaporação; II. solidificação; III. fusão; IV. sublimação.
E I. evaporação; II. sublimação; III. fusão; IV. solidificação.

12 Fuvest Oxalato de cálcio monoidratado ($\text{CaC}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$),
aquecido ao ar, decompõe-se gradativamente seguin-
do três etapas (I, II e III). As equações das reações e as
respectivas faixas de temperatura em que elas ocor-
rem são dadas a seguir.

	Faixa de temperatura (°C)
I. $\text{CaC}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow \text{CaC}_2\text{O}_4(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$	130 – 210
II. $\text{CaC}_2\text{O}_4(\text{s}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{CO}(\text{g})$	420 – 510
III. $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$	630 – 760

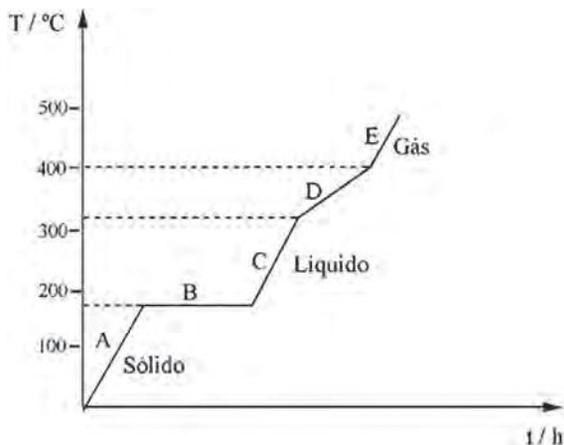
Esboce um gráfico, massa de sólido em função da
temperatura de aquecimento, que represente essa
decomposição. Inicie com uma massa qualquer à tem-
peratura ambiente. Indique, no gráfico, as substâncias
que estão presentes nas seguintes faixas de tempera-
tura: 25 – 130 °C, 210 – 420 °C e 510 – 630 °C.

► **Dica para questão 12:** Quando uma reação libera um gás em um
recipiente aberto, a massa de substâncias remanescentes diminui.

13 Unicamp 2018 Icebergs flutuam na água do mar, assim como o gelo em um copo com água potável. Imagine a situação inicial de um copo com água e gelo, em equilíbrio térmico à temperatura de 0 °C. Com o passar do tempo o gelo vai derretendo. Enquanto houver gelo, a temperatura do sistema

- A permanece constante, mas o volume do sistema aumenta.
- B permanece constante, mas o volume do sistema diminui.
- C diminui e o volume do sistema aumenta.
- D diminui, assim como o volume do sistema.

14 UFJF 2019 A solda macia (ou solda branca) é uma solda comum à base de uma liga de estanho e chumbo em variadas proporções. Na eletroeletrônica, as soldas são mais usadas em forma de fios, com a liga estanho/chumbo de proporção 60/40, a qual possui ponto de fusão igual a 183 °C. Analisando o gráfico abaixo, que mostra o comportamento térmico dessa solda, assinale a afirmativa CORRETA:



- A A solda é constituída por substâncias com impurezas e com temperatura de ebulição constante.
- B O fenômeno que ocorre na região B é a solidificação, e há três fases em equilíbrio.
- C A solda é constituída por uma mistura eutética, pois funde em temperatura constante.
- D A solda é constituída por uma mistura azeotrópica, pois funde em temperatura constante.
- E Na região D da curva, coexistem as fases líquida e gasosa, e a temperatura permanece constante.

15 UFBA Um sistema constituído de três gases:

- A é sempre polifásico.
- B é sempre monofásico.
- C pode ser homogêneo ou heterogêneo, dependendo da natureza dos gases.
- D pode ser monofásico, bifásico ou trifásico, dependendo dos gases.
- E varia em número de fases, dependendo de os gases serem substâncias simples ou compostas.

16 UFPE A camada de ozônio (O₃) que protege a vida na Terra da incidência dos raios ultravioleta é produzida na atmosfera superior pela ação de radiação solar de alta energia sobre moléculas de oxigênio, O₂. Assinale a alternativa correta:

- A O ozônio e o oxigênio são alótropos.
- B O ozônio e o oxigênio são isótopos.
- C O ozônio e o oxigênio são isômeros.
- D O ozônio e o oxigênio são moléculas isoeletrônicas.
- E O ozônio e o oxigênio têm números atômicos diferentes.

17 Cesgranrio Considere o quadro a seguir.

Composto químico	Fórmulas
Gás carbônico	CO ₂
Água	H ₂ O
Ozônio	O ₃
Ácido sulfúrico	H ₂ SO ₄
Ferrocianeto ferroso	Fe ₂ [Fe(CN) ₆]

A respeito desses compostos, está correto afirmar que a(o):

- A água tem, na sua molécula, 1 átomo de hidrogênio ligado a 2 átomos de oxigênio.
- B gás carbônico resulta da união de 2 moléculas de oxigênio a 1 molécula de carbono.
- C ozônio é constituído de 3 elementos oxigênio.
- D ácido sulfúrico resulta da união de 2 elementos H ligados a 1 elemento S e a 4 elementos O.
- E ferrocianeto ferroso é constituído de 3 elementos químicos distintos.

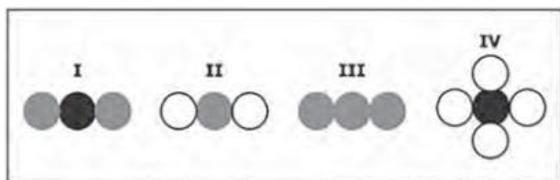
18 Fuvest Leia e responda:

- Ar
- Iodo
- Gás carbônico
- Latão
- Naftaleno
- Ouro 18 quilates

Se esses materiais forem classificados em substâncias puras e misturas, pertencerão ao grupo das substâncias puras:

- A ar, gás carbônico e latão.
- B iodo, ouro 18 quilates e naftaleno.
- C gás carbônico, latão e iodo.
- D ar, ouro 18 quilates e naftaleno.
- E gás carbônico, iodo e naftaleno.

- 19 UEPG 2016** Carbono, oxigênio e hidrogênio são elementos que se combinam para formar diversas substâncias químicas. No esquema abaixo, as esferas pretas representam o carbono, as cinzas o oxigênio, e as brancas o hidrogênio. Com relação às substâncias químicas representadas, assinale o que for correto.



- 01 Em I, está representado o CO_2 e em II, a H_2O .
 02 Na mistura de todas as substâncias, encontram-se quatro tipos de moléculas e três elementos químicos.
 04 Na mistura de I e III, encontram-se dois elementos químicos diferentes.
 08 Em IV, está representado um hidrocarboneto.
 16 Na mistura de II e IV, encontram-se dois tipos de moléculas e quatro tipos de átomos.

Soma:

- 20** Associe os termos mostrados a seguir:

1. Substância elementar (simples)
2. substância composta
3. mistura homogênea
4. mistura heterogênea

- ar
- água
- ferro
- granito

Lendo de cima para baixo, forma-se a seguinte sequência numérica.

- A 4, 3, 2, 1 D 2, 3, 4, 1
 B 1, 3, 4, 2 E 3, 4, 1, 2
 C 3, 2, 1, 4

- 21 Unesp** Uma amostra de água do rio Tietê, que apresentava partículas em suspensão, foi submetida a processos de purificação obtendo-se, ao final do tratamento, uma solução límpida e cristalina. Em relação às amostras de água antes e após o tratamento, podemos afirmar que correspondem, respectivamente, a:

- A substâncias composta e simples.
 B substâncias simples e composta.
 C misturas homogênea e heterogênea.
 D misturas heterogênea e homogênea.
 E mistura heterogênea e substância simples.

- 22** Água mineral filtrada, sem gás, é classificada como uma:

- A substância pura.
 B mistura heterogênea.
 C substância composta.
 D mistura homogênea.
 E um elemento.

- 23 CPS** Encontro em lanchonetes ou no intervalo das aulas é uma das atividades de lazer de crianças e de adolescentes, e a comida preferida é o lanche à base de hambúrguer com maionese e ketchup, batata frita, salgadinhos, refrigerantes, entre outros. Porém, esses alimentos vêm sofrendo condenação pelos médicos e nutricionistas, em especial por conterem componentes não recomendados, que são considerados “vilões” para a saúde dessa população jovem como, por exemplo, as gorduras trans e o excesso de sódio.

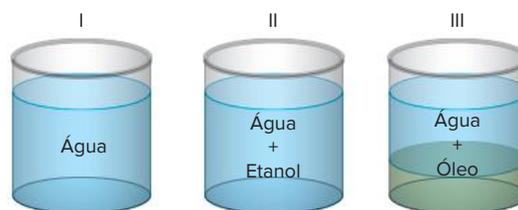
Segundo pesquisa recente do Idec (Instituto Brasileiro de Defesa do Consumidor), nas redes de *fast-food*, certos sanduíches fornecem 80% da quantidade necessária de sódio por dia. Esse elemento compõe a substância cloreto de sódio, que é um dos principais compostos presentes no sal de cozinha. O sal de cozinha pode ser obtido a partir da água do mar, em salinas, por evaporação. A condenação desse composto pelos médicos está associada a uma série de problemas, entre eles a hipertensão, hoje em dia comum até entre crianças e adolescentes. Com base no exposto e considerando o conceito de mistura e de substância pura, pode-se afirmar que:

- A o sal de cozinha, considerado substância pura, é encontrado na natureza.
 B o cloreto de sódio puro é considerado uma mistura das substâncias puras cloro e sódio.
 C o sal de cozinha é uma mistura que contém, entre outras substâncias, o cloreto de sódio.
 D o sal de cozinha, obtido em salinas por evaporação, é cloreto de sódio puro.
 E os sanduíches, em especial das redes *fast-food*, contêm 80% do sal recomendado por dia.

- 24** Assinale a alternativa correta.

- A Todo sistema homogêneo é uma mistura homogênea.
 B Todo sistema heterogêneo é uma mistura heterogênea.
 C Todo sistema heterogêneo é monofásico.
 D Todo sistema homogêneo é polifásico.
 E Todo sistema heterogêneo pode ser uma mistura heterogênea ou uma substância pura em mais de um estado físico.

- 25 UFF** Considere os seguintes sistemas:



Os sistemas I, II e III correspondem, respectivamente, a:

- A substância simples, mistura homogênea, mistura heterogênea.

- B substância composta, mistura heterogênea, mistura heterogênea.
- C substância composta, mistura homogênea, mistura heterogênea.
- D substância simples, mistura homogênea, mistura homogênea.
- E substância composta, mistura heterogênea, mistura homogênea.

26 Fatec 2019 Em seu livro Tratado Elementar de Química, publicado em 1789, Antoine Lavoisier estabeleceu uma nova nomenclatura para diversas substâncias químicas. Alguns exemplos, extraídos desse livro, são dados no quadro.

Nome antigo	Nome proposto por Lavoisier	Nome atual
ar vital	oxigênio	oxigênio
ar inflamável	hidrogênio	hidrogênio
ar fixo	ácido carbônico	dióxido de carbono
ácido vitriólico	ácido sulfúrico	ácido sulfúrico
vitriolo azul; vitriolo de cobre	sulfato de cobre	sulfato de cobre(II)
ácido marinho	ácido muriático	ácido clorídrico
sal marinho	muriato de soda	cloreto de sódio
soda aerada; soda efervescente	carbonato de soda	carbonato de sódio

Examinando o quadro, identifique as duas substâncias simples nele presentes pelos seus nomes antigos.

- A ar vital e ar fixo
- B ar vital e ar inflamável
- C sal marinho e soda aerada
- D ácido vitriólico e ácido muriático
- E vitriolo azul e soda efervescente

27 ITA Considere que sejam feitas as seguintes afirmações a respeito das formas cristalinas do carbono.

- I. As formas polimórficas do carbono são: diamante, grafite e fulerenos.
- II. O monocristal de grafite é bom condutor de corrente elétrica em uma direção, mas não o é na direção perpendicular a ela.
- III. O diamante é uma forma polimórfica metaestável do carbono nas condições normais de temperatura e pressão.
- IV. No grafite, as ligações químicas entre os átomos de carbono são tetraédricas.

Então, das afirmações acima, está(ão) correta(s):

- A apenas I, II e III.
- B apenas I e III.
- C apenas II e IV.
- D apenas IV.
- E todas.

28 Classificar os fenômenos a seguir em físico ou químico:

- I. Azedamento do vinho.
- II. Derretimento da parafina.
- III. Queima da vela.
- IV. Destilação da água do mar.

29 Mackenzie Assinalar a alternativa correta.

- A Liquefação é o nome dado à passagem de sólido para líquido.
- B Ocorre sublimação quando as gotas da chuva tocam o asfalto quente.
- C Ocorre um fenômeno físico quando o peróxido de hidrogênio (H_2O_2), contido na água oxigenada, sofre decomposição (Fotólise).
- D O sistema, constituído por dois cubos de gelo em um copo com água, é trifásico.
- E Ocorrem reações químicas no processo da digestão dos alimentos.

30 ITA Num experimento, um estudante verificou ser a mesma a temperatura de fusão de várias amostras de um mesmo material no estado sólido e também que esta temperatura se manteve constante até a fusão completa. Considere que o material sólido tenha sido classificado como:

- I. substância simples pura
- II. substância composta pura
- III. mistura homogênea eutética
- IV. mistura heterogênea

Então, das classificações acima, está(ão) errada(s):

- A apenas I e II.
- B apenas II e III.
- C apenas III.
- D apenas III e IV.
- E apenas IV.

31 UFRGS Três amostras materiais designadas por I, II e III foram submetidas a diferentes processos de análise, sob pressão de 1 atm, obtendo-se os dados a seguir:

Amostra I: É um gás incolor que liquefaz a uma temperatura de $-183\text{ }^\circ\text{C}$. Quando submetido a processos usuais de decomposição, permanece a mesma substância.

Amostra II: É um sólido branco que apresenta ponto de fusão igual a $800\text{ }^\circ\text{C}$ e ponto de ebulição igual a $1.413\text{ }^\circ\text{C}$. Quando submetido a decomposição por eletrólise, origina um sólido metálico e libera um gás.

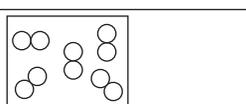
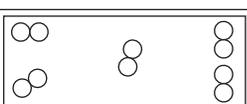
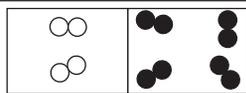
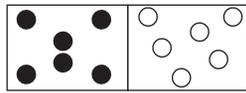
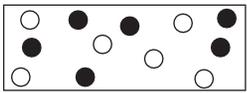
Amostra III: É um líquido límpido e incolor que não mantém uma temperatura constante durante sua ebulição. Após a destilação observa-se a formação de cristais brancos no fundo do recipiente que o contém.

As amostras I, II e III podem ser, respectivamente:

- A substância pura, mistura homogênea e mistura heterogênea.
- B substância simples, substância composta e solução.

- C substância simples, mistura homogênea e mistura homogênea.
- D solução gasosa, substância pura e substância composta.
- E mistura homogênea, mistura eutética e mistura azeotrópica.

32 Mackenzie Comparando as situações inicial e final nos sistemas I, II e III, observa-se:

	Inicial	Final
I		
II		
III		
	T = 25 °C e P = 1 atm	T = 25 °C e P = 1 atm

- A a ocorrência de um fenômeno químico no sistema I.
- B a formação de uma mistura no sistema II.
- C uma mudança de estado no sistema III.
- D a formação de uma mistura no sistema I.
- E a ocorrência de um fenômeno químico no sistema II.

33 UFPR Com o objetivo de reduzir a emissão de poluentes pelos veículos automotivos, foi definido, por Medida Provisória do Governo Federal, um aumento de 22% para 24% de álcool anidro na gasolina.

Para determinar o teor de álcool em uma amostra de gasolina, utiliza-se o seguinte procedimento.

- a) Mistura-se 50 mL de gasolina com 50 mL de água.
- b) Agita-se a mistura.
- c) Após a formação de duas fases, mede-se o volume da fase aquosa.

Considere que a adição de um volume V_1 de água a um volume V_2 de etanol produz uma mistura de volume total $V_t = V_1 + V_2$.

Com base nas informações anteriores e em conhecimentos sobre o álcool e a água, é correto afirmar:

- se o volume final da fase aquosa for 60 mL, significa que o aumento de 10 mL corresponde ao álcool, concluindo-se que a gasolina contém 20% de álcool.
- para que a amostra de gasolina apresente o teor alcoólico de acordo com o previsto pela Medida Provisória, o volume da fase aquosa deve ser de 74 mL.
- nesta análise, o álcool presente na gasolina transfere-se preferencialmente para a fase aquosa por ser mais solúvel nesta.

Dica para questão 33: O álcool, inicialmente na gasolina, vai para a água, onde dissolve-se preferencialmente.

34 Uefs 2017



Normalmente as substâncias são obtidas em mistura, seja na natureza, seja em laboratórios como produtos de reações químicas. Na maioria das vezes, é necessário separar os componentes de uma mistura para que possam ser utilizados. Para a separação, recorre-se a técnicas baseadas em diferenças de propriedades entre os componentes da mistura. O esquema mostra as etapas de separação de uma mistura.

Considerando-se essas informações, é correto afirmar que as técnicas de separação empregadas em 1, 2 e 3 são, respectivamente,

- A centrifugação, destilação fracionada e recristalização fracionada.
- B decantação, destilação simples e sublimação.
- C filtração, destilação simples e decantação.
- D filtração, decantação e destilação simples.
- E decantação, flotação e fusão fracionada.

35 São misturas de substâncias químicas:

- Petróleo
- Cloreto de sódio em água
- Areia em água

Os componentes destas misturas podem ser separados, respectivamente, por meio de:

- A destilação, evaporação, filtração.
- B evaporação, destilação, filtração.
- C filtração, evaporação, destilação.
- D filtração, destilação, evaporação.
- E destilação, filtração, evaporação.

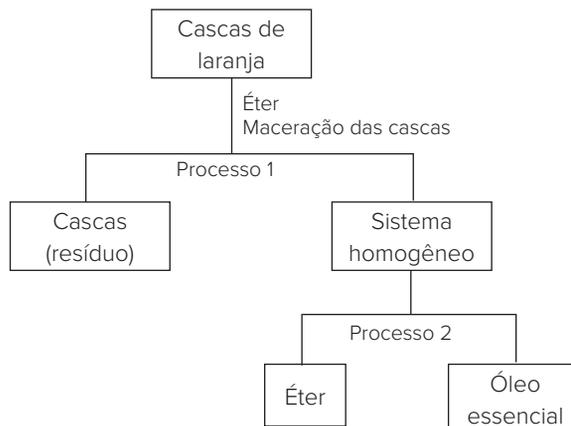
36 Unirio Foram acondicionados, acidentalmente, em um único recipiente, areia, sal de cozinha, água e óleo de soja. Para separar adequadamente cada componente dessa mistura, devem ser feitas as seguintes operações.

- A Destilação simples seguida de decantação e centrifugação.
- B Destilação simples seguida de centrifugação e sifonação.
- C Filtração seguida de destilação simples e catação.
- D Filtração seguida de decantação e destilação simples.
- E Decantação seguida de catação e filtração.

- 37 Unitau** Uma maneira rápida e correta de separar uma mistura com ferro, sal de cozinha e arroz, é, na sequência:
- A filtrar, aproximar um ímã, adicionar água e destilar.
 B adicionar água e destilar.
 C aproximar um ímã, adicionar água, filtrar e destilar.
 D destilar, adicionar água, aproximar um ímã.
 E impossível de separá-la.
- 38 PUC** Dentro de um frasco, estão bem misturados pó de ferro, areia e sal de cozinha, todos finamente divididos. Baseado nas operações de:
- I. filtração;
 - II. centrifugação;
 - III. solubilização em água;
 - IV. separação magnética;
 - V. decantação.

Indique a ordem de procedimentos que separará os três componentes desta mistura:

- A I, II, III. D IV, III, II.
 B I, III, II. E III, I, V.
 C IV, III, I.
- 39 Famerp 2019** O esquema a seguir representa o processo de extração do óleo essencial de cascas de laranja.



Os números 1 e 2 correspondem a processos de separação de misturas denominados, respectivamente,

- A dissolução fracionada e filtração.
 B decantação e centrifugação.
 C centrifugação e filtração.
 D destilação e decantação.
 E filtração e destilação.
- 40 UFGM** Este quadro apresenta misturas heterogêneas que foram submetidas aos processos de separação especificados.

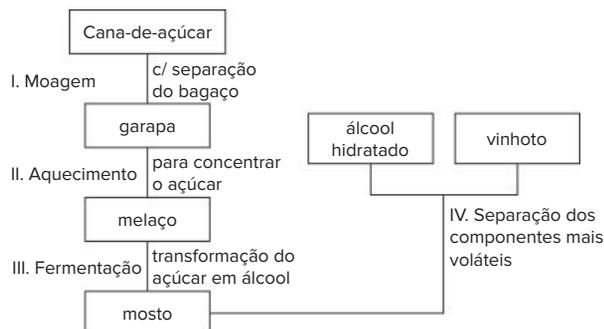
Misturas	Componentes	Processo de separação
I	Água e areia	Decantação
II	Sucatas de ferro e Alumínio	Separação magnética
III	Grafite e iodo	Sublimação
IV	Água e óleo	Filtração

Assinale a alternativa que corresponde a uma mistura cujo processo de separação especificado é inadequado.

- A I. C III.
 B II. D IV.

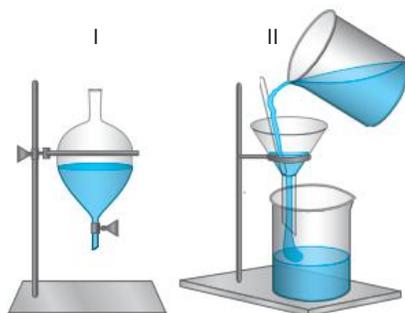
- 41 Unicamp** Os gases nitrogênio, oxigênio e argônio, principais componentes do ar, são obtidos industrialmente através da destilação fracionada do ar liquefeito. Indique a sequência de obtenção dessas substâncias neste processo de destilação fracionada. Justifique sua resposta.
 Dados: Temperaturas de ebulição a 1,0 atm; argônio = $-186\text{ }^{\circ}\text{C}$; nitrogênio = $-196\text{ }^{\circ}\text{C}$; oxigênio = $-183\text{ }^{\circ}\text{C}$.

- 42 PUC-Campinas** A obtenção do álcool etílico hidratado, a partir da cana-de-açúcar, pode ser representada pelo esquema a seguir. Em I e IV, que envolvem processos de fracionamento, são realizadas, respectivamente:



- A filtração e destilação.
 B destilação e decantação.
 C filtração e decantação.
 D destilação e filtração.
 E decantação e decantação.

- 43 USF** Considerando-se as aparelhagens esquematizadas a seguir.



A afirmação correta é:

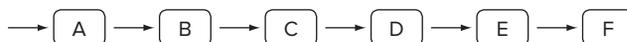
- A a aparelhagem I pode ser utilizada para separar água e gasolina.
 B a aparelhagem I pode ser utilizada para separar solução de água e sal.
 C a aparelhagem I pode ser utilizada para separar solução de água e carvão.
 D a aparelhagem II pode ser utilizada para separar água e óleo.
 E a aparelhagem II pode ser utilizada para separar solução de água e álcool.

- 44 Unesp** A preparação de um chá utilizando os já tradicionais saquinhos envolve, em ordem de acontecimento, os seguintes processos:

- A filtração e dissolução.
 B filtração e extração.
 C extração e filtração.
 D extração e decantação.
 E dissolução e decantação.

- 45 ITA** Um copo contém uma mistura de água, acetona, cloreto de sódio e cloreto de prata. A água, a acetona e o cloreto de sódio estão numa mesma fase líquida, enquanto o cloreto de prata se encontra numa fase sólida. Descreva como podemos realizar, em um laboratório de química, a separação dos componentes desta mistura. Em sua descrição devem constar as etapas que você empregaria para realizar esta separação, justificando o(s) procedimento(s) utilizado(s).

- 46 PUC-Rio** Considere as substâncias líquidas nas CNTP, água e etanol, e assinale a alternativa correta.
- A Esses líquidos são imiscíveis em qualquer proporção.
 B É possível separar completamente uma mistura de qualquer proporção desses líquidos por destilação simples.
 C É possível separar completamente uma mistura de qualquer proporção desses líquidos por destilação fracionada.
 D Uma mistura de qualquer proporção desses líquidos forma um azeótropo (ou mistura azeotrópica), ou seja, uma mistura que destila com ponto de ebulição constante.
 E Uma mistura na proporção fixa contendo 4% de água e 96% de etanol forma um azeótropo (ou mistura azeotrópica), ou seja, mistura que destila com ponto de ebulição constante.
- 47 PUC-Rio** Uma das atividades práticas da ciência é a separação de substâncias presentes em misturas e a extração de substâncias simples de substâncias compostas. Sobre os métodos de separação e de extração, é correto afirmar que:
- A uma solução contendo água e etanol pode ter os seus componentes separados completamente por meio de destilação simples.
 B no composto sulfeto de ferro II (FeS), um ímã pode ser utilizado para separar o metal ferro do ametal enxofre.
 C a destilação fracionada é amplamente utilizada para separar frações líquidas do petróleo.
 D em uma mistura contendo os solutos NaCl e KNO₃ totalmente dissolvidos em água, a separação dos sais pode ser feita por centrifugação.
 E peneiramento e catação não são considerados processos de separação.
- 48 Unesp** Em nosso planeta, a maior parte da água encontra-se nos oceanos (água salgada) e é imprópria para consumo humano. Um processo para tornar a água do mar potável seria: “Promover a _____ por _____ ou osmose reversa e, em seguida, retificá-la, _____ sais _____ adequadas”. Assinale a alternativa que permite preencher, na sequência, as lacunas de forma correta.
- A purificação; destilação; removendo; em proporções.
 B dessalinização; destilação; adicionando; em proporções.
 C dessalinização; destilação; removendo; por técnicas.
 D desinfecção; cloração; adicionando; em proporções.
 E clarificação; decantação; adicionando; em proporções.
- 49 CPS** Tingir os cabelos e pintar o corpo são manifestações culturais muito antigas, comuns a mulheres e homens, que surgiram muito antes de qualquer forma de escrita. A pele do corpo foi a primeira “tela” usada pelos humanos, antes mesmo de pintarem as paredes das cavernas onde viviam. A pintura corporal dos índios brasileiros foi uma das primeiras coisas que chamou a atenção do colonizador português. Pero Vaz de Caminha, em sua famosa carta ao rei d. Manoel I, já falava de uns pequenos ouriços que os índios traziam nas mãos e da nudeza colorida das índias. Para obter o corante vermelho que utilizam para pintar o corpo, os índios brasileiros amassam sementes de urucum, fervendo o pó formado com água. Os processos utilizados pelos índios, para obtenção do corante vermelho, são:
- A peneiração e destilação. D levigação e sintetização.
 B trituração e extração. E sifonação e dissolução.
 C sublimação e evaporação.
- 50 Fuvest** A obtenção de água doce de boa qualidade está se tornando cada vez mais difícil devido ao adensamento populacional, às mudanças climáticas, à expansão da atividade industrial e à poluição. A água, uma vez captada, precisa ser purificada, o que é feito nas estações de tratamento. Um esquema do processo de purificação é:



em que as etapas B, D e F são:

- B – adição de sulfato de alumínio e óxido de cálcio,
 D – filtração em areia,
 F – fluoretação.

Assim sendo, as etapas A, C e E devem ser, respectivamente,

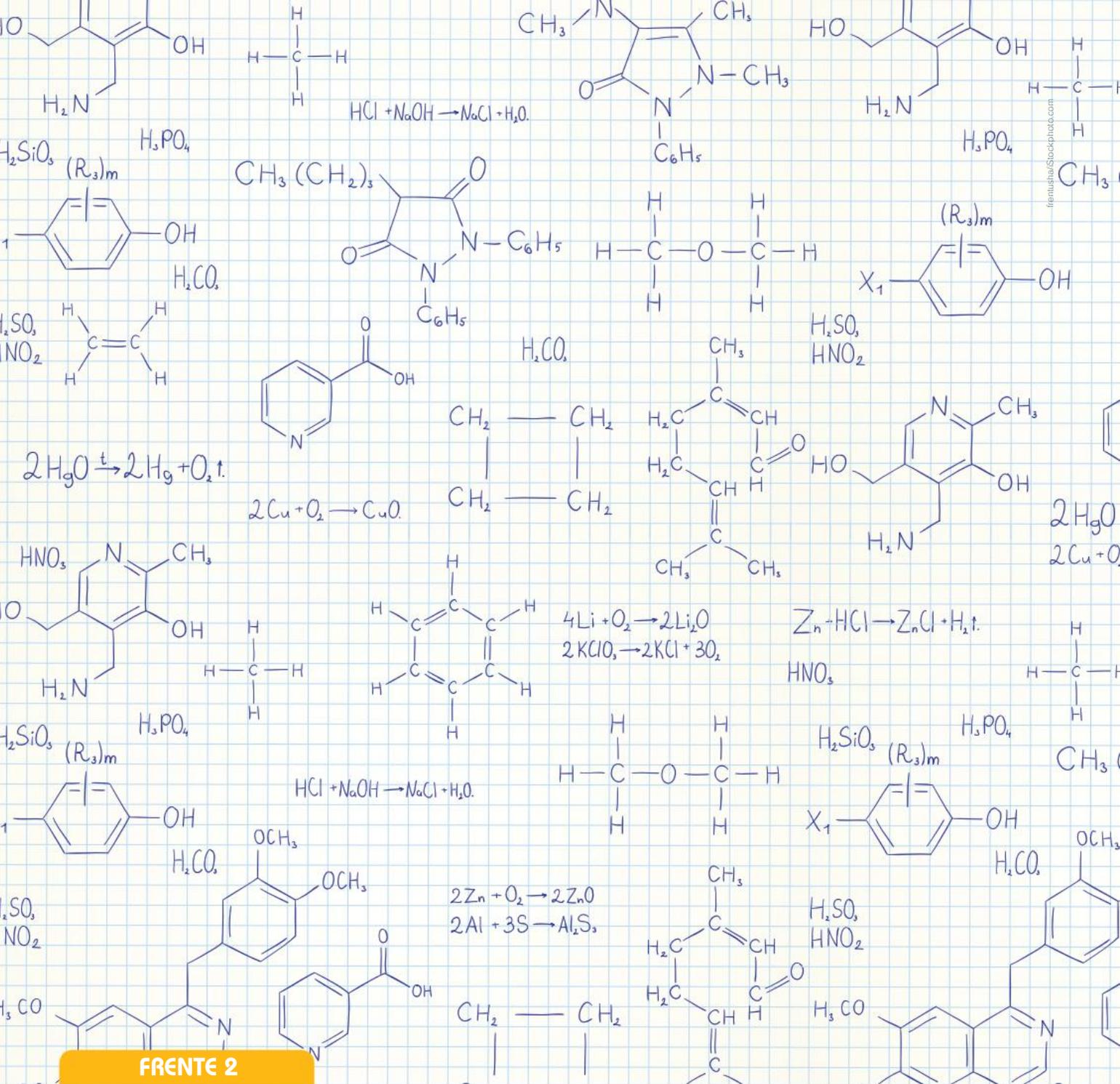
- A filtração grosseira, decantação e cloração.
 B decantação, cloração e filtração grosseira.
 C cloração, neutralização e filtração grosseira.
 D filtração grosseira, neutralização e decantação.
 E neutralização, cloração e decantação.

51 PUC-Rio Veículos movidos a álcool utilizam como combustível o álcool hidratado (mistura de etanol com pequena porcentagem de água). Veículos movidos somente à gasolina usam gasolina misturada com uma quantidade de álcool anidro (somente etanol) cuja proporção é regulada por lei.

O álcool anidro é obtido retirando-se resíduos de água do álcool hidratado. Para tal, deve-se escolher um agente secante adequado de modo que evite reações químicas perigosas e indesejáveis. A cal virgem, CaO , é o agente secante que atua formando o composto insolúvel Ca(OH)_2 conhecido como cal hidratada.

De acordo com as informações acima, é correto afirmar que:

- A álcool hidratado constitui uma mistura heterogênea de etanol e água.
- B etanol e CaO reagem formando Ca(OH)_2 .
- C álcool e água não podem ser separados completamente por destilação simples por formarem mistura azeotrópica.
- D CaO e Ca(OH)_2 são totalmente solúveis em etanol.
- E a mistura de Ca(OH)_2 e etanol é homogênea.



FRENTE 2

CAPÍTULO

2

Determinação de fórmulas

As fórmulas químicas são fundamentais para tornar mais concreto o estudo de Química, que possui uma natureza bastante abstrata. Neste capítulo, vamos aprender como as fórmulas foram determinadas.

Introdução

As substâncias químicas possuem representações apropriadas, reconhecidas internacionalmente por órgãos que regulamentam o estudo da Química, como a IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry). Essas representações são feitas por meio de **fórmulas**.

Historicamente, o primeiro tipo de fórmula para representar um composto químico se baseava na porcentagem em massa de cada elemento que compunha esse composto. Essa representação é chamada de **fórmula centesimal**. Entender por que esse tipo de representação foi o primeiro a ser estudado é simples: no início do século XIX, o único instrumento de medida que se usava para determinar a composição de uma substância era a balança. Assim, decompunha-se o composto em seus elementos formadores, na forma de suas respectivas substâncias simples, e media-se a massa de cada elemento e a massa total da amostra. A porcentagem em massa de cada elemento era dada pela razão entre a sua massa e a massa total do composto.

Com a determinação das massas molares de cada elemento, pode-se calcular, a partir da fórmula centesimal, a menor proporção entre os números de átomos dos elementos do composto. Essa nova representação é chamada de **fórmula mínima ou empírica**. Ao se conhecer as massas molares das substâncias, pode-se calcular, a partir da fórmula mínima, a **fórmula molecular**, que é a mais usada atualmente para representar um composto.

O principal objetivo deste capítulo é definir esses três tipos de fórmulas e discutir como se dá a conversão entre elas. Para começar, é fundamental ressaltar a importância desse assunto para a Química: a determinação das fórmulas dos compostos foi feita em uma época com recursos ainda precários, na qual os principais instrumentos medidores eram balanças simples. Com esses instrumentos, foi possível conhecer o número de átomos de cada elemento em uma molécula mesmo sem nunca ter visto uma. Saber a composição dos compostos contribuiu muito para elaborar novas teorias e para incrementar o conhecimento sobre a matéria e as suas transformações.

Comparação entre as fórmulas

Os três tipos de fórmulas podem ser definidos da seguinte maneira:

- **Fórmula molecular** é a representação de uma substância que mostra quantos átomos de cada elemento estão presentes em uma molécula.
- **Fórmula mínima/empírica** é a representação de uma substância que mostra a menor proporção de números inteiros de átomos dos elementos em uma molécula.
- **Fórmula centesimal** é a representação de uma substância que mostra as porcentagens em massa dos elementos de uma molécula.

A tabela a seguir traz exemplos que mostram os diferentes tipos de fórmulas que uma substância pode ter:

Nome da substância	Fórmula molecular	Fórmula mínima	Fórmula centesimal
Etano	C ₂ H ₆	CH ₃	C _{80%} H _{20%}
Trióxido de enxofre	SO ₃	SO ₃	S _{40%} O _{60%}
Glicose	C ₆ H ₁₂ O ₆	CH ₂ O	C _{40%} H _{6,67%} O _{53,33%}
Sacarose	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	C _{42,11%} H _{6,43%} O _{51,46%}

Tab. 1 Comparação entre os tipos de fórmulas de uma substância.

Ao analisar a tabela, percebe-se:

- Em alguns compostos, a fórmula molecular pode ser igual à fórmula mínima, como ocorre no caso do trióxido de enxofre e da sacarose. Para que isso ocorra, basta que a fórmula molecular não tenha índices simplificáveis.
- Ao representar a fórmula centesimal, é mais conveniente que as porcentagens sejam expressas com duas casas decimais, respeitando-se as regras de arredondamento. A soma das porcentagens deve ser de 100%.
- Para obter a fórmula mínima a partir da fórmula molecular, basta simplificar os índices até alcançar os menores inteiros possíveis.

Conversão entre as fórmulas

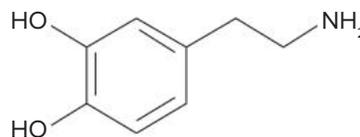
Da fórmula molecular/mínima para fórmula centesimal

A partir de uma proporção entre o número de átomos de cada elemento em uma molécula, deve-se calcular a porcentagem em massa de cada elemento no composto. Para tanto, aplica-se a seguinte regra de três:

$$\begin{array}{l} M_{\text{composto}} : 100\% \\ M_x : \%X \end{array} \Rightarrow \%X = \frac{M_x}{M_{\text{composto}}} \cdot 100\%$$

Exercício resolvido

- 1 A substância dopamina é um dos mais importantes neurotransmissores do nosso corpo e está relacionada a sensações de bem-estar e de prazer. A diminuição acelerada das células nervosas que produzem a dopamina pode estar associada à doença de Parkinson, já o excesso de dopamina no organismo pode estar relacionado à esquizofrenia.

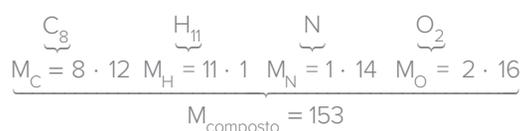


Sabendo que a fórmula molecular da dopamina é C₈H₁₁NO₂, qual a sua fórmula centesimal?

Dados: Massas molares em g/mol: C = 12; H = 1; N = 14; O = 16.

Resolução:

Observe o seguinte esquema para o cálculo das massas molares:



Desse modo, pode-se calcular as porcentagens em massa da seguinte forma:

$$\%C = \frac{M_C}{M_{\text{composto}}} \cdot 100\% \Rightarrow \%C = \frac{8 \cdot 12}{153} \cdot 100\%$$

$$\%C = 62,75\%$$

$$\%H = \frac{M_H}{M_{\text{composto}}} \cdot 100\% \Rightarrow \%H = \frac{11 \cdot 1}{153} \cdot 100\%$$

$$\%H = 7,19\%$$

$$\%N = \frac{M_N}{M_{\text{composto}}} \cdot 100\% \Rightarrow \%N = \frac{1 \cdot 14}{153} \cdot 100\%$$

$$\%N = 9,15\%$$

$$\%O = \frac{M_O}{M_{\text{composto}}} \cdot 100\% \Rightarrow \%O = \frac{2 \cdot 16}{153} \cdot 100\%$$

$$\%O = 20,92\%$$

Logo, a fórmula centesimal da dopamina é:



Da fórmula centesimal para fórmula mínima

Neste caso, a conversão visa estabelecer a menor proporção entre o número de átomos de cada elemento em uma substância. Entretanto, vale ressaltar que a proporção entre o número de átomos de cada elemento é a mesma proporção entre o número de mols de átomos. Isso se deve ao fato de que a quantidade de 1 mol de átomos é a mesma para todos os elementos. Dessa forma, para determinar a fórmula mínima de uma substância, deve-se:

- 1ª) Calcular o número de mols para cada elemento da molécula.
- 2ª) Tomar a proporção em mols como sendo também a proporção em número de átomos.
- 3ª) Transformar a proporção, que provavelmente será de números fracionários, em uma proporção de números inteiros, sendo estes os menores possíveis.



Saiba mais

Historicamente, essa é uma conversão muito importante, porque foi a partir dela que os cientistas do passado conseguiram saber a proporção dos átomos de cada elemento em uma molécula sem nunca ter podido analisar os átomos mediante a visualização da molécula. É uma conquista científica relevante, uma vez que o mundo microscópico foi estudado de maneira indireta, sem que se fizesse uso de nenhum dos nossos sentidos.

Exercícios resolvidos

- 2 A decomposição de um composto em seus elementos formadores revelou que a fórmula centesimal dessa substância é $\text{C}_{65,45\%}\text{H}_{7,27\%}\text{N}_{12,73\%}\text{O}_{14,55\%}$. Sabendo que as massas molares do carbono, hidrogênio, nitrogênio e oxigênio são, respectivamente, 12, 1, 14 e 16 g/mol, determine a fórmula mínima desse composto.

Resolução:

Para determinar a fórmula mínima a partir da fórmula centesimal, deve-se começar determinando o número de mols para cada elemento:

$$n_C = \frac{m_C}{M_C} \Rightarrow n_C = \frac{65,45\%m_{\text{total}}}{12} \Rightarrow n_C = 5,45\%m_{\text{total}}$$

$$n_H = \frac{m_H}{M_H} \Rightarrow n_H = \frac{7,27\%m_{\text{total}}}{1} \Rightarrow n_H = 7,27\%m_{\text{total}}$$

$$n_N = \frac{m_N}{M_N} \Rightarrow n_N = \frac{12,73\%m_{\text{total}}}{14} \Rightarrow n_N = 0,91\%m_{\text{total}}$$

$$n_O = \frac{m_O}{M_O} \Rightarrow n_O = \frac{14,55\%m_{\text{total}}}{16} \Rightarrow n_O = 0,91\%m_{\text{total}}$$

Após esse procedimento, é importante saber que essa proporção obtida é a mesma proporção do número de átomos de cada um dos elementos que compõem esse composto. No entanto, para a fórmula mínima, deve-se obter essa mesma proporção, mas expressa em números inteiros. Para isso, dividem-se todos os resultados encontrados pelo menor deles. Assim:

$$n_C = \frac{5,45\%m_{\text{total}}}{0,91\%m_{\text{total}}} = 6$$

$$n_H = \frac{7,27\%m_{\text{total}}}{0,91\%m_{\text{total}}} = 8$$

$$n_N = \frac{0,91\%m_{\text{total}}}{0,91\%m_{\text{total}}} = 1$$

$$n_O = \frac{0,91\%m_{\text{total}}}{0,91\%m_{\text{total}}} = 1$$

Logo, a fórmula mínima do composto é $\text{C}_6\text{H}_8\text{NO}$.

- 3 Existem na natureza vários óxidos de nitrogênio. Em uma amostra, havia apenas um deles, totalmente purificado. Para descobrir qual era o óxido da amostra, foi feita a sua decomposição. Pelas massas obtidas, concluiu-se que a fórmula centesimal do composto era $\text{N}_{25,93\%}\text{O}_{74,07\%}$. Sabendo que as massas molares do nitrogênio e do oxigênio são, respectivamente, 14 e 16 g/mol, determine a fórmula mínima do óxido.

Resolução:

Ao calcular o número de mols dos dois elementos, tem-se:

$$n_N = \frac{m_N}{M_N} \Rightarrow n_N = \frac{25,93\%m_{\text{total}}}{14} \Rightarrow n_N = 1,85\%m_{\text{total}}$$

$$n_O = \frac{m_O}{M_O} \Rightarrow n_O = \frac{74,07\%m_{\text{total}}}{16} \Rightarrow n_O = 4,63\%m_{\text{total}}$$

Os dados obtidos são a proporção do número de átomos de cada elemento que compõe o composto. Ao converter para uma proporção de números inteiros, tem-se:

$$n_N = \frac{1,85\%m_{\text{total}}}{1,85\%m_{\text{total}}} = 1$$

$$n_O = \frac{4,63\%m_{\text{total}}}{1,85\%m_{\text{total}}} = 2,5$$

Se ainda assim a proporção obtida não for de números inteiros, deve-se multiplicar todos eles por um mesmo fator para que resultem, concomitantemente, em números inteiros. Nesse caso, multiplicam-se todos por 2:

$$n_N = \frac{1,85\%m_{\text{total}}}{1,85\%m_{\text{total}}} = 1 \cdot 2 = 2$$

$$n_O = \frac{4,63\%m_{\text{total}}}{1,85\%m_{\text{total}}} = 2,5 \cdot 2 = 5$$

Portanto, a fórmula mínima do composto é N_2O_5 .

Da fórmula centesimal para fórmula molecular

Para converter uma fórmula centesimal em uma fórmula molecular, deve-se utilizar o procedimento anterior, que converte a fórmula centesimal em fórmula mínima, e, posteriormente, converter a mínima em molecular. Para isso, basta multiplicar a fórmula mínima por um mesmo fator inteiro, que é exatamente o fator utilizado para simplificar a fórmula molecular e gerar a mínima. Esse fator pode ser obtido a partir de algum dado além da fórmula centesimal, como a massa molar do composto ou o número de átomos de um determinado elemento no composto.

Exercício resolvido

4 O composto BHC, também chamado de benzeno hexaclorado, foi muito utilizado como pesticida e fungicida em lavouras, principalmente de trigo e de cebola. É um composto bastante estável e seu acúmulo na natureza é altamente indesejável, pois o BHC é tóxico. Uma análise de massas após decomposição mostrou que a sua fórmula centesimal é $C_{25,26\%}Cl_{74,74\%}$. Qual sua fórmula molecular, sabendo que a massa molar é 285 g/mol?

Dados: Massas molares em g/mol: C = 12; Cl = 35,5.

Resolução:

Calculando o número de mols dos dois elementos, tem-se:

$$n_C = \frac{m_C}{M_C} \Rightarrow n_C = \frac{25,26\%m_{\text{total}}}{12} \Rightarrow n_C = 2,11\%m_{\text{total}}$$

$$n_{Cl} = \frac{m_{Cl}}{M_{Cl}} \Rightarrow n_{Cl} = \frac{74,74\%m_{\text{total}}}{35,5} \Rightarrow n_{Cl} = 2,11\%m_{\text{total}}$$

Desse modo, a proporção do número de átomos de cada um dos elementos é de 1 : 1. A fórmula mínima é dada por CCl , que tem massa molar igual a 47,5 g/mol.

Como a massa molar do composto é 285 g/mol, a razão $\frac{285}{47,5} = 6$ é o fator pelo qual se deve multiplicar a fórmula mínima para chegar à fórmula molecular:



A fórmula molecular do composto é C_6Cl_6 .

Existem ainda outros problemas de determinação de fórmulas que podem envolver diferentes raciocínios. Em alguns deles, por exemplo, é dada a massa molar de uma substância e os elementos que a compõem e, então, pede-se a sua fórmula molecular. Matematicamente, obtém-se um sistema indeterminado, pois há mais incógnitas do que equações. Entretanto, como o número de átomos é inteiro, o sistema tem, de fato, uma única solução.

Em último caso, pode-se determinar a fórmula de um composto por meio de uma análise por combustão, principalmente para compostos orgânicos oxigenados.

Observe os exemplos presentes nos exercícios resolvidos a seguir.

Exercícios resolvidos

5 A maior parte dos desodorantes tem como principal princípio ativo o cloridróxido de alumínio, um composto antisséptico contra organismos gram-positivos (que causam o mau cheiro das axilas), antiperspirante (que dificulta a transpiração) e adstringente (que neutraliza substâncias de caráter ácido que causam mau cheiro). Esse composto tem os íons alumínio, hidroxila e cloreto. Qual a sua fórmula?

Dados: Massas molares em g/mol: Al = 27; O = 16; H = 1; Cl = 35,5; Cloridróxido de alumínio = 174,5.

Resolução:

A primeira estratégia para resolver essa questão é utilizar a massa molar do cloro, que vale 35,5 g/mol e é a única massa molar decimal do composto. Um número ímpar de cloros faz a massa molar do composto ser um número decimal; já uma quantidade par faz a massa molar do composto ser um número inteiro. Portanto, já se pode concluir que há um número ímpar de átomos de cloro.

$$\text{Tem-se que: } \begin{cases} 1 \text{ Cl} = 35,5 \\ 3 \text{ Cl} = 106,5 \\ 5 \text{ Cl} = 177,5 \end{cases}$$

Dessa forma, o número de átomos de cloro no composto só pode ser 1 ou 3, porque 5 já ultrapassa a massa molar total do composto.

Considerando a presença de 3 cloros, a massa molar do restante do composto seria de 68 g/mol. Sabe-se que há, pelo menos, um alumínio e uma hidroxila na substância, e, como a massa molar do alumínio é 27 e a da hidroxila é 17, a soma delas é 44. Subtraindo esse valor de 68, tem-se 24, e essa sobra não poderia ser nem um alumínio, nem uma hidroxila a mais. Logo, não é possível que o índice do cloro no composto seja 3. Desse modo, sabe-se que o número de cloros é 1: $Al_x(OH)_yCl$.

Caso a fórmula tivesse 1 alumínio, seria $Al(OH)_yCl$, e a massa seria dada por:

$$27 + 17 \cdot y + 35,5 = 62,5 + 17 \cdot y$$

Como a massa total do composto é 174,5, tem-se: $62,5 + 17 \cdot y = 174,5 \Rightarrow y = 6,59$, que não é um número inteiro e, portanto, não convém.

Para 2 alumínio, a fórmula seria $Al_2(OH)_yCl$, cuja massa é:

$$54 + 17 \cdot y + 35,5 = 89,5 + 17 \cdot y$$

Como a massa total vale 174,5, tem-se: $89,5 + 17 \cdot y = 174,5 \Rightarrow y = 5$, que é um número inteiro. Assim, a fórmula do composto é $Al_2(OH)_5Cl$.

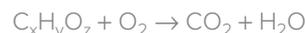
- 6** O ácido cítrico é um dos produtos mais importantes na indústria química atualmente. Ele recebe esse nome porque está presente em frutas cítricas, como o limão. Esse ácido faz parte da composição de sais de frutas, que são medicamentos utilizados para moderar grandes variações de pH no estômago, que podem causar azia.

Suponha que a queima completa de 144 g desse composto tenha resultado em 198 g de dióxido de carbono e 54 g de água. Qual a sua fórmula mínima?

Dados: Massas molares, em g/mol: C = 12; H = 1; O = 16.

Resolução:

A equação não balanceada da combustão completa do ácido cítrico é dada por:



Como os únicos produtos obtidos são gás carbônico e água, sabe-se que o composto tem carbono e hidrogênio e pode ter oxigênio. Pela lei da conservação das massas de Lavoisier, é possível encontrar a massa de oxigênio consumida no processo:



$$144 + m_{O_2} = 198 + 54 \Rightarrow m_{O_2} = 108$$

Calculando o número de mols para todas as espécies envolvidas, tem-se:

$$n_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{M_{O_2}} \Rightarrow n_{O_2} = \frac{108}{32} \Rightarrow n_{O_2} = 3,375 \text{ mol}$$

$$n_{CO_2} = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} \Rightarrow n_{CO_2} = \frac{198}{44} \Rightarrow n_{CO_2} = 4,5 \text{ mol}$$

$$n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} \Rightarrow n_{H_2O} = \frac{54}{18} \Rightarrow n_{H_2O} = 3 \text{ mol}$$

Balanceando a combustão com esses números de mols, tem-se:



Dividindo todos os índices por 0,25, tem-se a fórmula $C_{18}H_{24}O_{21}$, cuja fórmula mínima é $C_6H_8O_7$ (obtida dividindo a fórmula anterior por 3).

Revisando

- 1 Unicamp** Sabe-se que 1,0 mol de um composto contém 72 g de carbono (C), 12 mols de átomos de hidrogênio (H) e $12 \cdot 10^{23}$ átomos de oxigênio (O). Admitindo-se o valor da constante de Avogadro como sendo $6,0 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ e com base na classificação periódica dos elementos, escreva:
- A fórmula molecular do composto.
 - A fórmula mínima do composto.
- 2 UnitaU** Sabendo-se que um composto mineral apresenta a seguinte composição centesimal: Na = 27,06%; N = 16,47% e O = 56,47% e que existe nesse composto somente um átomo de sódio, calcular a sua fórmula molecular.
- Dados: N = 14; O = 16; Na = 23

- 3 Unicamp** O ácido acetilsalicílico, $C_9H_8O_4$, é uma substância muito empregada em medicamentos antitérmicos e analgésicos.
Uma indústria farmacêutica comprou uma certa quantidade de ácido acetilsalicílico para usá-lo em uma de suas formulações. Como de praxe, para verificar a pureza do material, foi feita a análise química que indicou um teor de carbono de 50%. O produto comprado estava puro? Justifique sua resposta.
Dados: massas atômicas: C = 12, H = 1 e O = 16
- 4 Udesc** A celulose é um composto orgânico de grande importância econômica para o Estado de Santa Catarina. A celulose é um polímero de cadeia longa formado pela ligação de monômeros de glicose ($C_6H_{12}O_6$). Uma massa de 100 gramas de celulose foi submetida à análise elementar e os resultados mostraram que este composto era constituído de 44,45 gramas de carbono, 6,17 gramas de hidrogênio e 49,38 gramas de oxigênio.
Massas atômicas: C = 12,0 u; H = 1,0 u; O = 16,0 u
Pergunta-se:
a) Qual a fórmula mínima da celulose?
b) Qual o peso molecular da molécula de glicose?
- 5 UFPR 2011** Um composto mineral foi analisado em laboratório, obtendo-se o seguinte resultado: o composto é constituído por átomos de um ametal X e um metal Y, com as porcentagens em massa de X e Y correspondendo, respectivamente, a 40% e 60% em massa. Sabe-se que as massas atômicas de X e Y são, respectivamente, 32 e $96 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
a) Quais são as porcentagens em quantidade de matéria (em mols) dos átomos X e Y no mineral?
b) Qual é a fórmula química desse composto?
- 6 UFF** Por muitos anos, os aborígenes da Austrália usaram folhas de eucalipto para combater dores, em particular, a de garganta. O componente ativo dessas folhas foi identificado como EUCALIPTOL, cuja massa molar é 154,0 g.
Ao se analisar uma amostra de eucaliptol com 3,16 g, encontrou-se o seguinte resultado: C = 2,46 g; H = 0,37 g; O = 0,33 g.
Considere essas informações e determine:
a) a fórmula molecular do eucaliptol;
b) a massa, em grama, de H_2O produzida na combustão completa da amostra.
- 7 UFPE 2013** Um certo óxido de enxofre apresenta 40% em massa de enxofre. A fórmula mínima desse óxido é S_xO_y . Calcule x e y e indique o resultado do inteiro mais próximo de x + y em sua resposta. As massas molares dos átomos de S e O são, respectivamente, $32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ e $16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- 8 UFF** A dieta que um endocrinologista recomendou para um paciente permite a ingestão diária de 300 g de determinado alimento que contém 0,17% de carboidrato, cuja queima diária libera 2 kcal. Tal carboidrato contém 40,0% de carbono, 6,67% de hidrogênio e seu calor de combustão é $706,0 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$.
Determine a fórmula molecular desse carboidrato.

5 Mackenzie 2016 O ácido acetilsalicílico é um medicamento muito comum e muito utilizado em todo o mundo possuindo massa molar de $180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Sabendo que a sua composição centesimal é igual a 60% de carbono, 35,55% de oxigênio e 4,45% de hidrogênio, é correto afirmar que a sua fórmula molecular é
 Dados: massas molares ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$): H = 1, C = 12 e O = 16

- A $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$
- B $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_4$
- C $\text{C}_6\text{H}_4\text{O}_3$
- D $\text{C}_5\text{H}_4\text{O}_2$
- E $\text{C}_4\text{H}_2\text{O}$

6 Uece 2016 São conhecidos alguns milhares de hidrocarbonetos. As diferentes características físicas são uma consequência das diferentes composições moleculares. São de grande importância econômica, porque constituem a maioria dos combustíveis minerais e biocombustíveis. A análise de uma amostra cuidadosamente purificada de determinado hidrocarboneto mostra que ele contém 88,9% em peso de carbono e 11,1% em peso de hidrogênio. Sua fórmula mínima é

- A C_3H_4
- B C_2H_5
- C C_2H_3
- D C_3H_7

7 UEG 2018 Determinado óxido de urânio é a base para geração de energia através de reatores nucleares e sua amostra pura é composta por 24,64 g de urânio e 3,36 g de oxigênio. Considerando-se essas informações, a fórmula mínima desse composto deve ser:

Dados: $\text{MA}(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$ $\text{MA}(\text{U}) = 238 \text{ g/mol}$

- A UO
- B UO_2
- C U_2O_3
- D U_2O
- E U_2O_5

8 UEG 2011 A tabela a seguir representa os percentuais dos elementos químicos presentes em um composto de fórmula molecular $\text{C}_{16}\text{H}_{21}\text{N}_x\text{O}_y$

Elemento químico	Porcentagem (%)
Carbono	65,98
Hidrogênio	7,22
Nitrogênio	4,82
Oxigênio	21,98

De acordo com as informações apresentadas, os valores de x e y são, respectivamente,

- A 1 e 3
- B 1 e 4
- C 2 e 3
- D 2 e 4

9 Ufla 2011 As substâncias relacionadas a seguir são de grande utilidade como fertilizantes na agricultura.

- I. Ureia – $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$
- II. Sulfato de amônio – $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
- III. Nitrato de amônio – NH_4NO_3

Assinale a alternativa em que o percentual, em massa, de nitrogênio é apresentado em ordem crescente.

- A I < II < III
- B III < II < I
- C II < I < III
- D I < III < II
- E II < III < I

10 PUC-SP 2017 O cinamaldeído ou óleo de canela é obtido através da destilação da casca da planta *Cinnamomum zeylanicum*. O cinamaldeído tem composição percentual de 81,82% de carbono, 6,06% de hidrogênio e 12,12% de oxigênio.

Com base nesses dados, qual a fórmula mínima desse composto?

Dados: C = 12; H = 1; O = 16

- A $\text{C}_9\text{H}_9\text{O}_2$
- B $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}$
- C $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}$
- D $\text{C}_8\text{H}_9\text{O}$

11 Unesp O ferro é um elemento químico usado na confecção de utensílios há séculos. Um dos problemas para sua utilização é a tendência à oxidação. Dentre os produtos de oxidação possíveis, dois óxidos – óxido 1 e óxido 2 – apresentam, respectivamente, 70,0% e 77,8% em ferro. Dadas as massas molares $\text{Fe} = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ e $\text{O} = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, as fórmulas mínimas para os óxidos 1 e 2 são, respectivamente:

- A Fe_2O_3 e FeO .
- B Fe_2O_3 e Fe_3O_4 .
- C Fe_3O_4 e Fe_2O_3 .
- D Fe_3O_4 e FeO .
- E FeO e Fe_2O_3 .

12 PUC-PR Está registrado na Bíblia, em Levíticos, que as folhas e galhos do salgueiro que nasce nos riachos são medicinais. Há 2 400 anos, Hipócrates já recomendava folhas de salgueiro para doenças e trabalhos de parto. Hoje, a aspirina – ácido acetilsalicílico – é a droga mais popular em todo o mundo. Estima-se que já tenham sido consumidos $1 \cdot 10^{12}$ tabletes de aspirina. A cada ano, 50 000 tabletes de aspirina são vendidos mundialmente – isto sem contar as outras formas como o AAS aparecem no mercado, quer seja em outras marcas da aspirina ou, ainda, combinado com outros analgésicos, cafeína ou vitamina C.

Registrada sob a patente no. 36 433 de Berlim, em 1899, a aspirina superou gerações e continua sendo a droga mais utilizada no combate à dor – e a cada ano surgem mais indicações para esse fármaco.

Disponível em: <www.qmcweb.org>.

A aspirina tem 60% de carbono, 4,5% de hidrogênio e 35,5% de oxigênio.

Determine a sua fórmula empírica.

Dados: C = 12, H = 1, O = 16

- A $C_5H_4O_2$
- B $C_9H_8O_4$
- C $C_2H_2O_1$
- D CHO
- E $C_{18}H_{16}O_8$

Texto para a questão 13.

A química como ciência e os processos de transformação a ela inerentes estão presentes em toda a dinâmica da vida animal e vegetal. Aspectos como a configuração eletrônica e a posição dos átomos na tabela periódica, a energia envolvida na formação do íon positivo (energia de ionização) e do íon negativo (afinidade eletrônica), a fórmula da molécula, suas ligações, os orbitais participantes e a geometria são determinantes, para compreender e prever as propriedades físicas e químicas das inúmeras substâncias existentes. É por meio dessa compreensão que se procura entender a função e a atuação de determinada substância em qualquer organismo.

- 13 **UFPB** O zinco é um elemento químico considerado essencial para a vida, uma vez que faz parte da constituição de diversas enzimas e é requisitado na síntese de proteínas e do DNA. Um composto desse elemento, o sulfato de zinco, é encontrado comumente na sua forma hidratada ($ZnSO_4 \cdot xH_2O$) e, nessa forma, tem amplo uso veterinário. Esse sal, quando aquecido à temperatura aproximada de $120\text{ }^\circ\text{C}$, perde 43,9% de sua massa. O número de moléculas de água de hidratação desse sal é:
- A 2
 - B 3
 - C 5
 - D 6
 - E 7

- 14 **UEPG 2014** Um mol de um determinado composto contém 72 g de carbono (C), 12 mols de átomos de hidrogênio (H) e $12 \cdot 10^{23}$ átomos de oxigênio (O). Sobre o composto acima, assinale o que for correto.
- Dados: H = 1 g/mol, C = 12 g/mol e O = 16 g/mol
Constante de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23}$
- 01 2 mols do composto têm 144 g de oxigênio.
 - 02 A fórmula mínima do composto é C_3H_6O .
 - 04 O composto tem massa molecular igual a 58 g/mol.
 - 08 A fórmula molecular do composto é $C_6H_{12}O_2$.
 - 16 3 mols do composto têm $2,16 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrogênio.

Soma:

- 15 **Unifesp** Estanho e iodo reagem quantitativamente formando um produto, cuja fórmula pode ser determinada reagindo-se quantidades conhecidas de iodo (dissolvido em um solvente) com excesso de estanho e determinando-se a massa do metal remanescente após a reação. Os resultados de uma experiência foram:
- massa de iodo utilizado: 5,08 g
massa inicial de estanho: 4,18 g
massa final de estanho: 3,00 g
- Dadas as massas molares, em g/mol, Sn = 118 e I = 127, pode-se concluir que a fórmula mínima do composto obtido é
- A SnI.
 - B SnI_2 .
 - C SnI_3 .
 - D SnI_4 .
 - E SnI_5 .
- 16 **UFRRJ** Anfetaminas são aminas utilizadas como estimulantes e vulgarmente conhecidas por "bolinhas". Uma dessas substâncias é a benzedrina, que apresenta a seguinte composição percentual: 80% de carbono, 9,63% de hidrogênio e 10,37% de nitrogênio. Sabendo-se que a sua massa molar é 135 g/mol, pode-se afirmar que a sua fórmula molecular é
- A $C_9H_{15}N$.
 - B $C_8H_{14}N_2$.
 - C $C_9H_{26}N$.
 - D $C_8H_{20}N$.
 - E $C_9H_{13}N$.

Texto complementar

Como determinaram as fórmulas de substâncias simples?

Não é possível falar em fórmula centesimal para substâncias simples, pois, como só há átomos de um elemento químico na molécula, a porcentagem desse elemento seria sempre de 100%. Além disso, substâncias simples não podem ser decompostas, e toda fórmula mínima de uma substância simples seria a mesma: X, em que X seria o símbolo do elemento químico. Então, como se soube que algumas substâncias simples podem ser diatômicas, triatômicas, etc.?

Cada situação envolve uma experiência diferente, mas o histórico da determinação da fórmula da água vale ser estudado.

John Dalton (1766-1844), famoso químico inglês, publicou em um de seus trabalhos mais reconhecidos que a fórmula da água era HO. Alguns anos depois, Amedeo Avogadro (1776-1856), baseando-se nos trabalhos anteriores de Gay-Lussac (1778-1850), contestou essa informação, fazendo o seguinte raciocínio para o experimento envolvendo a síntese da água:



A proporção de volumes de gases, quando medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão, era de 2:1:2. Essa proporção de números inteiros e pequenos já era prevista por Gay-Lussac, que dizia ser a mesma proporção do número de partículas que reagem na equação.

Assim, a equação anterior poderia ser escrita de maneira equivalente da seguinte forma:



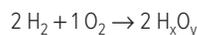
Com esses dados, Avogadro concluiu:

- Se 2 partículas de A reagem com 1 partícula B e isso resulta em 2 partículas de C iguais, é porque a partícula de B foi dividida em partes iguais (pela metade). Assim, o gás oxigênio não seria um átomo. Seria uma partícula divisível, chamada de **molécula**, formada por um número par de átomos do mesmo elemento. Pelo princípio da simplicidade (se a natureza apresenta diferentes possibilidades de estabilidade, a mais provável delas é a mais simples), a molécula de oxigênio seria formada por dois átomos e teria fórmula O_2 .
- Pela síntese da amônia, dada pela equação:

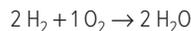


conclui-se que tanto o gás hidrogênio quanto o gás nitrogênio são moléculas formadas por um número par de átomos. Pelo princípio da simplicidade, teriam fórmulas H_2 e N_2 , respectivamente.

- Colocando as fórmulas obtidas na equação da síntese da água, tem-se:



Balanceando a equação, tem-se:



E, assim, determinou-se a fórmula da água como H_2O .

Resumindo

- Há três maneiras de representar um composto: fórmula molecular, fórmula mínima, ou empírica, e fórmula centesimal.
- Conversão de fórmula molecular/mínima para fórmula centesimal:

1. Calcular, para cada um dos elementos, a sua porcentagem em massa, através da equação:

$$\%X = \frac{M_x}{M_{\text{composto}}} \cdot 100\%$$

2. Expressar as porcentagens encontradas como índices.

- Conversão de fórmula centesimal para fórmula mínima:

1. Calcular, para cada um dos elementos, o número de mols em função da massa total do composto por meio da equação:

$$n_x = \frac{m_x}{M_x}$$

2. Dividir todos os resultados encontrados pelo menor deles.

3. Caso ainda não tenham sido encontrados números inteiros, multiplicar ou dividir os números da proporção por um fator conveniente para que a proporção seja expressa em números inteiros.

- Conversão de fórmula centesimal para fórmula molecular:

1. Calcular a fórmula mínima a partir da fórmula molecular.

2. Multiplicar pelo mesmo fator com que a fórmula molecular foi simplificada quando convertida para fórmula mínima.

Quer saber mais?



Sites

- Simulador que propõe a construção de moléculas baseadas em suas fórmulas
Disponível em: <https://phet.colorado.edu/pt_BR/simulation/legacy/build-a-molecule>.
- Experimento: a reação de Cannizzaro
Disponível em: <https://edisciplinas.usp.br/pluginfile.php/255023/mod_resource/content/1/Exp4_cannizzaro.pdf>.

Exercícios complementares

- 1 Ufes** A estreptomicina é um antibiótico que tem ação sobre bactérias tanto Gram positivas como Gram negativas. Sabendo-se que a fórmula molecular da estreptomicina é $C_{21}H_{39}N_7O_{12}$, pode-se afirmar que a percentagem em massa de carbono na molécula, aproximadamente, é
- A 20,0%
 - B 26,6%
 - C 43,4%
 - D 46,4%
 - E 50,1%
- 2 UFRGS 2017** Qual a fórmula molecular do hidrocarboneto que possui 1/6 em massa de hidrogênio na sua composição? Dados: C = 12, H = 1.
- A C_4H_8
 - B C_4H_{10}
 - C C_4H_8O
 - D C_5H_{12}
 - E C_6H
- 3 FGV-SP 2015** O espinélio de magnésio e alumínio é um material que apresenta uma combinação de propriedades de grande interesse tecnológico. Em uma das etapas para a produção desse material, $Mg(OH)_2$ e $Al(OH)_3$ são combinados na proporção molar 1 : 2, respectivamente. Na fórmula unitária do espinélio AB_2O_x a proporção dos íons magnésio e alumínio é a mesma da mistura reacional. O número de átomos de oxigênio no espinélio de magnésio e alumínio AB_2O_x é igual a
- A 1
 - B 2
 - C 3
 - D 4
 - E 5

Texto para a questão 4.

No capítulo Raios Penetrantes, Oliver Sacks relembra um exame de úlcera do estômago que presenciou quando criança.

Mexendo a pesada pasta branca, meu tio continuou: 'Usamos sulfato de bário porque os íons de bário são pesados e quase opacos para os raios X'. Esse comentário me intrigou, e eu me perguntei por que não se podiam usar íons mais pesados. Talvez fosse possível fazer um 'mingau' de chumbo, mercúrio ou tálio – todos esses elementos tinham íons excepcionalmente pesados, embora, evidentemente, ingeri-los fosse letal. Um mingau de ouro e platina seria divertido, mas caro demais. 'E que tal mingau de tungstênio?', sugeri. 'Os átomos de tungstênio são mais pesados que os do bário, e o tungstênio não é tóxico nem caro.'

SACKS, Oliver. *Tio Tungstênio: Memórias de uma infância química*. São Paulo: Companhia das Letras, 2002.

- 4 Ulbra-RS 2015** O material usado no exame citado no texto, o sulfato de bário, quando puro, apresenta, aproximadamente, qual % (em massa) de bário?
- A 85%
 - B 74%
 - C 59%
 - D 40%
 - E 10%
- 5 Fatec** Eugenol, o componente ativo do óleo do cravo-da-índia, tem massa molar 164 g/mol e fórmula empírica C_5H_6O . Dados: Massas molares (g/mol):
H..... 1
C..... 12
O..... 16
- A percentagem em massa de carbono no eugenol é, aproximadamente,
- A 10,0%
 - B 36,5%
 - C 60,0%
 - D 73,0%
 - E 86,0%

6 EBMS 2017 O aumento do estresse estimula a secreção do cortisol, hormônio de massa molar $362 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ que atua no equilíbrio eletrolítico, no metabolismo de carboidratos, proteínas e lipídios, e como anti-inflamatório. A composição química percentual do cortisol, em massa, é de 69,6% de carbono, 22,1% de oxigênio e 8,3% de hidrogênio. Com base nessas informações e nos dados da tabela periódica, determine a fórmula molecular do cortisol, apresentando os cálculos necessários para a resposta.

7 PUC-SP Três reações foram realizadas entre o gás nitrogênio (N_2) e o gás oxigênio (O_2) formando, em cada uma delas, como único produto, um determinado óxido de nitrogênio. A tabela a seguir resume os resultados.

	Massa de nitrogênio	Massa de oxigênio	Massa do óxido
Reação 1	14,0 g	32,0 g	46,0 g
Reação 2	14,0 g	40,0 g	54,0 g
Reação 3	84,0 g	48,0 g	132,0 g

São conhecidos diversos óxidos de nitrogênio com fórmulas diferentes. Sabendo-se que o óxido obtido na reação 1 foi o NO_2 as fórmulas dos óxidos obtidos nas reações 2 e 3 são, respectivamente,

- A NO e N_2O
- B N_2O_5 e N_2O
- C NO_2 e N_2O_5
- D N_2O e NO
- E N_2O_5 e N_2O_3

8 UFSM As plantas necessitam de nutrientes para se desenvolverem. O fósforo, um nutriente primário, é absorvido pela planta na forma de íon fosfato. Analisando uma amostra de um saco de adubo, a composição centesimal encontrada para o composto que continha fosfato foi

$$\text{Na} = 32,4\%; \text{H} = 0,7\%; \text{P} = 21,8\%; \text{O} = 45,0\%.$$

A fórmula mínima do composto é

	Na	H	P	O
A	2	1	1	4
B	1	2	1	4
C	1	1	4	2
D	4	2	2	1
E	2	1	1	3

9 PUC-SP 2016 A criolita é um minério cujo principal componente é o fluoreto de alumínio e sódio. Sua principal aplicação é na produção do alumínio, onde é adicionada à alumina (óxido de alumínio), obtendo-se uma mistura de temperatura de fusão de 950°C tornando economicamente viável a eletrólise da alumina e a obtenção do metal alumínio. A relação entre a massa de sódio e de alumínio na criolita é de $23/9$ e, portanto, a fórmula mínima do fluoreto de alumínio e sódio é

- A NaAlF .
- B NaAlF_4 .
- C Na_3AlF_4 .
- D Na_3AlF_6 .

10 UEPG 2016 Um mol de um determinado composto contém 72 g de carbono (C), 12 mols de hidrogênio (H) e $12 \cdot 10^{23}$ átomos de oxigênio (O). Constante de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23}$. Sobre o composto, assinale o que for correto.

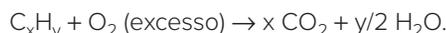
Dados: C = 12 g/mol; H = 1 g/mol; O = 16 g/mol

- 01 A fórmula mínima do composto é $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$.
- 02 A massa molar do composto é 116 g/mol.
- 04 2,0 mols do composto possuem $3,6 \cdot 10^{24}$ átomos de carbono.
- 08 58 g do composto possuem 2 mols de oxigênio.
- 16 A combustão completa do composto forma CO e H_2O .

Soma:

- 11 UFTM 2011** O ácido araquidônico é uma substância que contém apenas carbono, oxigênio e hidrogênio. Está presente no fígado, cérebro e várias glândulas do corpo humano, tendo função essencial para a produção de hormônios e membranas celulares.
- A combustão completa de 1 mol do ácido araquidônico produz 880 g de CO_2 e 16 mol de H_2O . Sabendo-se que o percentual em massa de hidrogênio nesse ácido é igual ao de oxigênio, a fórmula mínima do ácido araquidônico é
- A $\text{C}_2\text{H}_{16}\text{O}$.
 B $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$.
 C $\text{C}_4\text{H}_{16}\text{O}$.
 D $\text{C}_{10}\text{H}_8\text{O}$.
 E $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$.

- 12 Unesp** Um hidrocarboneto C_xH_y é queimado em excesso de oxigênio, segundo a reação:



Observou-se que, para cada 1,000 g de H_2O , há formação de 1,955 g de CO_2 . Determine a fórmula empírica do hidrocarboneto.

Massas atômicas: H = 1,0; C = 12; O = 16.

- 13 FPP 2016** A talidomida é um derivado do ácido glutâmico que foi sintetizado na Alemanha, em 1953. Em pouco tempo, conquistou o mercado como um remédio eficaz que controlava a ansiedade e os enjoos de mulheres grávidas. Mas, a partir de 1960, foi descoberto que o remédio provocava má formação de fetos dessas gestantes. Nasceu, nos anos seguintes, uma geração com graves anomalias, conhecidas como síndrome da talidomida. Em uma amostra de 2,58 g desse composto, existem 1,56 g de carbono, 0,10 g de hidrogênio, 0,28 g de nitrogênio e 0,64 g de oxigênio, portanto, a fórmula molecular da talidomida é:

Dados: C = 12; H = 1; N = 14; O = 16

- A $\text{C}_{26}\text{H}_{20}\text{N}_4\text{O}_8$
 B $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_1\text{O}_2$
 C $\text{C}_6\text{H}_8\text{N}_3\text{O}_1$
 D $\text{C}_{13}\text{H}_{10}\text{N}_2\text{O}_4$
 E $\text{C}_{10}\text{H}_{10}\text{NO}_4$
- 14 UFPR 2018** O carbonato de sódio é um composto largamente usado para corrigir o pH em diversos sistemas, por exemplo, água de piscina. Na forma comercial, ele é hidratado, o que significa que uma quantidade de água está incluída na estrutura do sólido. Sua fórmula mínima é escrita como $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ em que x indica a razão de mols de água por mol de Na_2CO_3 . O valor de x pode ser determinado através de uma análise gravimétrica. Uma amostra de 2,574 kg do sal hidratado foi aquecida a 125 °C de modo a remover toda a água de hidratação. Ao término, a massa residual de sólido seco foi de 0,954 kg.
- Dados: M ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$): $\text{Na}_2\text{CO}_3 = 106$; $\text{H}_2\text{O} = 18$
- a) Calcule a quantidade de matéria presente no sal seco. Mostre claramente seus cálculos.
 b) Calcule a quantidade de matéria de água que foi removida pelo aquecimento. Mostre claramente seus cálculos.
 c) Calcule a razão entre os resultados dos itens b) e a).
 d) Forneça a fórmula mínima do sal hidratado incluindo o valor de x.

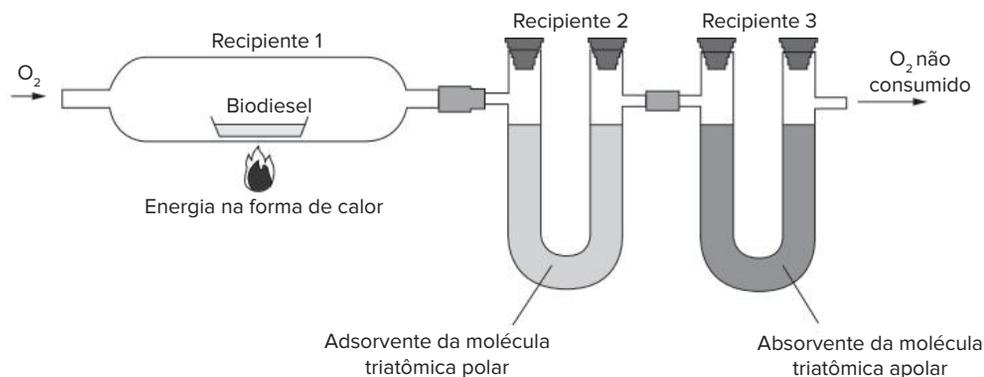
- 15 UEL 2015** Por meio da combustão, é possível determinar a fórmula molecular de uma substância química, o que é considerado um dos grandes avanços da química moderna. Mais de 80 milhões de substâncias já foram registradas, sendo a maioria substâncias orgânicas, o que é explicado pela capacidade do átomo de carbono de se ligar a quase todos os elementos. Em um experimento de combustão, um composto orgânico é queimado e os produtos formados, CO_2 e H_2O liberados, são coletados em dispositivos absorventes. Considere que a queima de 14,7 g de um composto orgânico (C_xH_y) gasoso puro que ocupa 8 L a 1 atm e 300 K com comportamento ideal produza aproximadamente 24 g de H_2O e 44 g de CO_2 .

Dados: R = 0,08 atm · L/K

Assinale a alternativa que apresenta, corretamente, a fórmula molecular desse composto orgânico.

- A C_2H_4
 B C_2H_6
 C C_3H_6
 D C_3H_8
 E C_4H_8

- 16 **IME 2016** Uma amostra de 59,6 g de biodiesel ($C_xH_yO_2$) passa por um processo de combustão completa no **recipiente 1** conforme a representação a seguir.



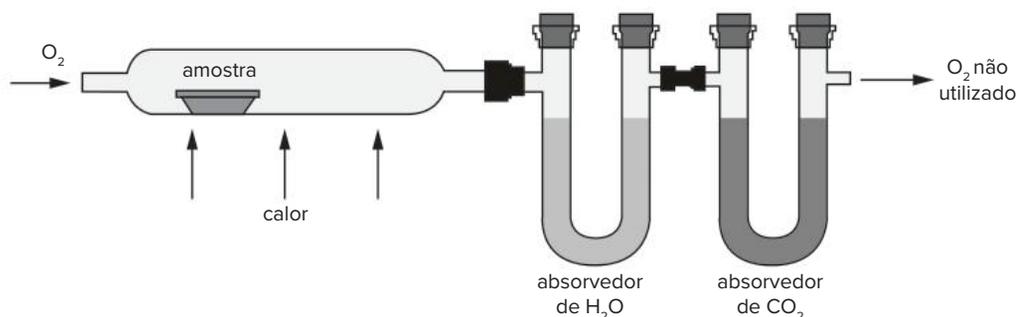
Nesse processo foram admitidos 264,0 g de oxigênio, sendo rejeitados, na forma de oxigênio não consumido, 88,0 g. Observou-se ainda, no **recipiente 2**, um acréscimo de massa de 68,4 g e no **recipiente 3**, um acréscimo de massa de 167,2 g.

A alternativa que apresenta a fórmula molecular do biodiesel compatível com as informações apresentadas anteriormente é

(Massas molares: H = 1 g/mol; O = 16 g/mol; C = 12 g/mol)

- A $C_{20}H_{36}O_2$
- B $C_{19}H_{38}O_2$
- C $C_{16}H_{28}O$
- D $C_{19}H_{28}O_4$
- E $C_{16}H_{22}O_4$

- 17 **UFTM 2012** A ribose e a glicose, sacarídeos encontrados em produtos naturais, apresentam a mesma fórmula empírica, CH_2O . Empregando-se um equipamento, como o representado na figura, que coleta e mede as quantidades dos gases produzidos na reação de um composto orgânico com excesso de gás oxigênio, foram coletados 0,220 g de CO_2 na análise de $1 \cdot 10^{-3}$ mol de ribose.



- a) Dê o nome da reação química que ocorre com uma amostra de glicose ($C_6H_{12}O_6$) no equipamento descrito. Escreva a equação balanceada dessa reação.
- b) Determine a massa molar da ribose. Apresente os cálculos efetuados.



FRENTE 2

CAPÍTULO

3

Cálculo estequiométrico

A balança mostrada na imagem pode parecer rudimentar nos dias de hoje, mas foi graças a esse instrumento que as principais leis da Química do século XVIII e início do século XIX foram descobertas e os cálculos envolvendo quantidades puderam ser desenvolvidos.

Leis das reações

Antes de enunciarmos os importantes trabalhos realizados pelos cientistas do final do século XVIII, analisemos alguns dos motivos que estimularam os estudos sobre este assunto, motivos estes puramente práticos.

Pensemos em fazer uma refeição para quatro pessoas. Para satisfazê-las plenamente, suponha que sejam necessários 1600 g de alimento. Quando o número de pessoas dobra, parece evidente que a quantidade de alimento a ser preparado também deverá dobrar.

Um exemplo mais elaborado é o caso de um corredor maratonista. Normalmente, um atleta deste tipo corre 10 km por dia. Mas, no dia da competição, deve correr aproximadamente 40 km. Portanto, deve ingerir uma quantidade de comida que lhe dê cerca de 4 vezes mais calorias que o normal.

Perceba que, nos casos mais variados, os fenômenos mantêm proporções de quantidades. Alguns destes casos são de interesse da coletividade humana, como a produção de gasolina a partir do petróleo, de quantidade de alimentos a partir de sementes, da produção de ozônio a partir de oxigênio estimulada por relâmpagos.

E assim, muitos destes fenômenos tornam-se problemas de cálculos estequiométricos. Ao longo do capítulo vamos aprender a solucioná-los.

Lei de Lavoisier

O cientista francês Antoine Laurent de Lavoisier (1743-1794), considerado o pai da Química moderna, foi um dos maiores cientistas da humanidade.

Seus estudos não se limitam a esta lei a ser estudada, apesar de esta ser uma das mais conhecidas. Lavoisier fez a seguinte experiência:

1. Tomou uma substância sólida (atualmente conhecida como óxido de mercúrio) e aqueceu-a.
2. Essa substância sofreu uma visível transformação, resultando em um metal líquido (conhecido desde a época de Lavoisier) que é o mercúrio, e um gás, que pelas próprias palavras de Lavoisier, seria melhor que o próprio ar atmosférico para a respiração dos seres vivos. Este gás foi batizado por Lavoisier de oxigênio (que significa formador de ácidos). O nome dado ao gás tem significado equivocado, mas acabou consagrado pelo uso.

O fenômeno pode ser descrito da seguinte maneira:



Quando a reação é realizada em ambiente aberto, observa-se uma perda de massa, justificada pela difusão do gás formado. Para se ter uma ideia, quando se aquece uma massa de 10 g do óxido, perde-se uma massa de aproximadamente 0,8 g, que é o oxigênio que escapa para o ar atmosférico.

Entretanto, quando se realiza a mesma experiência em recipiente fechado, não se observa perda de massa. Lavoisier fez, então, várias outras experiências com diferentes fenômenos, observando os mesmos resultados. Suas observações ficaram conhecidas pela célebre frase: *Na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma.*

Enunciando modernamente, teremos:

Em recipiente fechado, a massa das substâncias durante uma transformação química permanece constante.

! Atenção

Esquemáticamente, temos:

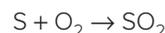
$A + B \rightarrow C + D$, então:

$$m_A + m_B = m_C + m_D$$

Generalizando: $m_{\text{reagentes}} = m_{\text{produtos}}$

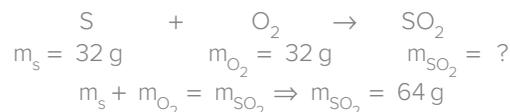
Exercício resolvido

- 1 A queima do enxofre produz o anidrido sulfuroso, um gás tóxico e de cheiro desagradável, como o do ovo podre. A reação pode ser esquematizada pela seguinte equação:



Quando temos 32 g de enxofre reagindo com 32 g de oxigênio, em recipiente fechado, qual a massa de SO_2 formada (sabendo-se que não há sobra de reagentes)?

Resolução:



Lei de Proust

Joseph Louis Proust, também francês e contemporâneo de Lavoisier, realizou diversas experiências em que pôde observar recorrência entre as proporções das quantidades de substâncias em um fenômeno químico.

Veja os exemplos a seguir.

1. Analisemos a queima do gás hidrogênio que produz água, dada pela seguinte equação.



Em uma primeira experiência, 4 g de hidrogênio reagem completamente com 32 g de oxigênio, sem que haja sobras. Essa experiência foi realizada diversas vezes para garantir a exatidão destes resultados.

Em uma segunda experiência, 2 g de hidrogênio reagem completamente com 16 g de oxigênio, sem que haja sobras. Com isso, podemos montar a seguinte tabela:

Experiência	$H_2(g)$	+	$O_2(g)$	\rightarrow	$2 H_2O(l)$
I	4 g		32 g		x
II	2 g		16 g		y
III	1 g		z		w

Tab. 1 Visualização das proporções fixas de Proust.

O nosso objetivo, a partir de agora, é o de determinar os valores incógnitos pelas observações experimentais de Proust e pela lei de Lavoisier, que já é conhecida.

O valor de x é determinado facilmente pela lei de Lavoisier, já que $m_{H_2} + m_{O_2} = m_{H_2O}$. Portanto, para a experiência I, temos:

$$4 \text{ g} + 32 \text{ g} = x \Rightarrow x = 36 \text{ g}$$

A determinação do valor de y já merece um cuidado maior. Observe que, entre as experiências I e II, existe uma relação constante entre as quantidades. Afinal, a quantidade de H_2 na experiência II é a metade da quantidade de H_2 na experiência I. Exatamente o mesmo ocorre com o oxigênio. A experiência realizada por Proust nos mostra, portanto, que quando temos a metade de gás hidrogênio a reação também requer a metade de gás oxigênio.

Esses resultados não são válidos apenas para esses valores ou fenômenos, mas, sim, para quaisquer valores e fenômenos. Essa recorrência mostra que “as proporções entre as quantidades de substâncias envolvidas em um fenômeno, que efetivamente estejam participando da reação, permanecem constantes”. Esta é a lei de Proust.

Logo, utilizando-se também deste novo resultado importante, podemos calcular o valor de y pelas duas leis já estudadas:

$$\begin{aligned} \text{Lavoisier: } m_{H_2} + m_{O_2} &= m_{H_2O} \Rightarrow \\ &\Rightarrow m_{H_2O} = 2 + 16 = 18 \text{ g} \end{aligned}$$

Proust: A metade de gás hidrogênio requer a metade de gás oxigênio para formar, portanto, a metade de água da experiência I.

$$\text{Logo: } m_{H_2O} = \frac{36 \text{ g}}{2} = 18 \text{ g}$$

Note que as leis de Lavoisier e Proust não se contradizem.

Além disso, note que:

$$\begin{aligned} \text{I. } 4 \text{ g} : 36 \text{ g} : 36 \text{ g} & \quad 1^{\text{a}}) 4 \cdot 16 = 2 \cdot 32 \\ \text{II. } 2 \text{ g} : 16 \text{ g} : 18 \text{ g} & \quad 2^{\text{a}}) 32 \cdot 18 = 16 \cdot 36 \end{aligned}$$

Portanto, já que o produto dos extremos é igual ao produto dos meios, existe uma igualdade entre as razões de quantidades de substâncias que participam da reação.

Matematicamente, isso equivale a dizer que a regra de três é um recurso válido e viável para resolver problemas da lei de Proust e também de cálculo estequiométrico.

Mas ainda faltam os valores z e w , que podem ser determinados com facilidade:

$$\begin{aligned} \text{I. } 4 \text{ g } H_2 : 32 \text{ g } O_2 \\ \text{II. } 1 \text{ g } H_2 : z \end{aligned} \Rightarrow 4z = 1 \cdot 32 \Rightarrow z = 8 \text{ g de } O_2$$

Por Lavoisier:

$$\begin{aligned} \text{III. } m_{H_2} + m_{O_2} &= m_{H_2O} \Rightarrow \\ &\Rightarrow 1 \text{ g} + 8 \text{ g} = m_{H_2O} \Rightarrow m_{H_2O} = 9 \text{ g} \end{aligned}$$

Por Proust:

$$\begin{aligned} \text{I. } 32 \text{ g } O_2 : 36 \text{ g } H_2O \\ \text{II. } 8 \text{ g } O_2 : W \end{aligned} \Rightarrow 32w = 36 \cdot 8 \Rightarrow w = 9 \text{ g}$$

Resta ainda uma última e importante conclusão baseada nas observações de Proust. Nas três experiências realizadas, o produto formado não é uma mistura de substâncias, e sim, a substância pura água. E nos três casos, temos:

$$\begin{aligned} H_2O \\ \text{I. } 4 \text{ g} : 32 \text{ g} \\ \text{II. } 2 \text{ g} : 16 \text{ g} \\ \text{III. } 1 \text{ g} : 8 \text{ g} \end{aligned} \left. \vphantom{\begin{aligned} H_2O \\ \text{I. } 4 \text{ g} : 32 \text{ g} \\ \text{II. } 2 \text{ g} : 16 \text{ g} \\ \text{III. } 1 \text{ g} : 8 \text{ g} \end{aligned}} \right\} \text{ simplificando } \Rightarrow \begin{aligned} &1 : 8 \\ &1 : 8 \\ &1 : 8 \end{aligned}$$

Como você pode observar, a proporção entre as massas dos elementos que formam uma substância pura é constante, independentemente do caminho seguido.

Isso constitui uma das principais características de uma substância pura, já que em uma mistura a composição é variável. Neste último caso, uma mistura composta por água e álcool pode ter infinitas proporções, como 1 : 1, 2 : 1, 1 : 2 etc.

Portanto, a lei de Proust pode ser enunciada da seguinte forma:

Em uma reação química, as proporções das substâncias que participam efetivamente do fenômeno é constante, bem como a proporção entre os elementos químicos que formam uma substância pura.

Veja outro caso, esquematizado de forma semelhante:

Experiência	2 S	+ 3 O ₂	→	2 SO ₃
I	64 g	96 g		x
II	32 g	48 g		y
III	16 g	z		w

Tab. 2 Visualização das proporções fixas de Proust.

Pela lei de Lavoisier para a experiência I, temos:

$$\begin{aligned} \text{I. } m_S + m_{O_2} &= m_{SO_3} \\ 64 \text{ g} + 96 \text{ g} &= x \Rightarrow x = 160 \text{ g} \end{aligned}$$

Pela lei de Lavoisier para a experiência II, temos:

$$\begin{aligned} \text{II. } m_S + m_{O_2} &= m_{SO_3} \Rightarrow \\ &\Rightarrow 32 \text{ g} + 48 \text{ g} = y \Rightarrow y = 80 \text{ g} \end{aligned}$$

Lei de Proust:

$$\begin{aligned} 96 \text{ g } O_2 : 160 \text{ g } SO_3 \\ 48 \text{ g } O_2 : y \end{aligned} \Rightarrow 96y = 48 \cdot 160 \Rightarrow y = 80 \text{ g}$$

$$\begin{aligned} 32 \text{ g } S : 48 \text{ g } O_2 \\ 16 \text{ g } S : z \end{aligned} \Rightarrow 32z = 16 \cdot 48 \Rightarrow z = 24 \text{ g}$$

Pela lei de Lavoisier para a experiência III, temos:

$$\text{III. } m_S + m_{O_2} = m_{SO_3} \Rightarrow \\ \Rightarrow 16 \text{ g} + 24 \text{ g} = w \Rightarrow w = 40 \text{ g}$$

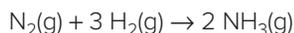
E nas experiências, temos:

$$\begin{array}{l} \text{SO}_3 \\ \text{I. } 64 \text{ g} : 96 \text{ g} \\ \text{II. } 32 \text{ g} : 48 \text{ g} \\ \text{III. } 16 \text{ g} : 24 \text{ g} \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{SO}_3 \\ \text{I. } 64 \text{ g} : 96 \text{ g} \\ \text{II. } 32 \text{ g} : 48 \text{ g} \\ \text{III. } 16 \text{ g} : 24 \text{ g} \end{array}} \right\} \text{ simplificando } \Rightarrow \begin{array}{l} 2 : 3 \\ 2 : 3 \\ 2 : 3 \end{array}$$

A lei de Lavoisier também é chamada de lei da conservação das massas e a lei de Proust pode ser denominada lei das proporções fixas ou lei das proporções constantes. Como estas leis envolvem quantidades de substâncias em massa, são chamadas de leis ponderais.

Exercício resolvido

- 2 A síntese de Haber-Bosch, método de produção de amônia, pode ser equacionada da seguinte forma:



Sabendo-se que 28 g N_2 reagem completamente e sem sobras com 6 g H_2 , pergunta-se:

- Qual a massa de NH_3 formada?
- Qual a massa de H_2 necessária para se produzir 68 t de amônia?

Resolução:

- a) Pela lei de Lavoisier, temos:

$$m_{N_2} + m_{H_2} = m_{NH_3} \Rightarrow \\ \Rightarrow 28 \text{ g} + 6 \text{ g} = m_{NH_3} \Rightarrow m_{NH_3} = 34 \text{ g}$$

- b) Pela lei de Proust, temos:

$$6 \text{ g } H_2 : 34 \text{ g } NH_3 \\ x : 68 \text{ t } NH_3 \Rightarrow x = 12 \text{ t } H_2$$

Lei de Gay-Lussac

O cientista Gay-Lussac fez observações bastante semelhantes às de Proust, mas as proporções entre as quantidades de substâncias eram feitas em volume e não em massa. Por isso, a lei de Gay-Lussac não é chamada de ponderal. É uma lei volumétrica, baseada também em observações experimentais.

Veja três experiências realizadas com a síntese de Haber-Bosch:

Experiência	$N_2(g)$	+	$3 H_2(g)$	\rightarrow	$2 NH_3(g)$
I	1 L		3 L		2 L
II	2 L		6 L		x
III	3 L		y		z

Tab. 3 Visualização das proporções fixas de Gay-Lussac.

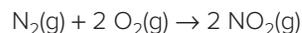
A experiência I foi realizada várias vezes a fim de garantir a exatidão dos resultados. Lendo o item anterior, você pode observar que o que ocorre para massas ocorre também para volumes de substâncias gasosas. A experiência II partiu do dobro do volume de N_2 , e, portanto, necessita do dobro do volume de H_2 para produzir o dobro de volume de NH_3 . Logo, “as proporções entre os volumes de gases de substâncias que efetivamente participam da reação é constante”, como no caso das massas. Por analogia, não é difícil perceber que os problemas que envolvem volumes também podem ser resolvidos por regra de três.

Determinemos, então, os valores desconhecidos x, y e z:

$$\begin{array}{l} N_2 \qquad \qquad H_2 \qquad \qquad NH_3 \\ 1L \quad : \quad 3L \quad : \quad 2L \quad \Rightarrow \quad x = 4 \text{ L } NH_3 \\ 2L \quad : \quad 6L \quad : \quad x \quad \Rightarrow \quad y = 9 \text{ L } H_2 \\ 3L \quad : \quad y \quad : \quad z \quad \Rightarrow \quad z = 6 \text{ L } NH_3 \end{array}$$

Exercício resolvido

- 3 Relâmpagos estimulam a reação entre o gás nitrogênio e o gás oxigênio da atmosfera, resultando em um composto castanho-avermelhado de odor irritante e desagradável, o dióxido de nitrogênio. O fenômeno descrito pode ser equacionado, como mostrado a seguir.



Sabendo-se que para reagir, por este método, 1 L de $O_2(g)$ requer 0,5 L de $N_2(g)$, qual o volume de $O_2(g)$ consumido por 100 L de $N_2(g)$?

Resolução:

Pela lei de Gay-Lussac, temos:

$$1 LN_2 : 2 LO_2 \\ 100 LN_2 : x \Rightarrow x = 200 LO_2$$

Cálculo estequiométrico

Agora que já sabemos os três pré-requisitos para o entendimento do cálculo estequiométrico, podemos defini-lo como “o método matemático pelo qual calculam-se quantidades de substâncias envolvidas em uma reação química, baseando-se nas leis ponderais e volumétricas”.

Essas quantidades podem ser calculadas em:

- massa;
- número de mols;
- volume;
- número de moléculas;
- número de átomos.

Já sabemos, pela lei de Proust, que as quantidades de substâncias envolvidas em um fenômeno são proporcionais, mas ainda não sabemos como estipular esta proporção. Observe a seguir como é simples.

“A proporção em número de mols das substâncias envolvidas em uma reação é a mesma proporção dos coeficientes estequiométricos da respectiva equação química que representa tal reação”.

Veja:

- I. $1 \text{ N}_2(\text{g}) + 3 \text{ H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{ NH}_3(\text{g})$
 $1 \text{ mol N}_2 : 3 \text{ mol H}_2 : 2 \text{ mol NH}_3$
- II. $2 \text{ S}(\text{s}) + 3 \text{ O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{ SO}_3(\text{g})$
 $2 \text{ mol S} : 3 \text{ mol O}_2 : 2 \text{ mol SO}_3$
- III. $2 \text{ H}_3\text{PO}_4 + 3 \text{ Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow 1 \text{ Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6 \text{ H}_2\text{O}$
 $2 \text{ mol H}_3\text{PO}_4 : 3 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2 : 1 \text{ mol Ca}_3(\text{PO}_4)_2 : 6 \text{ mol H}_2\text{O}$

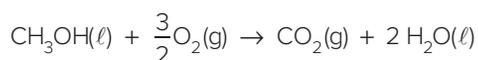
A estratégia está em substituir a palavra *mol* de acordo com a sua conveniência. De fato:

$$1 \text{ mol} \begin{cases} (\text{massa}) M \\ (\text{volume}) 22,4 \text{ L (CNTP)} \\ (\text{número de moléculas}) 6,02 \cdot 10^{23} \end{cases}$$

Parece fácil, não é? Veja os exemplos a seguir.

Exercícios resolvidos

- 4 PUC-Campinas (Adapt.)** A combustão completa do metanol pode ser representada pela equação balanceada:



Quando se utilizam 5,0 mol de metanol nesta reação, quantos mols de CO_2 são produzidos?

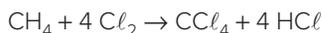
Resolução:

Da equação balanceada, temos:

$$1 \text{ mol CH}_3\text{OH} : 1 \text{ mol CO}_2$$

$$5 \text{ mol CH}_3\text{OH} : x \quad \Rightarrow x = 5 \text{ mol CO}_2$$

- 5 F.C.Chagas** Forma-se o solvente tetracloreto de carbono pela reação:



Nessa reação, quantos gramas de cloro são necessários para reagir com um mol de metano?

Dado: $\text{Cl} = 35,5 \text{ u}$.

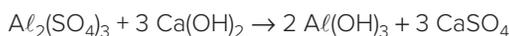
Resolução:

Da equação balanceada, temos:

$$1 \text{ mol CH}_4 : 4 \text{ mol Cl}_2$$

$$1 \text{ mol CH}_4 : \underbrace{4 \cdot 71 \text{ g}}_{m_{\text{Cl}_2} = 284 \text{ g Cl}_2} \quad \curvearrowright M$$

- 6 Fuvest** Nas estações de tratamento de água, eliminam-se as impurezas sólidas em suspensão através do arraste por flóculos de hidróxido de alumínio, produzidos na reação representada por:



Para tratar $1,0 \cdot 10^6 \text{ m}^3$ de água foram adicionadas 17 t de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Qual a massa de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ necessária para reagir completamente com esse sal?

Dados: $M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 342 \text{ g/mol}$; $M_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 74 \text{ g/mol}$.

Resolução:

Da equação balanceada, temos:

$$M \begin{array}{c} \curvearrowleft \begin{array}{l} 1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3 : 3 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2 \\ 342 \text{ g} : 3 \cdot 74 \text{ g} \end{array} \curvearrowright M \\ 17 \cdot 10^6 \text{ g} : x \quad \Rightarrow x \cong 11 \text{ t de Ca}(\text{OH})_2 \end{array}$$

- 7 Mackenzie** É dada a equação:



Na combustão total de $12,0 \cdot 10^{23}$ moléculas de propanona ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$), o volume em litros de gás carbônico liberado, a 27°C e a 1 atm, é de?

Resolução:

Pela equação química dada, temos:

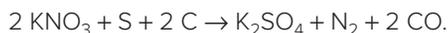
$$\begin{array}{l} \text{N}^\circ \text{ de} \\ \text{Avogrado} \quad \swarrow \\ 1 \text{ mol C}_3\text{H}_6\text{O} : 3 \text{ mol CO}_2 \\ 6,0 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} : 3 \text{ mol CO}_2 \\ 12,0 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} : n \end{array} \Rightarrow n_{\text{CO}_2} = 6 \text{ mol CO}_2$$

Utilizando a equação de Clapeyron, temos:

$$\text{PV} = n\text{RT}(\text{K}) \Rightarrow 1 \cdot V = 6 \cdot 0,082 \cdot 300 \Rightarrow V = 147,6 \text{ L}$$

- 8 Fesp** Cinco gramas de pólvora, constituída de KNO_3 , enxofre e carbono, em proporção estequiométrica, reagiram pela equação a seguir, na detonação de um projétil de revólver. O volume dos gases produzidos a 1 atm e 0°C foi de?

Dados: $\text{K} = 39$; $\text{N} = 14$; $\text{O} = 16$; $\text{S} = 32$; $\text{C} = 12$;



Resolução:

Utilizando a equação dada, temos:

$$\underbrace{2 \text{ mol KNO}_3 : 1 \text{ mol S} : 2 \text{ mol C}}_{\text{Pólvora}} : \underbrace{1 \text{ mol N}_2 : 2 \text{ mol CO}}_{\text{Gases}}$$

$$\begin{array}{l} \curvearrowright M \\ 2 \text{ mol KNO}_3 \left. \begin{array}{l} 2 \cdot 101 \text{ g} = 202 \text{ g} \\ 1 \cdot 32 \text{ g} = 32 \text{ g} \\ 2 \cdot 12 \text{ g} = 24 \text{ g} \end{array} \right\} m_{\text{pólvora}} = 258 \text{ g} \\ \text{Pólvora: } 1 \text{ mol S} \\ 2 \text{ mol C} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \curvearrowright V(\text{CNTP}) \\ 1 \text{ mol NO}_2 \left. \begin{array}{l} 22,4 \text{ L} \\ 44,8 \text{ L} \end{array} \right\} V_{\text{gases}} = 67,2 \text{ L} \\ \text{Gases: } 2 \text{ mol CO} \end{array}$$

Por regra de três:

$$\begin{array}{l} 258 \text{ g pólvora} \longrightarrow 67,2 \text{ L gases} \\ 5 \text{ g pólvora} \longrightarrow x \end{array}$$

$$x = 1,3 \text{ L de gases}$$

Casos especiais

Excesso de reagentes

Pelo estudo dos casos anteriores e de seus exemplos, você pôde observar que, para se resolver um problema de cálculo estequiométrico, basta apenas um dado. Além disso, existe uma proporção com que as substâncias reagem entre si, estipulada pela natureza.

Entretanto, quando misturamos dois reagentes entre si, raramente essa mistura é estequiométrica. Em poucas palavras, em uma experiência real você terá sobras de um dos reagentes, no mínimo. As substâncias que sobram entre os reagentes de um fenômeno químico são chamadas de reagentes em excesso. Já o reagente que é totalmente consumido é chamado de reagente limitante. Quando este acaba, a reação para de ocorrer, mesmo que existam outros reagentes. Finalmente, procuremos entender por que o reagente limitante é que determina a quantidade de produtos.

Vamos supor que há uma festa realizada por dois organizadores e que só é permitida a entrada dos convidados em pares: um convidado do primeiro anfitrião e outro do segundo. A situação pode ser representada por:

$$\text{convidado do anfitrião 1} + \text{convidado do anfitrião 2} = \text{par de convidados}$$

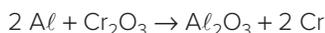
Se há na porta da festa 50 convidados do anfitrião 1 e 70 convidados do anfitrião 2, pelas condições sabemos que alguns convidados de 2 não poderão entrar (mais precisamente 20 convidados). Há convidados do anfitrião 2 em excesso. Ainda, se 50 convidados do anfitrião 1 acompanharem 50 convidados do anfitrião 2, entrarão na festa 50 pares. Note que ocorreria o mesmo se houvesse 100 convidados de cada anfitrião na porta.

Portanto, fazendo a analogia com as reações químicas, veremos que quem determina a quantidade do produto é o reagente limitante.

Agora, faça você mesmo a relação deste caso prático com os exemplos a seguir.

Exercícios resolvidos

- 9 Fuvest** Cromo metálico pode ser produzido pela redução de Cr_2O_3 com Al segundo a equação:



Supondo reação completa, a massa de cromo produzida pela reação de 5,4 kg de Al com 20 kg de Cr_2O_3 é?

Dados: $\text{Cr} = 52$; $\text{Al} = 27$; $\text{O} = 16$.

Resolução:

Primeiramente, note uma diferença importante entre este exemplo e os anteriores. É que nos exemplos anteriores, apenas um dado numérico foi fornecido no enunciado.

Vale lembrar que este dado único já é suficiente para resolver qualquer problema de estequiometria, como já foi observado.

Todavia, neste caso, foram fornecidos dois dados numéricos. Este é um indício de que o problema apresenta um dos reagentes em excesso.

Levando-se em conta a equação dada, temos:



$$x = 15200 \text{ g de Cr}_2\text{O}_3 \text{ ou } 15,2 \text{ kg}$$

Interpretemos o resultado encontrado:

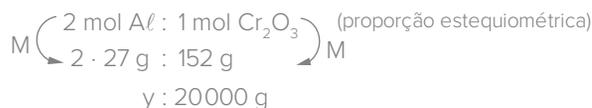
- Quando o alumínio é totalmente consumido, a massa consumida de Cr_2O_3 é de 15,2 kg, apesar de se ter disponível 20 kg. Quando se tem mais substância do que se precisa, ela é dita em excesso. Mas de quanto é este excesso?

$$m_{\text{excesso}} = m_{\text{existe}} - m_{\text{reage}}$$

$$m_{\text{excesso}} = 20 \text{ kg} - 15,2 \text{ kg}$$

$$m_{\text{excesso}} = 4,8 \text{ kg de Cr}_2\text{O}_3$$

O mesmo problema poderia ser resolvido analisando a massa de Cr_2O_3 :

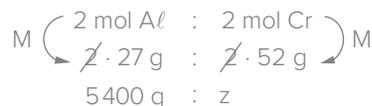


$$y : 20000 \text{ g}$$

$$y = 7105 \text{ g de Al ou } 7,1 \text{ kg de Al}$$

Analisando este resultado, percebemos que para o Cr_2O_3 ser totalmente consumido, ele necessita reagir com 7,1 kg de Al . Porém, a massa de Al é de apenas 5,4 kg, insuficiente para consumir todo o Cr_2O_3 , já que antes de isto ocorrer o alumínio já acabou totalmente. Portanto, Cr_2O_3 é o reagente em excesso e Al é o reagente limitante. Logo, qualquer quantidade de produto a ser calculada deve ser feita com base no Al .

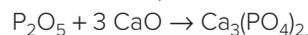
Da equação temos:



$$z = 10400 \text{ g de Cr ou } 10,4 \text{ kg}$$

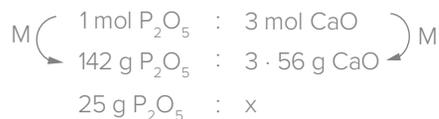
- 10 UFPA** Faz-se reagir 25 g de anidrido fosfórico com 25 g de óxido de cálcio. A massa do produto formado é, aproximadamente:

Dados: $\text{P} = 31$, $\text{Ca} = 40$ e $\text{O} = 16$;



Resolução:

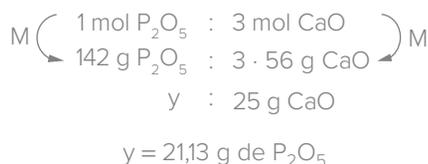
Da equação balanceada, temos:



$$x = 29,58 \text{ g de CaO}$$

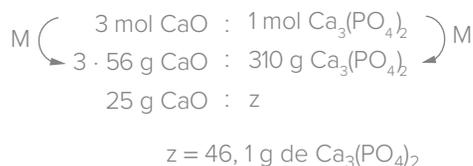
Note ser esta uma hipótese impossível, já que para reagir completamente o P_2O_5 , são necessários 29,58 g de CaO , sendo que só existem 25 g.

Pensemos inversamente:



Note que aqui há um excesso de 3,87 g de P_2O_5 e, portanto, o reagente limitante é o CaO .

Com isso:



Pureza dos reagentes

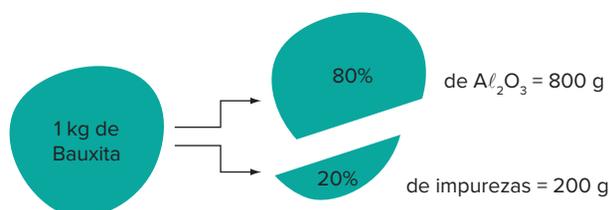
Já vimos no capítulo 1 desta frente que a grande maioria dos sistemas encontrados na natureza são misturas. Muitas vezes, separar as misturas em substâncias puras necessita de processos extremamente complicados ou não viáveis economicamente, com o agravante de não serem 100% efetivos. Por isso, quando fornecemos a massa de um determinado reagente, dificilmente é o valor efetivo de massa que irá reagir. Isso porque juntamente com a substância que nos interessa estão algumas impurezas, que podem ou não realizar reações indesejáveis. Porém, nesse tipo de problema, consideramos sempre que as substâncias constituintes das impurezas nunca reagem, ou seja, é como se não existissem.

Analise agora a seguinte situação.

O minério de alumínio é chamado de bauxita, cujo componente principal é o óxido de alumínio (Al_2O_3). Porém, uma amostra de bauxita contém apenas uma porcentagem de Al_2O_3 . O restante do minério é uma mistura de substâncias que consideramos inertes e que chamaremos de impurezas.

Se tomarmos uma amostra de 1 kg de bauxita com 80% de Al_2O_3 , qual seria a verdadeira massa de Al_2O_3 que reagiria?

Veja esquematicamente:



Agora, preste bastante atenção nos dois exercícios resolvidos a seguir.

Exercícios resolvidos

11 Uerj O químico francês Antoine Laurent de Lavoisier ficaria surpreso se conhecesse o município de Resende, a 160 quilômetros do Rio. É lá, às margens da via Dutra, que moradores, empresários e o poder público seguem à risca a máxima do cientista que revolucionou o século XVIII ao provar que, na natureza, tudo se transforma. Graças a uma campanha que já reúne boa parte da população, Resende é forte concorrente ao título de capital nacional da reciclagem. Ao mesmo tempo em que diminui a quantidade de lixo jogado no aterro sanitário, a comunidade faz sucata virar objeto de consumo. Nada se perde.

Revista Domingo, 11 jul. 1993.

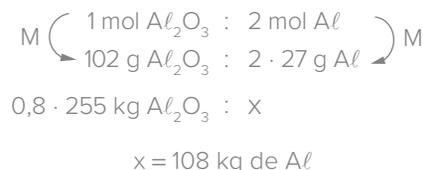
Assim, com base na equação:



e supondo-se um rendimento de 100% no processo, a massa de alumínio que pode ser obtida na reciclagem de 255 kg de sucata contendo 80% de Al_2O_3 em massa é?

Resolução:

A proporção entre o Al_2O_3 e o Al é de 2 : 4. Portanto:



Perceba que a verdadeira massa de Al_2O_3 que efetivamente reage não é de 255 kg, mas apenas 80% deste valor.

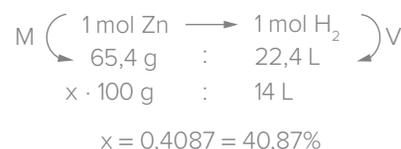
12 Passo Fundo-RS Para a verificação da pureza de uma amostra de zinco, este reagiu com o ácido muriático e obtiveram-se 14 L de gás hidrogênio. Qual a pureza do zinco, sabendo-se que a massa da amostra era de 100 g?

Dado: 1 mol = 22,4 L; $M_{Zn} = 65,4 \text{ g/mol}$.

Resolução:



A relação entre o Zn e o H_2 é de 1 : 1. Portanto,



Rendimento de uma reação

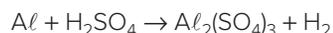
Em ambiente fechado, é raro uma reação em que o reagente limitante seja totalmente consumido. Isso ocorre porque, à medida que os reagentes chocam-se entre si

resultando em produtos, os produtos também começam a se chocar entre si produzindo reagentes, não deixando que o fenômeno se complete. A porcentagem do reagente limitante que se converte efetivamente em produtos é chamada de rendimento da reação.

Veja como fazer os cálculos, a partir dos exemplos a seguir.

Exercícios resolvidos

- 13 Cesgranrio** O gás hidrogênio pode ser obtido em laboratório a partir da reação de alumínio com ácido sulfúrico, cuja equação química não ajustada é:



Um analista utilizou uma quantidade suficiente de H_2SO_4 para reagir com 5,4 g do metal e obteve 5,71 litros do gás nas CNTP. Neste processo, o analista obteve um rendimento aproximado de?

Resolução:

Primeiramente, devemos balancear a equação dada, ou seja, fazer com que o número de átomos de um elemento antes da reação seja igual ao número de átomos deste elemento depois da reação. De fato:

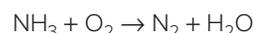


A proporção entre o Al e o H_2 é de 2 : 3. Portanto:

$$M \left(\begin{array}{l} 2 \text{ mol } Al \longrightarrow x \cdot 3 \text{ mol } H_2 \\ 2 \cdot 27 \text{ g} \quad : \quad x \cdot 3 \cdot 22,4 \text{ L} \\ 5,4 \text{ g} \quad : \quad 5,71 \text{ L} \end{array} \right) V$$

$$x = 0,85 \text{ ou } 85\%$$

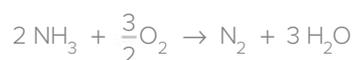
- 14 Unifenas** A combustão do gás amoníaco é representada pela seguinte equação não balanceada:



Calcule a massa de água, obtida a partir de 56 L de NH_3 , nas CNTP, sabendo que a reação tem rendimento de 95%.

Resolução:

Primeiramente, devemos balancear a equação dada:



A proporção entre NH_3 e H_2O é de 2 : 3. Portanto,

$$V \left(\begin{array}{l} 2 \text{ mol } NH_3 \quad : \quad 0,95 \cdot 3 \text{ mol } H_2O \\ 2 \cdot 22,4 \text{ L } NH_3 \quad : \quad 0,95 \cdot 3 \cdot 18 \text{ g} \end{array} \right) M$$

$$56 \text{ L } NH_3 \quad : \quad x$$

$$x = 64,1 \text{ g } H_2O$$

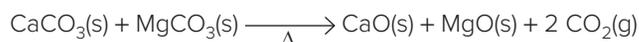
Revisando

- 1 PUC-Minas (Adapt.)** O oxigênio pode ser obtido através da decomposição térmica do clorato de potássio ($KClO_3$), conforme a reação:



Calcule o volume de oxigênio obtido, nas CNTP, pela decomposição de 24,5 g de clorato de potássio.

- 2 Ufes (Adapt.)** Uma amostra de calcário dolomítico, contendo 60% de carbonato de cálcio e 21% de carbonato de magnésio, sofre decomposição quando submetida a aquecimento, segundo a equação a seguir.



Calcule a massa de óxido de cálcio e a massa de óxido de magnésio, em gramas, obtidas com a queima de 1 quilo de calcário.

- 3 UFRRJ** A mistura de hidrazina ($\text{N}_2\text{H}_4(\ell)$), peróxido de hidrogênio ($\text{H}_2\text{O}_2(\ell)$) e Cu^{2+} (catalisador) é usada na propulsão de foguetes. A reação é altamente exotérmica, apresenta aumento significativo de volume e os produtos são $\text{N}_2(\text{g})$ e $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$.

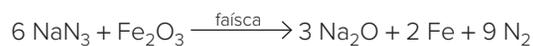
Considerando que a reação ocorra a 427°C e $2,0 \text{ atm}$ e que as densidades da hidrazina e do peróxido sejam $1,01$ e $1,46 \text{ g/mL}$, respectivamente, pede-se:

a) a equação balanceada para a transformação química.

b) a variação de volume do processo quando são misturados 16 g de hidrazina e 34 g de peróxido.

Dado: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

- 4 **UFRRJ** O *airbag* é um dispositivo usado em automóveis para proteger os motoristas num eventual acidente. Ele é inflado pelo gás nitrogênio produzido na reação a seguir:



Considerando uma massa de 19,5 g de azida de sódio (NaN_3), a 27 °C e 1 atm de pressão, pede-se:

- a) a massa de óxido férrico consumida na reação;

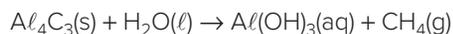
- b) o volume de gás nitrogênio produzido.

Dado: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

- 5 **UFRRJ (Adapt.)** O óxido de alumínio (Al_2O_3) é utilizado como antiácido.

Sabendo-se que a reação que ocorre no estômago é $1 \text{Al}_2\text{O}_3 + 6 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{AlCl}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$, calcule a massa desse óxido que reage com 0,25 mol de ácido.

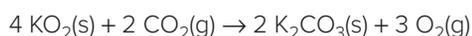
- 6 PUC-Minas (Adapt.)** Uma das maneiras de produzir gás metano é reagir carbeto de alumínio (Al_4C_3) com água, de acordo com a equação não balanceada:



Considerando a reação de 288,0 gramas de carbeto de alumínio completamente com a água, calcule o volume, em litros, de gás metano produzido, nas CNTP.

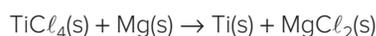
Dados: $Al = 27$; $C = 12$; $O = 16$; $H = 1$.

- 7 PUC-Minas (Adapt.)** As máscaras de oxigênio utilizadas em aviões contêm superóxido de potássio (KO_2) sólido. Quando a máscara é usada, o superóxido reage com o gás carbônico (CO_2) exalado pela pessoa e libera gás oxigênio (O_2), necessário à respiração, segundo a equação balanceada:



Qual é a massa de superóxido de potássio necessária, em gramas, para reagir totalmente com 0,2 mol de gás carbônico?

- 8 CFTMG (Adapt.)** O titânio (Ti) é considerado o metal do futuro. Na construção de aviões supersônicos, oferece as maiores vantagens devido à sua elevada temperatura de fusão (1670 °C). A obtenção desse elemento está representada na equação não balanceada:



Calcule a massa de Ti obtida a partir de 760,0 g de cloreto de titânio ($TiCl_4$), em gramas.

Dado: $Ti = 48$; $Cl = 35,5$.

Exercícios propostos

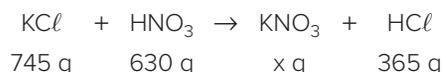
- Se queirmos uma certa massa de papel, verificamos, após a queima, uma diminuição desta massa. Essa observação contraria a lei de Lavoisier (conservação das massas)? Justifique sua resposta.
- Ao dissolver-se um comprimido efervescente em uma dada massa de água, ao término do processo observa-se uma diminuição da massa do conjunto. A referida observação contraria a lei de Lavoisier? Justifique sua resposta.
- Em que lei das combinações podemos nos basear para afirmar que 2 g de hidrogênio reagem com 16 g de oxigênio produzindo exatamente 18 g de água?
- Ao adicionarmos 4 g de cálcio (Ca) a 10 g de cloro (Cl_2) obteremos 11,1 g de cloreto de cálcio ($CaCl_2$) e um excesso de 2,9 g de cloro. Se, num segundo experimento, adicionarmos 1,6 g de cálcio a 30 g de cloro, quais serão as massas de cloreto de cálcio e de excesso de cloro obtidas? Quais leis das combinações nos auxiliam na resolução desta questão?

- CPS 2018** Lavoisier foi quem descobriu uma maneira de sintetizar o salitre em grandes quantidades, o que possibilitou um aumento sensível na produção e utilização da pólvora. Para se obter o nitrato de potássio, um tipo de salitre, pode-se reagir cloreto de potássio com ácido nítrico.

Lavoisier também foi responsável por enunciar a Lei da Conservação da Massa, também conhecida como Lei de Lavoisier.

<<https://tinyurl.com/ybcum19u>>
Acesso em: 15.11.2017. Adaptado.

Em um experimento para obtenção de salitre, foram anotadas as massas utilizadas, porém o aluno esqueceu de anotar a massa formada de nitrato de potássio, conforme a figura.



O aluno não se preocupou com esse fato, pois aplicando a Lei de Lavoisier é possível encontrar a massa desconhecida, representada por x na tabela. Assinale a alternativa que apresenta a massa de salitre, em gramas, obtida nesse experimento.

- 101
- 630
- 745
- 1010
- 1375

- Vunesp** Duas amostras de carbono puro de massa 1,00 e 9,00 g foram completamente queimadas ao ar. O único produto formado nos dois casos, o dióxido de carbono gasoso, foi totalmente recolhido e as massas obtidas foram 3,66 g e 32,94 g, respectivamente.

Utilizando estes dados:

- demonstre que nos dois casos a lei de Proust é obedecida;
- determine a composição do dióxido de carbono, expressa em porcentagem em massa de carbono e de oxigênio.

- Analise a tabela:

MgO	+	H ₂ O	→	Mg(OH) ₂
40 g		18 g		α
β		90 g		δ

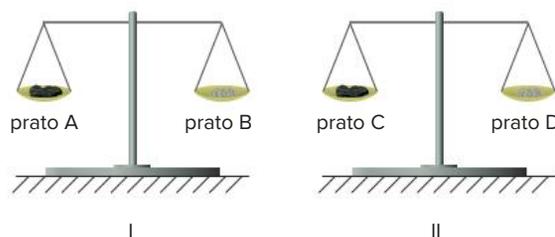
Com base nas leis de Lavoisier e Proust, determine os valores de α, β e δ.

- Uerj** Na natureza nada se cria, nada se perde; tudo se transforma.

Esse enunciado é conhecido como Lei da Conservação das Massas ou Lei de Lavoisier. Na época em que foi formulado, sua validade foi contestada, já que na queima de diferentes substâncias era possível observar aumento ou diminuição de massa.

Para exemplificar esse fenômeno, considere as duas balanças idênticas I e II mostradas na figura a seguir. Nos pratos dessas balanças foram colocadas massas idênticas de carvão e de esponja de aço, assim distribuídas:

- pratos A e C: carvão;
- pratos B e D: esponja de aço.



A seguir, nas mesmas condições reacionais, foram queimados os materiais contidos em B e C, o que provocou desequilíbrio nos pratos das balanças. Para restabelecer o equilíbrio, serão necessários procedimentos de adição e retirada de massas, respectivamente, nos seguintes pratos:

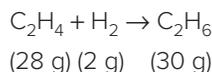
- A e D
- B e C
- C e A
- D e B

9 Analise o quadro a seguir:

NaOH	+	HCl	→	NaCl	+	H ₂ O
40 g		36,5 g		x		18 g
80 g		y		z		t

Verificando as leis de Lavoisier e de Proust, determine os valores de x, y, z e t.

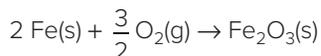
10 CFTMG 2016 Observe a equação química a seguir:



A comparação entre as massas do produto e dos reagentes relaciona-se à Lei de

- A Bohr.
- B Dalton.
- C Lavoisier.
- D Rutherford.

11 CFTMG 2014 A oxidação espontânea do ferro, representada na equação, leva à formação da ferrugem, caracterizada como óxido de ferro III.



Suponha que uma placa de ferro de 112 g foi guardada em um recipiente fechado, com ar. Após a degradação completa, detectou-se 160 g de ferrugem. A massa de oxigênio, em gramas, consumida nessa reação, é aproximadamente, de

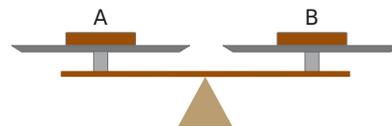
- A 32.
- B 48.
- C 56.
- D 72.

12 Ufes Num sistema a uma determinada pressão e temperatura, dois gases, A e B, inodoros e incolores, reagem entre si na proporção de 1 volume de A para 3 volumes de B, gerando 2 volumes de um gás irritante, C.

Quando 3 volumes do gás A e 6 volumes do gás B forem submetidos às mesmas condições, o volume final do sistema será:

- A 2 volumes.
- B 3 volumes.
- C 5 volumes.
- D 8 volumes.
- E 9 volumes.

13 Fuvest Os pratos A e B de uma balança foram equilibrados com um pedaço de papel em cada prato e efetuou-se a combustão apenas do material contido no prato A. Esse procedimento foi repetido com palha de aço em lugar de papel. Após cada combustão observou-se:



	Com papel	Com palha de aço
A	A e B no mesmo nível	A e B no mesmo nível
B	A abaixo de B	A abaixo de B
C	A acima de B	A acima de B
D	A acima de B	A abaixo de B
E	A abaixo de B	A e B no mesmo nível

14 Unicentro 2016 Com objetivo de comprovar a Lei de Conservação das Massas em uma reação química — Lei de Lavoisier —, um béquer de 125,0 mL, contendo uma solução diluída de ácido sulfúrico, H₂SO₄(aq), foi pesado juntamente com um vidro de relógio, contendo pequena quantidade de carbonato de potássio, K₂CO₃(s), que, em seguida, foi adicionado à solução ácida. Terminada a reação, o béquer com a solução e o vidro de relógio vazio foram pesados, verificando-se que a massa final, no experimento, foi menor que a massa inicial.

Considerando-se a realização desse experimento, a conclusão correta para a diferença verificada entre as massas final e inicial é

- A a Lei de Lavoisier não é válida para reações realizadas em soluções aquosas.
- B a condição para a comprovação da Lei de Conservação das Massas é que o sistema em estudo esteja fechado.
- C o excesso de um dos reagentes não foi levado em consideração, inviabilizando a comprovação da Lei de Lavoisier.
- D a massa dos produtos de uma reação química só é igual à massa dos reagentes quando estes estão no mesmo estado físico.

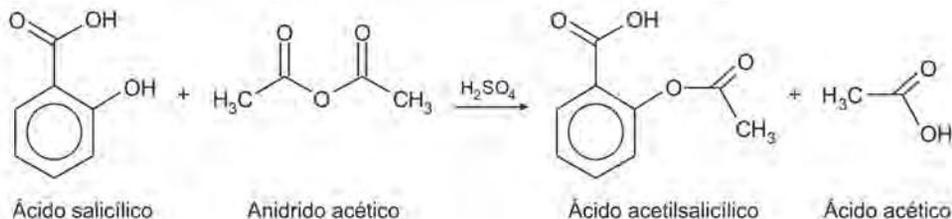
15 FEI Sejam m_A e m_B as massas de A e B respectivamente que reagem estequiometricamente para formar C na reação representada pela equação:



Ao misturarmos as massas m'_A e m'_B de A e B, respectivamente, para formar C, tal que m'_A/m'_B > m_A/m_B então:

- A A é o reagente em excesso.
- B B é o reagente em excesso.
- C C é o reagente em excesso.
- D não há excesso.
- E os dados são insuficientes para a conclusão.

- 16 Enem 2017** O ácido acetilsalicílico, AAS (massa molar igual a 180 g/mol), é sintetizado a partir da reação do ácido salicílico (massa molar igual a 138 g/mol) com anidrido acético, usando-se ácido sulfúrico como catalisador, conforme a equação química:

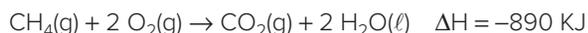


Após a síntese, o AAS é purificado e o rendimento final é de aproximadamente 50%. Devido às suas propriedades farmacológicas (antitérmico, analgésico, anti-inflamatório, antitrombótico), o AAS é utilizado como medicamento na forma de comprimidos, nos quais se emprega tipicamente uma massa de 500 mg dessa substância.

Uma indústria farmacêutica pretende fabricar um lote de 900 mil comprimidos, de acordo com as especificações do texto. Qual é a massa de ácido salicílico, em kg, que deve ser empregada para esse fim?

- A 293 B 345 C 414 D 690 E 828

- 17 IFCE 2019** O menor dos hidrocarbonetos, o metano (CH_4) é um gás incolor e pode causar danos ao sistema nervoso central se for inalado. Pode ser obtido da decomposição do lixo orgânico, assim como sofrer combustão como mostra a reação balanceada:



A massa de metano que, em g, precisa entrar em combustão para que sejam produzidos exatamente 54 g de água é igual a

Dados: $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$, $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$ e $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$.

- A 36 D 44
B 24 E 52
C 20

- 18 Unicamp** Uma amostra gasosa de H_2S e CS_2 a 120°C reagiu com excesso de O_2 , formando uma mistura gasosa contendo 2,16 g de água, 9,24 g de dióxido de carbono e uma certa quantidade de dióxido de enxofre.

Dados: Massas molares: $\text{H}_2\text{O} = 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;

$\text{SO}_2 = 64,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{CO}_2 = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- a) Escreva a equação química que representa a reação de dissulfeto de carbono com oxigênio.
b) Calcule a massa de dióxido de enxofre formada na reação da amostra gasosa com oxigênio.

- 19 PUC-SP 2017** A água oxigenada é o nome dado à solução comercial de peróxido de hidrogênio (H_2O_2) em água. Em lojas de produtos químicos é possível adquirir frascos contendo água oxigenada 200 volumes. Essa concentração indica que a decomposição total do peróxido de hidrogênio contida em 1,0 L de solução produz 200 L de gás oxigênio medidos na CNTP. A reação de decomposição da água oxigenada é representada pela equação química a seguir



Desse modo, 50 mL dessa solução contém, aproximadamente,

Dado: Volume de 1 mol de gás na CNTP é 22,4 L.

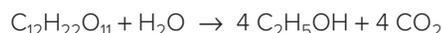
- A 10 g de H_2O_2 . C 30 g de H_2O_2 .
B 20 g de H_2O_2 . D 40 g de H_2O_2 .

- 20 Vunesp** Os hidretos de metais alcalino-terrosos reagem com água para produzir hidrogênio gasoso, além do hidróxido correspondente. Por isso, tais hidretos podem ser utilizados para inflar salva-vidas ou balões. Escreva a equação química balanceada e calcule o volume de hidrogênio produzido a 27°C e 1,00 atmosfera, produzido pela reação de 84,0 g de hidreto de cálcio, CaH_2 , com água.

Dados: Massas atômicas: $\text{Ca} = 40$; $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16$.

Constante Universal dos gases: $0,0821 \text{ L} \cdot \text{atm/mol K}$.

- 21 Unicamp** A obtenção de etanol, a partir de sacarose (açúcar) por fermentação, pode ser representada pela seguinte equação:



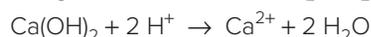
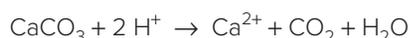
Admitindo-se que o processo tenha rendimento de 100% e que o etanol seja anidro (puro), calcule a massa (em kg) de açúcar necessária para produzir um volume de 50 litros de etanol, suficiente para encher um tanque de um automóvel.

Dados: Densidade do etanol = $0,8 \text{ g/cm}^3$;

Massa molar da sacarose = 342 g/mol ;

Massa molar do etanol = 46 g/mol .

- 22 Unicamp** Certos solos, por razões várias, costumam apresentar uma acidez relativamente elevada. A diminuição desta acidez pode ser feita pela adição ao solo de carbonato de cálcio, CaCO_3 ou hidróxido de cálcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ocorrendo uma das reações, a seguir representadas:



Um fazendeiro recebeu uma oferta de fornecimento de carbonato de cálcio ou de hidróxido de cálcio, ambos a um mesmo preço por quilograma. Qual dos dois seria mais vantajoso, em termos de menor custo, para adicionar à mesma extensão de terra? Justifique.

Dados: Massas atômicas relativas: Ca = 40; C = 12; O = 16 e H = 1.

- 23 Unicamp** Massas iguais dos elementos lítio (Li), sódio (Na) e potássio (K) reagiram, separadamente, com cloro gasoso (Cl_2) em excesso, dando os respectivos cloretos. Consultando as massas atômicas relativas:

Li = 6,94; Na = 23,0; K = 39,1 e Cl = 35,5;

responda, justificando suas respostas.

- Qual dos cloretos obtidos apresentou a maior massa?
- Em qual das três reações foi consumida a menor quantidade de cloro?

- 24 Fuvest (Adapt.)** Uma jovem senhora, não querendo revelar sua idade, a não ser às suas melhores amigas, convidou-as para a festa de aniversário, no sótão de sua casa, que mede $3,0 \text{ m} \cdot 2,0 \text{ m} \cdot 2,0 \text{ m}$. O bolo de aniversário tinha velas em número igual à idade da jovem senhora, cada uma com 1,55 g de parafina. As velas foram queimadas inteiramente, numa reação de combustão completa. Após a queima, a porcentagem de gás carbônico, em volume, no sótão, medido nas condições ambiente, aumentou de 0,88 % do volume do sótão. Considere que esse aumento resultou, exclusivamente, da combustão das velas.

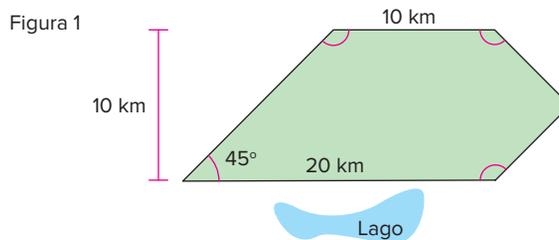
Dados: Massa molar da parafina, $\text{C}_{22}\text{H}_{46}$: 310 g mol^{-1} ; volume molar dos gases nas condições ambientes de pressão e temperatura: 24 L mol^{-1} .

- Escreva a equação de combustão completa da parafina.
- Calcule a quantidade de gás carbônico, em mols, no sótão, após a queima das velas.
- Qual é a idade da jovem senhora? Mostre os cálculos.

- 25 Uerj** Uma área agrícola, próxima a um lago, precisa ser adubada antes do início do plantio de hortaliças.

- O esquema da figura 1 indica as medidas do terreno a ser plantado. Os dois lados paralelos distam 10 km e os três ângulos obtusos indicados são congruentes.
- Para corrigir a elevada acidez do solo, o produto recomendado foi o calcário (CaCO_3), na dosagem de 5 g/m^2 de solo.
- Para a adubação do terreno, emprega-se um pulverizador com 40 m de comprimento, abastecido por um reservatório de volume igual a $2,16 \text{ m}^3$, que libera o adubo à vazão constante de $1200 \text{ cm}^3/\text{s}$. Esse conjunto, rebocado por um trator que se desloca à velocidade constante de 1 m/s, está representado na figura 2.

- A partir do início da adubação, a qualidade da água do lago passou a ser avaliada com regularidade.



Para corrigir a acidez do solo, a quantidade de matéria necessária, em mol de CaCO_3 , por km^2 de área a ser plantada, corresponde a:

- $4,0 \cdot 10^6$
- $5,0 \cdot 10^4$
- $1,5 \cdot 10^3$
- $2,5 \cdot 10^2$

- 26 Unicamp** Os sistemas de comunicação e transporte criados pelo homem foram evoluindo ao longo do tempo. Assim, em fins do século XVIII, apareceram os balões, cujo desenvolvimento ocorreu durante todo o século XIX, chegando ao século XX com os dirigíveis cheios de hidrogênio e, mais recentemente, de hélio. Nesse processo, o brasileiro Santos Dumont contribuiu de modo significativo.

Os *Zeppelins*, dirigíveis cheios de hidrogênio, estão, ainda, entre as maiores naves aéreas já construídas pelo homem. O mais famoso deles, o *Hindenburg*, começou a sua história em 1936, terminando em maio de 1937, num dos maiores acidentes aéreos já vistos e filmados. O seu tamanho era incrível, tendo cerca de 250 metros de comprimento, com um volume de $200 \cdot 10^6$ litros, correspondendo a $8,1 \cdot 10^6$ moles de gás.

- No dia 6 de maio de 1937, ao chegar a Nova York, o *Hindenburg* queimou em chamas. Escreva a equação química que representa a reação principal da queima nesse evento.
- Se o hidrogênio necessário para encher totalmente o *Hindenburg* fosse obtido a partir da reação de ferro com ácido (dando Fe^{2+}), quantos quilogramas de ferro seriam necessários?

- 27 UEPG 2019** Em alguns tipos de fogos de artifício, o alumínio metálico em pó é queimado liberando luz e calor. A reação que ocorre é representada a seguir:
- $$2 \text{ Al}(s) + 3/2 \text{ O}_2(g) \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3(s) \quad \Delta H = -1653 \text{ kJ/mol}$$
- Dados: Al = 27 g/mol; O = 16 g/mol.

Volume molar do gás ideal em CNTP = 22,4 L CNTP (1 atm, 0 °C)

Com base nas informações anteriores, assinale o que for correto.

- 01 A queima de 1 g de alumínio em pó forma aproximadamente 19 g de óxido de alumínio.
02 A queima de 1 g de alumínio em pó necessita de aproximadamente 0,62 L de gás oxigênio para reagir nas CNTP.
04 A queima de 1 g de alumínio em pó libera aproximadamente 306 kJ de energia.
08 A reação de queima do alumínio em pó é exotérmica.

Soma:

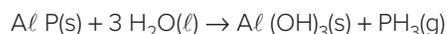
Texto para a questão 28.

Um incêndio atingiu uma fábrica de resíduos industriais em Itapevi, na Grande São Paulo. O local armazenava três toneladas de fosfeto de alumínio (AlP). De acordo com a Companhia Ambiental do Estado de São Paulo (Cetesb), o fosfeto de alumínio reagiu com a água usada para apagar as chamas, produzindo hidróxido de alumínio e fosfina (PH₃).

A fosfina é um gás tóxico, incolor, e não reage com a água, porém reage rapidamente com o oxigênio liberando calor e produzindo pentóxido de difósforo (P₂O₅). Segundo os médicos, a inalação do P₂O₅ pode causar queimadura tanto na pele quanto nas vias respiratórias devido à formação de ácido fosfórico.

<<https://tinyurl.com/yafzufbo>> Acesso em: 11.10.18. Adaptado.

- 28 Fatec 2019** A reação química da produção da fosfina pode ser representada pela equação



Considerando que toda a massa de fosfeto de alumínio reagiu com a água e que o rendimento da reação é 100% o volume aproximado de fosfina produzido no local, em litros, é

Dados: Volume molar dos gases nas condições descritas: 30 L/mol.

Massas molares em g/mol: Al = 27, P = 31.

- A $3,33 \cdot 10^2$ D $1,55 \cdot 10^3$
B $3,33 \cdot 10^3$ E $1,55 \cdot 10^6$
C $3,33 \cdot 10^6$

- 29 UPE 2016** A fabricação de determinadas moedas exige o uso de níquel com elevada pureza. Para obtê-lo, pode-se utilizar o processo Mond. Desenvolvido por Ludwig Mond, em 1899, consiste inicialmente no aquecimento do óxido de níquel, produzindo níquel metálico, que deve ser purificado. Numa segunda etapa, o níquel impuro é colocado em uma atmosfera de monóxido de carbono, a uma temperatura de cerca de 50 °C e pressão de 1 atm, formando um composto volátil e altamente inflamável, chamado tetracarbonilníquel, de acordo com a equação química:



As impurezas permanecem em estado sólido, e o níquel pode ser recuperado, posteriormente, pela decomposição desse gás, que ocorre a 240 °C.

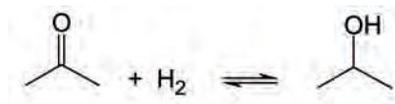
Uma fábrica produz 314 kg de moedas de níquel puro por semana, a partir de 400 kg de níquel impuro. Qual a massa aproximada de monóxido de carbono, usada semanalmente, por essa fábrica?

Dados: Massas molares: C = 12 g/mol; O = 16 g/mol; Ni = 58,7 g/mol

- A 300 kg C 450 kg E 760 kg
B 375 kg D 600 kg

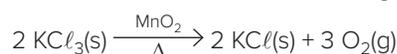
Texto para a questão 30.

O isopropanol (massa molar = 60 g/mol) é um álcool muito utilizado como solvente para limpeza de circuitos eletroeletrônicos. A produção mundial desse álcool chega a 2,7 milhões de toneladas por ano. A indústria química dispõe de diversos processos para a obtenção de isopropanol, entre eles, o que envolve a reação de acetona (massa molar = 58 g/mol) com hidrogênio. A equação dessa reação é



- 30 Uefs 2018** Se toda a produção mundial de isopropanol fosse feita somente por meio dessa reação de acetona com hidrogênio, supondo rendimento de 100%, a massa de acetona necessária para a produção anual de isopropanol seria de
- A 1,8 milhão de toneladas.
B 2,1 milhões de toneladas.
C 2,6 milhões de toneladas.
D 3,1 milhões de toneladas.
E 3,6 milhões de toneladas.

- 31 UFBA** A equação balanceada, a seguir, representa a reação de decomposição térmica do KClO₃.

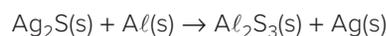


Determine, em litros, o volume de O₂ produzido pela decomposição térmica de 245,2 g de KClO₃, nas CNTP, expressando o resultado com dois algarismos significativos.

Dados: Massas atômicas: K = 39 u; Cl = 35,5 u; O = 16 u.

- 32 Enem 2018** Objetos de prata sofrem escurecimento devido à sua reação com enxofre. Estes materiais recuperam seu brilho característico quando envoltos por papel alumínio e mergulhados em um recipiente contendo água quente e sal de cozinha.

A reação não balanceada que ocorre é:



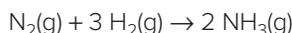
Dados da massa molar dos elementos (g mol⁻¹): Ag = 108, S = 32.

UCKO, D. A. Química para as ciências da saúde: uma introdução à química geral, orgânica e biológica. São Paulo: Manole, 1995 (adaptado).

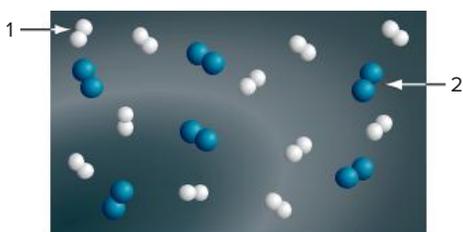
Utilizando o processo descrito, a massa de prata metálica que será regenerada na superfície de um objeto que contém 2,48 g de Ag_2S é

- A 0,54 g C 1,91 g E 3,82 g
 B 1,08 g D 2,16 g

- 33 Fatec** Amônia é matéria-prima fundamental na fabricação de produtos importantes, como fertilizantes, explosivos, antibióticos e muitos outros. Na indústria, em condições apropriadas, a síntese da amônia se realiza a partir de nitrogênio e hidrogênio gasosos, como mostra a equação:



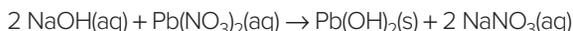
Considerando que nitrogênio e hidrogênio foram colocados para reagir em quantidades tais como na figura, onde 1 representa H_2 e 2 representa N_2 e supondo rendimento de 100%, pode-se afirmar que:



- A nitrogênio e hidrogênio estão em proporções estequiométricas.
 B hidrogênio foi colocado em excesso.
 C nitrogênio é o reagente limitante.
 D hidrogênio é o reagente limitante.
 E ambos os reagentes estão em excesso.

- 34 PUC-Rio** A concentração de um soluto em uma solução, em termos de quantidade de matéria, é a razão entre a quantidade, em mol, do soluto e o volume final da solução, em litros.

Quatro gramas de hidróxido de sódio, NaOH , são dissolvidos em água, formando 250 mL de solução aquosa dessa base forte. Essa solução foi misturada com 100 mL de solução aquosa, $0,05 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de nitrato de chumbo, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, que, por sua vez, reage completamente com a base forte formando um precipitado de hidróxido de chumbo, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, conforme a seguinte equação:



Responda às questões que seguem:

- A calcule a concentração em quantidade de matéria ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$) da solução original de hidróxido de sódio;
 B calcule a quantidade, em mol, de nitrato de chumbo presente nos 100 mL de solução que foram misturados com a base forte;
 C indique com cálculos o reagente limitante desta reação, ou seja, aquele que reage completamente;
 D calcule a quantidade máxima de $\text{Pb}(\text{OH})_2(\text{s})$, em gramas, que pode ser obtida na reação indicada no problema.

- 35 Vunesp** Considere a reação química representada pela equação:



Calcule a quantidade (em mols) de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ que pode ser produzida a partir de uma mistura que contenha 1,0 mol de Fe_2S_3 , 2,0 mol de H_2O e 3,0 mol de O_2 .

- 36 UFF** Amônia gasosa pode ser preparada pela seguinte reação balanceada:

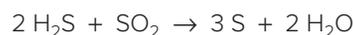


Se 112,0 g de óxido de cálcio e 224,0 g de cloreto de amônio forem misturados, então a quantidade máxima, em gramas, de amônia produzida será, aproximadamente:

Dado: Massas molares $\text{CaO} = 56 \text{ g/mol}$;
 $\text{NH}_4\text{Cl} = 53,5 \text{ g/mol}$; $\text{NH}_3 = 17 \text{ g/mol}$.

- A 68,0 C 71,0 E 32,0
 B 34,0 D 36,0

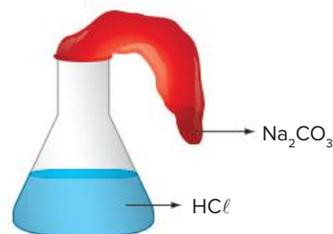
- 37 Cesgranrio** O H_2S reage com o SO_2 segundo a reação:



Assinale, entre as opções a seguir, aquela que indica o número máximo de mols de S que pode ser formado quando se faz reagir 5 mol de H_2S com 2 mol de SO_2 :

- A 3 B 4 C 6 D 7,5 E 15

- 38 Fuvest** Nas condições ambiente, foram realizados três experimentos, com aparelhagem idêntica, nos quais se juntou Na_2CO_3 sólido, contido em uma bexiga murcha, a uma solução aquosa de HCl contida em um erlenmeyer. As quantidades adicionadas foram:



	Solução de HCl		
	Massa de $\text{Na}_2\text{CO}_3/\text{g}$	Volume/ mL	Concentração/ $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$
Exp.1	1,06	100	0,30
Exp.2	1,06	100	0,40
Exp.3	1,06	100	0,50

Dado: Massa molar do $\text{Na}_2\text{CO}_3 = 106 \text{ g/mol}$.

Ao final dos experimentos, comparando-se os volumes das bexigas, observa-se que:

- A a bexiga do Exp.1 é a mais cheia.
 B a bexiga do Exp.2 é a mais cheia.
 C a bexiga do Exp.3 é a mais cheia.
 D a bexiga do Exp.1 é a menos cheia.
 E as três bexigas estão igualmente cheias.

39 EsPCEX 2019 As reações químicas ocorrem sempre em uma proporção constante, que corresponde ao número de mol indicado pelos coeficientes da equação química. Se uma das substâncias que participa da reação estiver em quantidade maior que a proporção correta, ela não será consumida totalmente. Essa quantidade de substância que não reage é chamada excesso (...). O reagente que é consumido totalmente, e por esse motivo determina o fim da reação, é chamado de reagente limitante.

USBERCO, João e SALVADOR, Edgard. *Química, Vol. 1: Química Geral*. 14ª ed. Reform. São Paulo: Ed. Saraiva, 2009, pág. 517.

Um analista precisava neutralizar uma certa quantidade de ácido sulfúrico (H_2SO_4) de seu laboratório e tinha hidróxido de sódio ($NaOH$) à disposição para essa neutralização. Ele realizou a mistura de 245 g de ácido sulfúrico com 100 g de hidróxido de sódio e verificou que a massa de um dos reagentes não foi completamente consumida nessa reação. Sabendo-se que o reagente limitante foi completamente consumido, a massa do reagente que sobrou como excesso após a reação de neutralização foi de

Dado: massa atômica do H = 1; O = 16; Na = 23: $C\ell = 35,5$ u

- A 52,4 g. C 384,7 g. E 77,3 g.
 B 230,2 g. D 122,5 g.

40 Enem 2016 A minimização do tempo e custo de uma reação química, bem como o aumento na sua taxa de conversão, caracteriza a eficiência de um processo químico. Como consequência, produtos podem chegar ao consumidor mais baratos. Um dos parâmetros que mede a eficiência de uma reação química é o seu rendimento molar (R, em %), definido como

$$R = \frac{n_{\text{produto}}}{n_{\text{reagente limitante}}} \times 100$$

em que n corresponde ao número de mols. O metanol pode ser obtido pela reação entre brometo de metila e hidróxido de sódio, conforme a equação química:



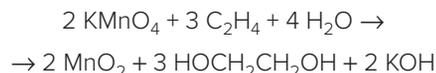
As massas molares (em g/mol) desses elementos são: H = 1; C = 12; O = 16; Na = 23; Br = 80.

O rendimento molar da reação, em que 32 g de metanol foram obtidos a partir de 142,5 g de brometo de metila e 80 g de hidróxido de sódio, é mais próximo de

- A 22% C 50% E 75%
 B 40% D 67%

41 Enem PPL 2016 Climatério é o nome de um estágio no processo de amadurecimento de determinados frutos, caracterizado pelo aumento do nível da respiração celular e do gás etileno (C_2H_4). Como consequência, há o escurecimento do fruto, o que representa a perda de muitas toneladas de alimentos a cada ano. É possível prolongar a vida de um fruto climatérico pela eliminação do etileno produzido. Na indústria, utiliza-se o permanganato de potássio ($KMnO_4$) para oxidar

o etileno a etilenoglicol ($HOCH_2CH_2OH$), sendo o processo representado de forma simplificada na equação:



O processo de amadurecimento começa quando a concentração de etileno no ar está em cerca de 1,0 mg de C_2H_4 por kg de ar. As massas molares dos elementos H, C, O, K e Mn são, respectivamente, iguais a 1 g/mol, 12 g/mol, 16 g/mol, 39 g/mol e 55 g/mol.

A fim de diminuir essas perdas, sem desperdício de reagentes, a massa mínima de $KMnO_4$ por kg de ar é mais próxima de

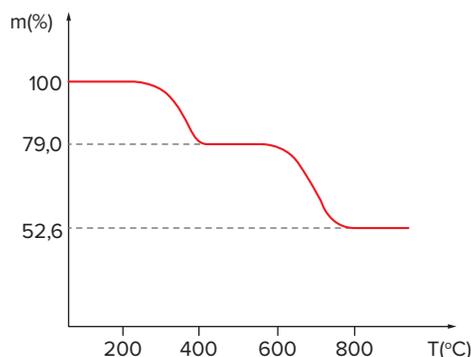
- A 0,7 mg C 3,8 mg E 8,5 mg
 B 1,0 mg D 5,6 mg

42 Cefet-MG 2016 Fitas de magnésio podem ser queimadas quando em contato com fogo e na presença de gás oxigênio. Durante a reação, pode-se observar a formação de um sólido branco e a liberação de uma luz intensa.

Suponha que uma fita de magnésio de 3 g, com 80% de pureza em massa, seja queimada. A massa aproximada, em gramas, do sólido branco será igual a

- A 3. B 4. C 5. D 6.

43 FGV-SP A dolomita, $CaMg(CO_3)_2$, é um minério utilizado como fonte de magnésio e para fabricação de materiais refratários. A figura apresenta a curva da decomposição térmica de uma mistura de carbonatos de cálcio e magnésio e é o resultado de medidas de variação da massa da amostra em função do aumento da temperatura. A decomposição desses carbonatos resulta na liberação de CO_2 e na formação do respectivo óxido. Cada carbonato decompõe-se totalmente em diferentes temperaturas, sendo que o carbonato de cálcio apresenta maior estabilidade térmica.



Dado: Massas molares (g/mol): $CO_2 = 44$, $MgCO_3 = 84$ e $CaCO_3 = 100$.

Pode-se concluir que a mistura de carbonatos analisada contém a composição em massa de carbonato de cálcio igual a:

- A 40% D 55%
 B 45% E 60%
 C 50%

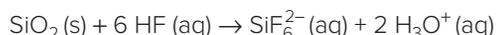
- 44 CFTMG 2019** Um experimento consistiu em reagir $3 \cdot 10^{-3}$ g de alumínio com solução aquosa de ácido clorídrico, conforme esquema a seguir:



Depois de cessada a reação, observou-se que ainda existia alumínio no fundo do frasco e que foram coletados no tubo $3,36 \cdot 10^{-3}$ L de gás. Considerando que não ocorreram perdas durante o experimento e que o volume molar na condição do ensaio tenha sido 22,4 L, pode-se afirmar corretamente que o

A alumínio é o agente limitante da reação.
 B gás coletado no tubo de ensaio é o cloro.
 C experimento não ilustra a lei de Lavoisier.
 D ácido clorídrico foi consumido na quantidade de $3 \cdot 10^{-4}$ mol.

- 45 FMP 2017** O vidro é um sólido iônico com estrutura amorfa, a qual se assemelha à de um líquido. Forma-se pela solidificação rápida do líquido, em que os cristais não conseguem se organizar. Seu principal componente é a sílica, (SiO_2), que constituiu 70% do vidro e é fundida juntamente com óxidos de metais, que alteram o arranjo das ligações do sólido, tornando-o uma estrutura semelhante a de um líquido.
- Ao ser gravado na sua decoração, a sílica do vidro sofre ataque do íon F^- como a seguir:



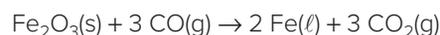
Para criar um efeito decorativo em uma jarra que pesa 2,0 kg, a massa de ácido fluorídrico que deve ser empregada é

- A 4,0 kg C 700,0 g E 560,0 g
 B 2,8 kg D 666,7 g
- 46 Unifesp** A geração de lixo é inerente à nossa existência, mas a destinação do lixo deve ser motivo de preocupação de todos. Uma forma de diminuir a grande produção de lixo é aplicar os três R (Reduzir, Reutilizar e Reciclar). Dentro desta premissa, o Brasil

lidera a reciclagem do alumínio, permitindo economia de 95 % no consumo de energia e redução na extração da bauxita, já que para cada kg de alumínio são necessários 5 kg de bauxita. A porcentagem do óxido de alumínio (Al_2O_3) extraído da bauxita para produção de alumínio é aproximadamente igual a:

- A 20,0% C 37,8% E 52,9%
 B 25,0% D 42,7%

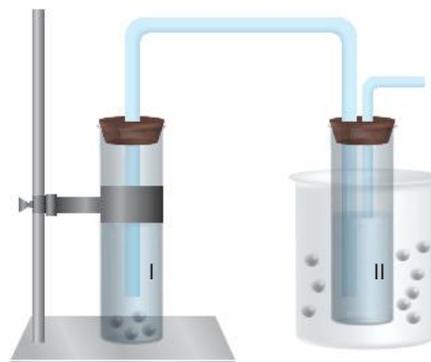
- 47 UPE 2018** Diversos povos africanos apresentavam uma relação especial com os metais, sobretudo o ferro, e, assim, muito do conhecimento que chegou ao Brasil sobre obtenção e forja tinha origem nesse continente. Entre os negros do período colonial, os ferreiros, com seus martelos e bigornas, desempenhavam importante papel político e financeiro. Supondo que mestre ferreiro Taú trabalhava com hematita (Fe_2O_3), quantos quilogramas de ferro aproximadamente seriam produzidos a partir de 500 kg do minério, admitindo uma pureza de 85% do mineral?



Dados: C = 12 g/mol; O = 16 g/mol; Fe = 56 g/mol

- A 175 kg C 297 kg E 147 kg
 B 350 kg D 590 kg

- 48 Unifesp** No laboratório de química, um grupo de alunos realizou o experimento esquematizado na figura, que simula a fabricação do bicarbonato de sódio, um produto químico de grande importância industrial.



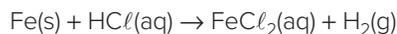
O frasco II, imerso em um banho de água e gelo, contém solução aquosa com carbonato de amônio e 23,4 g de cloreto de sódio. O frasco I, gerador de gás carbônico, contém "gelo-seco", que quando borbulhado na solução do frasco II causa uma reação, produzindo como único produto sólido o bicarbonato de sódio. Decorrido o tempo necessário de reação, os cristais foram separados e secados, obtendo-se 25,2 g de NaHCO_3 . Considerando que o reagente limitante é NaCl , o rendimento percentual desse processo, corretamente calculado pelo grupo de alunos, foi igual a:

- A 85% D 70%
 B 80% E 39%
 C 75%

49 PUC-SP Sabendo-se que a densidade do álcool etílico (etanol) é 0,8 g/mL e sua massa molar $46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, o volume de CO_2 formado a TPN, na combustão completa de 1,15 L de etanol é:

- A 44,8 L C 134,4 L E 896,0 L
B 89,6 L D 448,0 L

50 Mackenzie 2016 A reação entre o ferro e a solução de ácido clorídrico pode ser equacionada, sem o acerto dos coeficientes estequiométricos, por



Em uma análise no laboratório, após essa reação, foram obtidos 0,002 mol de FeCl_2 . Considerando-se que o rendimento do processo seja de 80% pode-se afirmar que reagiram

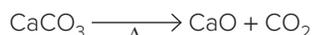
Dados: massas molares ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$) H = 1, Cl = 35,5 e Fe = 56.

- A $5,600 \cdot 10^{-2}$ g de ferro.
B $1,460 \cdot 10^{-1}$ g de ácido clorídrico.
C $1,680 \cdot 10^{-1}$ g de ferro.
D $1,825 \cdot 10^{-1}$ g de ácido clorídrico.
E $1,960 \cdot 10^{-1}$ g de ferro.

51 UEL A combustão completa de 0,10 mol de um composto orgânico constituído de carbono, hidrogênio e oxigênio gastou 0,30 mol de O_2 e produziu 8,8 g de dióxido de carbono e 5,4 g de água. Esse composto orgânico poderá ser:

- A CH_3OH C $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ E HCOOH
B CH_3CHO D CH_3COCH_3

52 UFF Para produzir 4,48 L de CO_2 nas CNTP, conforme a reação:

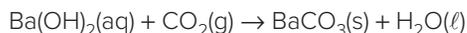


a quantidade necessária, em gramas, de CaCO_3 é:

Dado: Massa molar $\text{CaCO}_3 = 100 \text{ g/mol}$.

- A 20,0 C 100,0 E 18,3
B 10,0 D 200,0

53 UFMG Um ser humano adulto sedentário libera, ao respirar, em média, 0,880 mol de CO_2 por hora. A massa de CO_2 pode ser calculada medindo-se a quantidade de $\text{BaCO}_3(\text{s})$, produzida pela reação:



Suponha que a liberação de $\text{CO}_2(\text{g})$ seja uniforme nos períodos de sono e de vigília. A alternativa que indica a massa de carbonato de bário que seria formada pela reação do hidróxido de bário com o $\text{CO}_2(\text{g})$, produzido durante 30 minutos, é aproximadamente:

Dados: Massas atômicas: Ba = 137; C = 12 ; O = 16.

- A 197 g C 112 g E 0,440 g
B 173 g D 86,7 g

54 Fuvest Misturando-se soluções aquosas de nitrato de prata (AgNO_3) e de cromato de potássio (K_2CrO_4),

forma-se um precipitado de cromato de prata (Ag_2CrO_4), de cor vermelho-tijolo, em uma reação completa.

A solução sobrenadante pode se apresentar incolor ou amarela, dependendo de o excesso ser do primeiro ou do segundo reagente. Na mistura de 20 mL de solução 0,1 mol/L de AgNO_3 com 10 mL de solução 0,2 mol/L de K_2CrO_4 , a quantidade em mol do sólido que se forma e a cor da solução sobrenadante, ao final da reação, são respectivamente:

- A $1 \cdot 10^{-3}$ e amarela D $1 \cdot 10^{-3}$ e incolor
B 1 e amarela E $2 \cdot 10^{-3}$ e amarela
C $2 \cdot 10^{-3}$ e incolor

55 UFMG O estômago de um paciente humano, que sofra de úlcera duodenal, pode receber, através de seu suco gástrico, 0,24 mol de HCl por dia. Suponha que ele use um antiácido que contenha 26 g de Al(OH)_3 por 1000 mL de medicamento.

O antiácido neutraliza o ácido clorídrico de acordo com a reação:



O volume apropriado de antiácido que o paciente deve consumir por dia, para que a neutralização do ácido clorídrico seja completa, é:

Dados: Massas atômicas: Al = 27; O = 16; H = 1.

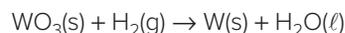
- A 960 mL C 240 mL E 40 mL
B 720 mL D 80 mL

56 UFPE Um pedaço de ferro pesando 5,60 gramas sofreu corrosão quando exposto ao ar úmido por um período prolongado. A camada de ferrugem formada foi removida e pesada, tendo sido encontrado o valor de 1,60 gramas. Sabendo-se que a ferrugem tem a composição Fe_2O_3 , quantos gramas de ferro não corroído ainda restaram?

Dados: Fe = 56,0 g/mol e $\text{Fe}_2\text{O}_3 = 160,0 \text{ g/mol}$.

- A 2,40 g C 5,32 g E 4,00 g
B 4,48 g D 5,04 g

57 UPE 2017 As lâmpadas incandescentes tiveram a sua produção descontinuada a partir de 2016. Elas iluminam o ambiente mediante aquecimento, por efeito Joule, de um filamento de tungstênio (W, Z = 74). Esse metal pode ser obtido pela reação do hidrogênio com o trióxido de tungstênio (WO_3), conforme a reação a seguir, descrita na equação química não balanceada:



Se uma indústria de produção de filamentos obtém 31,7 kg do metal puro a partir de 50 kg do óxido, qual é o rendimento aproximado do processo utilizado?

(Dados: H = 1 g/mol; O = 16 g/mol; W = 183,8 g/mol)

- A 20% C 70% E 90%
B 40% D 80%

58 Unirio Óxido de cálcio, óxido de potássio e óxido de sódio reagem separadamente, consumindo 18 g de H_2O em cada reação. Considere:

Lavoisier e Proust: Quem foram?

As personalidades mais marcantes da França têm seus nomes gravados ao redor de toda a Torre Eiffel, o maior símbolo deste país. E, evidentemente, os nomes de Lavoisier e Proust não deixam de fazer parte desta lista, pelos seus relevantes trabalhos no campo da química.

Antoine Laurent Lavoisier nasceu em Paris, em 1743. Filho de uma família de nobres, Lavoisier nunca teve dificuldades em sobreviver, e seu verdadeiro ofício era cobrador de impostos. Era nas horas vagas que ele fazia seus experimentos e analisava resultados. Foi por sua maneira diferente de encarar a química que ele passou a ser conhecido como o “pai da Química moderna”. É importante salientar que, com a sua célebre frase “na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma”, Lavoisier derrubou um tabu. Isso porque naquela época, acreditava-se que substâncias que queimavam perdiam massa, teoria essa calcada em um ente químico chamado de flogisto. O flogisto, acreditavam os cientistas da época, era uma espécie de substância e ao mesmo tempo de energia que era consumida no momento da queima. Inclusive, várias experiências foram feitas queimando-se madeira, por exemplo, para verificar essa teoria. Porém, foi graças à genialidade de Lavoisier que se descobriu que o flogisto não era consumido, e sim, transformado em um gás que, pelas próprias palavras de Lavoisier, escapava para o ar atmosférico e não podia ser detectado pela balança. Em seus experimentos, Lavoisier sugeriu que existia um gás que seria melhor para a respiração dos seres vivos que o próprio ar atmosférico e batizou esse gás de oxigênio, que significa formador de ácidos. Essa denominação foi um erro descoberto mais tarde, mas o nome já estava consagrado.

Lavoisier ainda realizou trabalhos com ácidos e muitas outras experiências. Quando se deu a revolução burguesa de 1789, foi preso e, cinco anos depois, guillotinado. Joseph-Louis Lagrange, um importante matemático contemporâneo de Lavoisier,

teria comentado que seriam segundos para destruir aquela cabeça, e séculos para fazer uma nova.

Joseph Louis Proust nasceu em 1754, em Angers. Estudou química desde muito jovem e durante a revolução de 1789, foi um fugitivo por todo o tempo. Esteve lecionando na Espanha e foi no seu retorno à França que, em 1801, enunciou sua famosa lei.

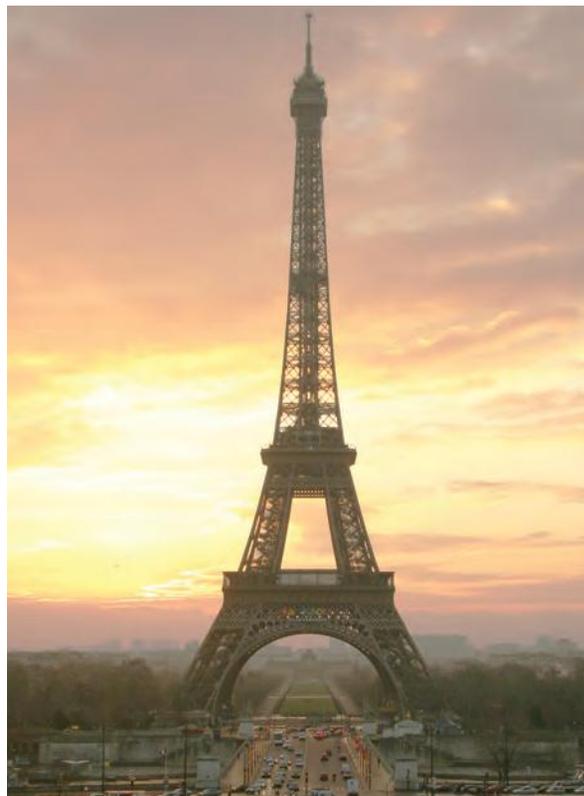


Foto da Torre Eiffel.

Vários cientistas, nesta época, rebateram-na por realizarem experimentos com maus procedimentos e sem o devido cuidado. Apenas sete anos depois de enunciada a sua lei é que ela foi reconhecida e começou a ser aplicada em cálculos químicos. A partir de então, entrou para a academia de Ciências da França e morreu, em 1826, em sua cidade natal, de forma natural.



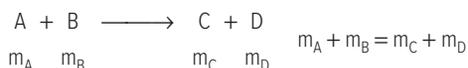
Joseph Louis Proust.



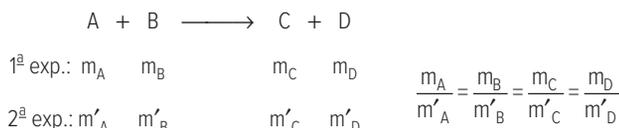
Antoine Laurent Lavoisier.

Resumindo

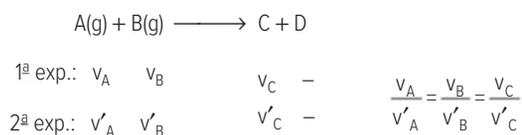
- **Lei de Lavoisier:** Em um sistema fechado, não há alteração de massa durante uma reação química. (conservação das massas)



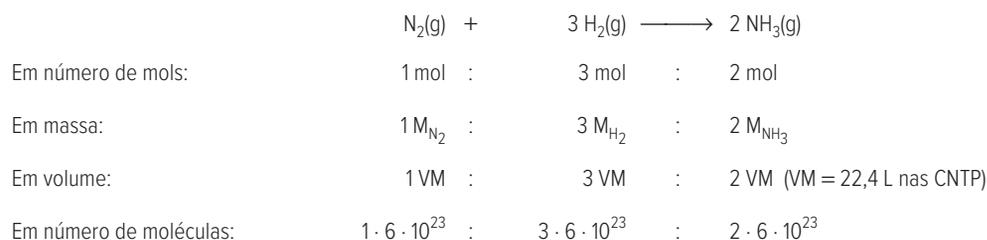
- **Lei de Proust:** As proporções entre as substâncias que efetivamente participam de uma reação química são fixas. (proporções fixas)



- **Lei de Gay-Lussac:** As proporções volumétricas entre as substâncias gasosas que efetivamente participam de uma reação química são fixas.

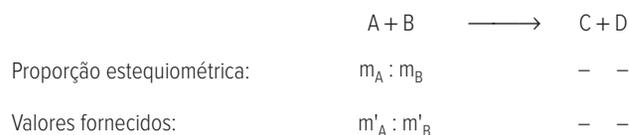


- **Cálculo estequiométrico:** É o estudo da determinação do número de mols, da massa, do volume e do número de moléculas de substâncias participantes de uma reação química.



Observação: os problemas devem ser resolvidos por regra de três.

- **Excesso de reagentes:** Geralmente, o problema é de excesso de reagente quando mais de um dado é fornecido.



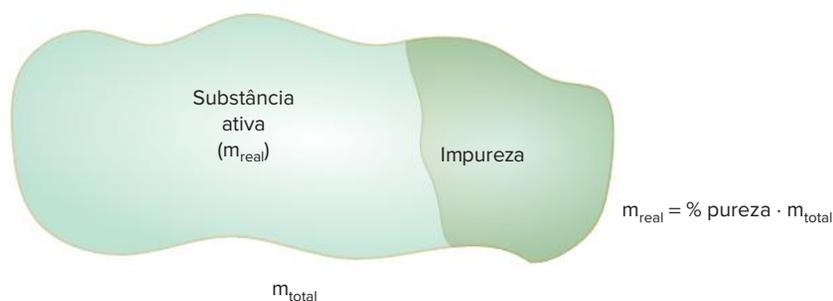
Se $\frac{m'_A}{m'_B} > \frac{m_A}{m_B}$, A está em excesso e B é o reagente limitante.

Se $\frac{m'_A}{m'_B} < \frac{m_A}{m_B}$, B está em excesso e A é o reagente limitante.

O reagente que não está em excesso é o reagente limitante.

Para se resolver um problema de cálculo estequiométrico, deve-se utilizar o dado do reagente limitante.

- **Impureza de reagentes:**



Observação: As impurezas são inertes.

- **Rendimento:** É a porcentagem de reagentes que efetivamente se transformam em produtos.

$$(m_{\text{produto}})_{\text{real}} = \% \text{ rendimento} \cdot (m_{\text{produto}})_{\text{teórica}}$$

- **Reações com ar atmosférico:**



- **Composições percentuais:**

$$\%X = \frac{m_x}{m_{\text{total}}} \cdot 100\%$$



Site

- Estequiometria da combustão
<www.fem.unicamp.br/~em672/GERVAP1.pdf>

Exercícios complementares

1 Fuvest Devido à toxicidade do mercúrio, em caso de derramamento desse metal, costuma-se espalhar enxofre no local, para removê-lo. Mercúrio e enxofre reagem, gradativamente, formando sulfeto de mercúrio. Para fins de estudo, a reação pode ocorrer mais rapidamente se as duas substâncias forem misturadas num almofariz. Usando esse procedimento, foram feitos dois experimentos. No primeiro, 5,0 g de mercúrio e 1,0 g de enxofre reagiram, formando 5,8 g do produto, sobrando 0,2 g de enxofre. No segundo experimento, 12,0 g de mercúrio e 1,6 g de enxofre forneceram 11,6 g do produto, restando 2,0 g de mercúrio.

Dados: Massas molares: ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)

mercúrio (Hg) 200

enxofre (S) 32

- Mostre que os dois experimentos estão de acordo com a lei da conservação da massa (Lavoisier) e a lei das proporções definidas (Proust).
- Existem compostos de Hg (I) e de Hg (II). Considerando os valores das massas molares e das massas envolvidas nos dois experimentos citados, verifique se a fórmula do composto formado, em ambos os casos, é HgS ou Hg_2S . Mostre os cálculos.

2 Mackenzie A tabela a seguir, com dados relativos à equação citada, refere-se a duas experiências realizadas. Então podemos afirmar que:

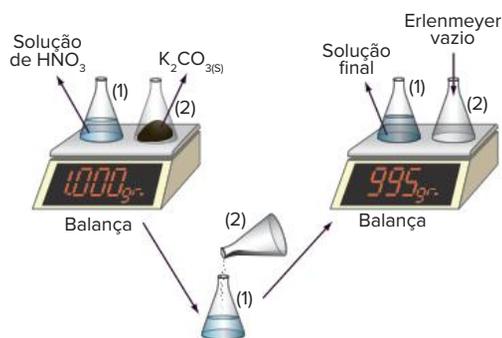
	C + O ₂ → CO ₂		
1ª experiência	12 g	32 g	Xg
2ª experiência	36 g	Yg	132 g

- X é menor que a soma dos valores das massas dos reagentes da 1ª experiência.
- X = Y
- Y é igual ao dobro do valor da massa de carbono que reage na 2ª experiência.
- $\frac{32}{Y} = \frac{X}{132}$
- Y = 168

3 Mackenzie Na reação dada pela equação $A + B \rightarrow C$, a razão entre as massas de A e B é 0,4. Se 8 g de A forem adicionados a 25 g de B, após a reação verificar-se-á:

- a formação de 28 g de C, havendo excesso de 5 g de A.
- um excesso de 4,8 g de A e consumo total da massa de B colocada.
- a formação de 20 g de C, havendo excesso de 13 g de B.
- o consumo total das massas de A e B colocadas.
- um excesso de 5 g de B e consumo total da massa de A colocada.

4 PUC-SP Querendo verificar a Lei de Conservação das Massas (Lei de Lavoisier), um estudante realizou a experiência esquematizada a seguir:



Terminada a reação, o estudante verificou que a massa final era menor que a massa inicial. Assinale a alternativa que explica o ocorrido:

- a Lei de Lavoisier só é válida nas condições normais de temperatura e pressão.
- a Lei de Lavoisier não é válida para reações em solução aquosa.
- de acordo com a Lei de Lavoisier, a massa dos produtos é igual à massa dos reagentes, quando estes se encontram no mesmo estado físico.
- para que se verifique a Lei de Lavoisier, é necessário que o sistema seja fechado, o que não ocorreu na experiência realizada.
- houve excesso de um dos reagentes, o que invalida a Lei de Lavoisier.

5 Vunesp Quando um objeto de ferro enferruja ao ar, sua massa aumenta. Quando um palito de fósforo é aceso, sua massa diminui. Estas observações violam a Lei da Conservação das Massas? Justifique sua resposta.

6 FEI Na neutralização total de 80,0 g de hidróxido de sódio (NaOH) por 98,0 g de ácido sulfúrico (H₂SO₄) a 25 °C, a quantidade de água obtida é igual a:
Dados: Massas atômicas: H = 1 u ; O = 16 u; Na = 23 u; S = 32 u.

A 1 mol de moléculas.
B duas moléculas.
C $1,204 \cdot 10^{24}$ moléculas.
D 18 gramas.
E 2 moles de 22,4 litros.

7 Mackenzie Adicionando-se 4,5 g de gás hidrogênio a 31,5 g de gás nitrogênio originam-se 25,5 g de amônia, sobrando ainda nitrogênio que não reagiu. Para se obter 85 g de amônia, a quantidade de hidrogênio e de nitrogênio necessária é, respectivamente:

A 15,0 g e 70,0 g. D 1,5 g e 83,5 g.
B 10,6 g e 74,4 g. E 40,0 g e 45,0 g.
C 13,5 g e 71,5 g.

8 Fuvest Foram misturados 2,00 L de um alcano de m átomos de carbono por molécula e 2,00 L de outro alcano de n átomos de carbono por molécula, ambos gasosos. Esses alcanos podem ser quaisquer dois dentre os seguintes: metano, etano, propano ou butano. Na combustão completa dessa mistura gasosa, foram consumidos 23,00 L de oxigênio. Todos os volumes foram medidos nas mesmas condições de pressão e temperatura.

- Escreva a equação da combustão completa de um alcano de n átomos de carbono por molécula. Para identificar os dois alcanos que foram misturados, conforme indicado acima, é preciso considerar a lei de Avogadro, que relaciona o volume de um gás com seu número de moléculas.
- Escreva o enunciado dessa lei.
- Identifique os dois alcanos. Explique como chegou a essa conclusão.

9 CFTMG 2017 O óxido de cálcio (CaO), cal virgem, reage com o dióxido de carbono (CO₂) produzindo o carbonato de cálcio (CaCO₃). Em um laboratório de química, foram realizados vários experimentos cujos resultados estão expressos na tabela a seguir:

Experimento	Massa de óxido de cálcio (g)	Massa de gás carbônico (g)	Massa de carbonato de cálcio (g)
I	5,6	X	10,0
II	Y	22,0	50,0
III	56,0	44,0	Z

Com base na lei de Lavoisier e nos experimentos realizados, conclui-se que

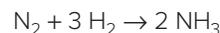
A $\frac{Y}{X} = 5$ C $\frac{Z}{5,6} = X \cdot 3,5$
B $X \cdot Y < Z$ D $\frac{5,6}{Y} \cdot \frac{22}{44} = 1$

10 Vunesp Aquecendo-se 21 g de ferro com 15 g de enxofre obtêm-se 33 g de sulfeto ferroso, restando 3 g de enxofre.
Aquecendo-se 30 g de ferro com 16 g de enxofre obtêm-se 44 g de sulfeto ferroso, restando 2 g de ferro. Demonstrar que esses dados obedecem às leis de Lavoisier (conservação da massa) e de Proust (proporções definidas).

11 UnitaU Misturando 2 g de hidrogênio e 32 g de oxigênio em um balão de vidro e provocando a reação entre os gases, obteremos:
Dados: H = 1; O = 16.

A 32 g de água com 2 g de oxigênio, que não reagiram.
B 32 g de água com 1 g de oxigênio, que não reagiu.
C 34 g de água oxigenada.
D 34 g de água, não restando nenhum dos gases.
E 18 g de água ao lado de 16 g de oxigênio, que não reagiram.

12 Vunesp Considere a reação em fase gasosa:



Fazendo-se reagir 4 litros de N₂ com 9 litros de H₂ em condições de pressão e temperatura constantes, pode-se afirmar que:

- A os reagentes estão em quantidades estequiométricas.
B o N₂ está em excesso.
C após o término da reação, os reagentes serão totalmente convertidos em amônia.
D a reação se processa com aumento do volume total.
E após o término da reação, serão formados 8 litros de NH₃.

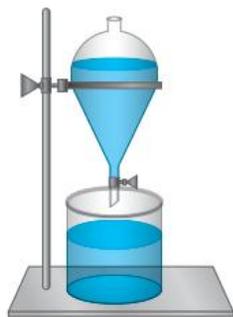
13 Mackenzie Na síntese de 1,5 litros de amônia, ocorrida a pressão e temperatura constantes, o volume total dos gases que reagem, em litros, é igual a:

- A 4,50 D 0,75
B 3,00 E 2,00
C 1,50

14 UFRGS Entre as equações químicas a seguir, aquela que não representa uma reação química de acordo com a lei da Conservação da Massa é:

- A $(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow N_2 + Cr_2O_3 + 4 H_2O$
B $Al_2(SO_4)_3 + 6 NaOH \rightarrow 2 Al(OH)_3 + 3 Na_2SO_4$
C $3 P + 5 HNO_3 + 2 H_2O \rightarrow 3 H_3PO_4 + 5 NO$
D $MnO_2 + 2 HCl \rightarrow MnCl_2 + 2 H_2O + Cl_2$
E $Ca(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + 2 H_2O$

- 15 Fuvest** O conjunto esquematizado a seguir contém inicialmente os reagentes A e B separados. Utilizando dois conjuntos desse tipo, são realizados os experimentos 1 e 2, misturando-se A e B, conforme o quadro seguinte.



Exp.	1	2
reagente A solução aquosa de	AgNO ₃	HCl
reagente B pó de	NaCl	Na ₂ CO ₃
produtos	AgCl Na ⁺ (aq) NO ₃ (aq)	H ₂ O(l) CO ₂ (g) Na ⁺ (aq) Cl ⁻ (aq)

Designando por I a massa inicial de cada conjunto (antes de misturar) e por F₁ e F₂ suas massas finais (após misturar) tem-se:

- A Exp. 1 ⇒ F₁ = I, Exp. 2 ⇒ F₂ = I
 B Exp. 1 ⇒ F₁ = I, Exp. 2 ⇒ F₂ > I
 C Exp. 1 ⇒ F₁ = I, Exp. 2 ⇒ F₂ < I
 D Exp. 1 ⇒ F₁ > I, Exp. 2 ⇒ F₂ > I
 E Exp. 1 ⇒ F₁ < I, Exp. 2 ⇒ F₂ < I

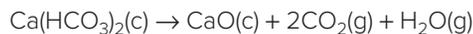
- 16 ITA** São feitas as seguintes afirmações a respeito das contribuições do pesquisador francês A. L. Lavoisier (1743-1794) para o desenvolvimento da ciência:

- Desenvolvimento de um dos primeiros tipos de calorímetros.
- Participação na comissão responsável pela criação do sistema métrico de medidas.
- Proposta de que todos os ácidos deveriam conter pelo menos um átomo de oxigênio.
- Escolha do nome oxigênio para o componente do ar atmosférico indispensável para a respiração humana.
- Comprovação experimental da conservação de massa em transformações químicas realizadas em sistemas fechados.

Qual das opções a seguir contém a(s) afirmação(ões) correta(s)?

- A Todas.
 B Apenas I, II, e IV.
 C Apenas II e III.
 D Apenas IV e V.
 E Apenas V.

- 17 ITA** No processo de aquecimento, na presença de ar representado pela equação

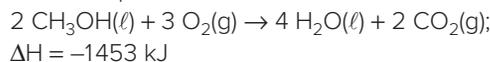


Qual é a perda de massa para cada grama do respectivo reagente no estado sólido?

Dados: Massas atômicas: Ca = 40,08; H = 1,01; O = 16,00; C = 12,01.

- 18 ITA** Vidro de janela pode ser produzido por uma mistura de óxido de silício, óxido de sódio e óxido de cálcio, nas seguintes proporções (% m/m): 75, 15 e 10, respectivamente. Os óxidos de cálcio e de sódio são provenientes da decomposição térmica de seus respectivos carbonatos. Para produzir 1,00 kg de vidro, quais são as massas de óxido de silício, carbonato de sódio e carbonato de cálcio que devem ser utilizadas? Mostre os cálculos e as equações químicas balanceadas de decomposição dos carbonatos.
 Dados: Na = 23; Ca = 40; O = 16; C = 12.

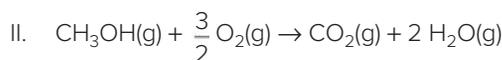
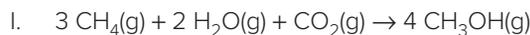
- 19 PUC-Rio 2015** O metanol é um álcool utilizado como combustível em alguns tipos de competição automotiva, por exemplo, na Fórmula Indy. A queima completa (ver reação termoquímica abaixo) de 1 L de metanol (densidade 0,80 g·mL⁻¹) produz energia na forma de calor (em kJ) e CO₂ (em gramas) nas seguintes quantidades respectivamente:



Considere: M(CH₃OH) = 32 g·mol⁻¹
 M(CO₂) = 44 g·mol⁻¹

- A 18,2 · 10³ e 1,1 · 10³
 B 21,3 · 10³ e 0,8 · 10³
 C 21,3 · 10³ e 1,1 · 10³
 D 18,2 · 10³ e 0,8 · 10³
 E 36,4 · 10³ e 1,8 · 10³

- 20 Unicamp** A produção industrial de metanol, CH₃OH, a partir de metano, CH₄, e a combustão do metanol em motores de explosão interna podem ser representadas, respectivamente pelas equações I e II.



Supondo que o CO₂ da reação representada em (I) provenha da atmosfera, e considerando apenas as duas reações, (I) e (II), responda se a seguinte afirmação é verdadeira: "A produção e o consumo de metanol não alteraria a quantidade de CO₂ na atmosfera". Justifique sua resposta.

- 21 Unicamp** Duas amostras de carbono, C, de massas iguais, foram totalmente queimadas separadamente, empregando-se oxigênio, O₂, num dos casos, e ozônio, O₃, no outro. Houve sempre combustão completa, produzindo somente CO₂.

- a) A massa de dióxido de carbono, CO_2 , que se forma, é a mesma nos dois casos? Justifique sua resposta.
- b) São iguais as quantidades, em moles, de O_2 e de O_3 consumidas nas duas reações? Justifique sua resposta.

22 UnitaU Uma amostra de sulfato de magnésio cristalizado pesando 1,23 g é aquecida até perder toda a água de cristalização. O sal anidro pesou 0,6 g. Dê a fórmula do sal cristalizado.

Dados: H = 1, O = 16, Mg = 24, S = 32.

23 Vunesp Leia e responda:

- a) Calcule o volume de oxigênio gasoso necessário para a queima total de 7,00 litros de gás propano (C_3H_8), se os volumes de oxigênio e de propano forem medidos nas mesmas condições de pressão e temperatura.
- b) Calcule o volume final ocupado pelos produtos da combustão completa de 3,00 litros de uma mistura de propano e oxigênio em quantidades estequiométricas. Admitir que os volumes inicial e final são medidos nas mesmas condições de pressão e temperatura, e que nessas condições todos os reagentes e produtos são gasosos.

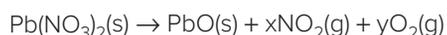
24 Fuvest Embalagens de fertilizantes do tipo NPK trazem três números, compostos de dois algarismos, que se referem, respectivamente, ao conteúdo de nitrogênio, fósforo e potássio, presentes no fertilizante. O segundo desses números dá o conteúdo de fósforo, porém expresso como porcentagem, em massa, de pentóxido de fósforo.

Para preparar 1 kg de um desses fertilizantes, foram utilizados 558 g de mono-hidrogenofosfato de amônio e 442 g de areia isenta de fosfatos. Na embalagem desse fertilizante, o segundo número, relativo ao fósforo, deve ser, aproximadamente,

Dados: mono-hidrogenofosfato de amônio: massa molar (g/mol): 132 pentóxido de fósforo: massa molar (g/mol): 142

- A 10
B 20
C 30
D 40
E 50

25 Unicamp O dióxido de nitrogênio pode ser obtido em laboratório pelo aquecimento do nitrato de chumbo-II, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, que se decompõe de acordo com a equação:



Dado: $R = 0,081 \text{ bar L/K} \cdot \text{mol}$.

Pergunta-se:

- a) Qual o valor dos coeficientes indicados por x e y na equação anterior?

- b) Qual o volume total dos gases produzidos, a 500 K e 1,0 bar, quando 1,0 mol de nitrato de chumbo se decompõem?

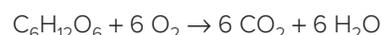
26 Vunesp Uma molécula de hemoglobina, que é uma proteína do sangue, combina-se com quatro moléculas de oxigênio. A massa de 1,00 grama de hemoglobina, reage exatamente com 1,53 mL de oxigênio à temperatura do corpo (37 °C) e sob pressão de 760 mm de mercúrio.

Dados: Constante universal dos gases = $0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

- a) Calcular o número de moles de oxigênio que se combinou com a hemoglobina.
- b) Calcular a massa molecular da hemoglobina.

27 Vunesp Um homem em repouso consome, em média, 200 cm^3 de oxigênio molecular a 27 °C e 1 atmosfera de pressão por quilograma de peso por hora.

O oxigênio consumido é utilizado para produção de energia através da oxidação de glicose, segundo a reação:



Para um homem de 61,5 quilogramas de peso, calcular:

Dados: Massas atômicas: C = 12; H = 1; O = 16; $R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

- a) o número de mols de O_2 consumido em 1 hora de repouso.
- b) a massa de glicose gasta no período de 1 hora.

28 Unicamp Júlio Verne, famoso escritor de ficção científica do século passado, num de seus romances, narrou uma viagem realizada com um balão cheio de gás aquecido. Para manter o gás aquecido era utilizada uma chama obtida pela combustão de hidrogênio, H_2 . O hidrogênio era produzido pela reação de um metal com ácido.

Suponha que o escritor fosse você e que estivesse escrevendo o romance agora. Você sabe que, devido ao pequeno espaço disponível no balão e ao poder de ascensão do mesmo, deve-se transportar o menor volume e a menor massa possíveis.

Considerando os três metais, magnésio, Mg, alumínio, Al, e zinco, Zn, e que a quantidade de hidrogênio para a viagem deve ser a mesma em qualquer dos casos, qual desses metais você escolheria para ser usado na viagem:

Dados: Classificação Periódica dos Elementos e valores a seguir:

Massas atômicas:

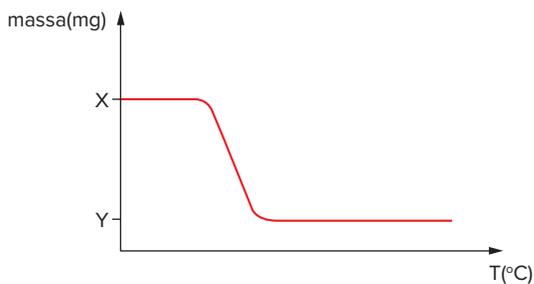
Mg = 24; Al = 27; Zn = 65

Densidade (g/cm^3):

Mg = 1,7; Al = 2,7; Zn = 7,1

- a) Pelo critério da massa de metal a ser transportada? Justifique.
- b) Pelo critério do volume de metal a ser transportado? Justifique.

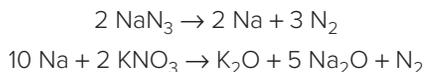
29 Unifesp O gráfico apresenta a curva da decomposição térmica do oxalato de magnésio, MgC_2O_4 . Nessa reação os produtos da decomposição são CO , CO_2 e MgO (massa molar 40 g/mol). Neste gráfico são apresentados os valores da massa da amostra em função da temperatura.



Se a diferença entre as massas X e Y no gráfico for 576 mg, o valor de Y e a porcentagem de perda da massa da reação de decomposição térmica do oxalato de magnésio são, respectivamente:

- A 320 e 35,7% D 576 e 35,7%
 B 320 e 64,3% E 576 e 64,3%
 C 352 e 39,2%

30 Fuvest O equipamento de proteção conhecido como “airbag” usado em automóveis contém substâncias que se transformam, em determinadas condições, liberando N_2 que infla um recipiente de plástico. As equações das reações envolvidas no processo são:



Dados: Volume molar de gás nas condições ambiente (25 L/mol; massa molar do NaN_3 : 65 g/mol).

- a) Considerando que N_2 é gerado nas duas reações, calcule a massa de azoteto de sódio (NaN_3) necessária para que sejam gerados 80 L de nitrogênio, nas condições ambiente.
 b) Os óxidos formados, em contato com a pele, podem provocar queimaduras. Escreva a equação da reação de um desses óxidos com a água contida na pele.

31 Fuvest A conversão biológica do nitrogênio atmosférico em amônia é realizada através do processo cíclico mostrado na figura (a). A planta transforma a amônia produzida em peptídios que, quando a planta morre, são oxidados pelo O_2 através de bactérias: figura (b).

Figura A:

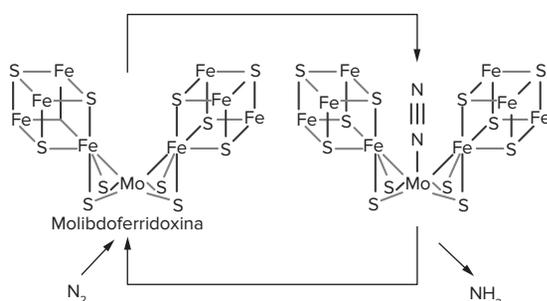
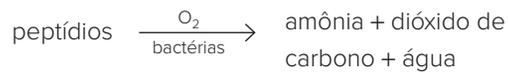
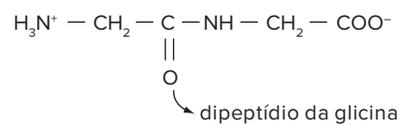


Figura B:



- a) Admitindo que cada molécula de molibdoferridoxina participa de 10^6 ciclos de conversão, calcule quantos mols de molibdênio são necessários para converter 168 toneladas de nitrogênio. Massa molar do $N_2 = 28$ g/mol
 b) Sabendo-se que a oxidação do dipeptídeo da glicina libera $5,0 \cdot 10^2$ kJ por mol de O_2 consumido, qual a energia liberada na oxidação de um mol de dipeptídeo da glicina mostrado na figura (b) acima? Justifique.

32 Fuvest Composição, em volume, do gás de nafta

hidrogênio	45%
metano	30%
dióxido de carbono	20%
monóxido de carbono	5%

O gás de nafta distribuído na cidade de São Paulo está sendo gradativamente substituído pelo gás natural (100% metano). A substituição requer troca de queimadores dos fogões e aquecedores para que o fluxo de ar seja o adequado à combustão completa do gás natural.

- a) Mostre, por meio de equações químicas e relações volumétricas, que a chama será fuliginosa, devido à combustão incompleta, se a troca dos queimadores não for feita. Neste caso, considere fluxos iguais para o gás de nafta e para o gás natural.
 b) Qual é a contribuição do dióxido de carbono para o poder calorífico do gás de nafta?
 c) Gás de nafta ou gás natural, qual é o mais tóxico? Justifique.

33 FEI O cromo é obtido por aluminotermia (redução do metal na forma de óxido com alumínio metálico como redutor) usando o óxido de cromo III (Cr_2O_3) proveniente do minério cromita ($FeO \cdot Cr_2O_3$) de acordo com a reação de equação:



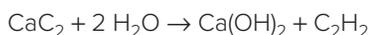
Na produção de 3,30 toneladas de manganês a partir de um minério, a pirolusita, que contém 60% em massa de MnO_2 , pelo mesmo processo são necessários: Dados: Massas molares: $Mn = 55$ g/mol; $O = 16$ g/mol; $Al = 27$ g/mol.

- A 5,22 t de minério e 2,16 t de alumínio
 B 2,61 t de minério e 1,62 t de alumínio
 C 4,35 t de minério e 1,62 t de alumínio
 D 3,13 t de minério e 2,16 t de alumínio
 E 8,70 t de minério e 2,16 t de alumínio

39 ITA Uma mistura sólida é composta de carbonato de sódio e bicarbonato de sódio. A dissolução completa de 2,0 g dessa mistura requer 60,0 mL de uma solução aquosa $0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de HCl. Assinale a opção que apresenta a massa de cada um dos componentes desta mistura sólida.

- A $m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 0,4 \text{ g}$; $m_{\text{NaHCO}_3} = 1,6 \text{ g}$
B $m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 0,7 \text{ g}$; $m_{\text{NaHCO}_3} = 1,3 \text{ g}$
C $m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 0,9 \text{ g}$; $m_{\text{NaHCO}_3} = 1,1 \text{ g}$
D $m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 1,1 \text{ g}$; $m_{\text{NaHCO}_3} = 0,9 \text{ g}$
E $m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 1,3 \text{ g}$; $m_{\text{NaHCO}_3} = 0,7 \text{ g}$

40 UFRGS O acetileno, gás utilizado em maçaricos, pode ser obtido a partir do carbeto de cálcio (carbureto) de acordo com a equação.

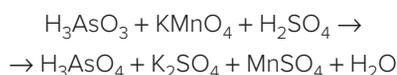


Utilizando-se 1 kg de carbureto com 36% de impurezas, o volume de acetileno obtido, nas CNTP, em litros, é de aproximadamente?

Dados: Massas molares: C = 12 g/mol; Ca = 40 g/mol; H = 1 g/mol.

- A 0,224 C 26 E 260
B 2,24 D 224

41 Ufes O óxido de arsênio III é um composto muito utilizado na fabricação de vidros, inseticidas e herbicidas. Em presença de água, converte-se totalmente no ácido arsenioso (H_3AsO_3). Uma maneira de se determinar o teor do óxido de arsênio III em inseticidas é através da oxidação do ácido arsenioso com permanganato de potássio na presença de ácido sulfúrico, conforme a equação não balanceada a seguir:



Em uma amostra de 5,0 g de um inseticida, foram gastos 21,6 mL de uma solução 0,05 mol/L de KMnO_4 para transformar todo H_3AsO_3 em H_3AsO_4 . Qual a percentagem em massa de óxido de arsênio III na amostra acima?

Dados: Massas molares (g/mol): H = 1,0; O = 16,0; S = 32,1; K = 39,1; Mn = 54,9 e As = 74,9

42 UFF Sabe-se que a pureza do nitrato de amônio (NH_4NO_3) pode ser determinada por meio da reação entre uma solução de sal e uma solução de NaOH. Assim, realizou-se um experimento com uma amostra do nitrato preparado industrialmente. Verificou-se que 0,2041 g do sal foram neutralizados com 24,42 mL de uma solução de NaOH 0,1023 M. Com base nestas informações, calcule o percentual da pureza da amostra.

43 Unirio A fermentação alcoólica é um processo de síntese de etanol a partir de hidratos de carbono, com emprego de microrganismos como catalisadores, e formação de gás carbônico como subproduto.

Com base no exposto e considerando que o rendimento alcançado na fermentação de 180 g de glicose tenha sido de 20% em peso de etanol:

Dados: H = 1u; C = 12u; O = 16u.

- a) escreva a reação equilibrada da fermentação da glicose, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
b) informe quantos mililitros de etanol foram formados ($d_{\text{etanol}} = 0,80 \text{ g/cm}^3$).
c) calcule o volume de gás carbônico liberado nas CNTP.

44 Enem O álcool hidratado utilizado como combustível veicular é obtido por meio da destilação fracionada de soluções aquosas geradas a partir da fermentação de biomassa. Durante a destilação, o teor de etanol da mistura é aumentado, até o limite de 96 % em massa. Considere que, em uma usina de produção de etanol, 800 kg de uma mistura etanol/água com concentração 20 % em massa de etanol foram destilados, sendo obtidos 100 kg de álcool hidratado 96 % em massa de etanol. A partir desses dados, é correto concluir que a destilação em questão gerou um resíduo com uma concentração de etanol em massa:

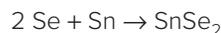
- A de 0%
B de 8,0%
C entre 8,4% e 8,6%
D entre 9,0% e 9,2%
E entre 13% e 14%

45 Vunesp Níquel metálico puro pode ser obtido pela decomposição térmica do tetracarbonilníquel, Ni(CO)_4 . No processo é liberado o mesmo gás tóxico que usualmente provém do escapamento de automóveis.

Dados: Massas molares, em (g/mol): Ni = 58,7; C = 12,0; O = 16,0.

- a) Escreva a equação química balanceada da decomposição do Ni(CO)_4 .
b) Calcule a massa de níquel metálico puro, expressa em gramas, que pode ser obtida pela decomposição estequiométrica de 3,414 kg de Ni(CO)_4 .

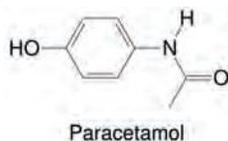
46 Fuvest Sob condições adequadas, selênio (Se) e estanho (Sn) podem reagir, como representado pela equação



Em um experimento, deseja-se que haja reação completa, isto é, que os dois reagentes sejam totalmente consumidos. Sabendo-se que a massa molar do selênio (Se) é $\frac{2}{3}$ da massa molar do estanho (Sn), a razão entre a massa de selênio e a massa de estanho ($m_{\text{Se}} : m_{\text{Sn}}$), na reação, deve ser de:

- A 2 : 1
B 3 : 2
C 4 : 3
D 2 : 3
E 1 : 2

- 47 UEG 2019 O acetaminofeno, mais conhecido como paracetamol, é um analgésico antipirético que apresenta a fórmula estrutural a seguir.



Na combustão completa de 750 mg de paracetamol, a massa de CO_2 formada, em gramas, será de aproximadamente

Dado:

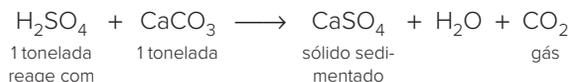
$$\text{MM}(\text{Paracetamol}) = 151 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{MM}(\text{CO}_2) = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- A 1,7
B 15
C 18
D 151
E 44

- 48 Enem Em setembro de 1998, cerca de 10.000 toneladas de ácido sulfúrico (H_2SO_4) foram derramadas pelo navio Bahamas no litoral do Rio Grande do Sul. Para minimizar o impacto ambiental de um desastre desse tipo, é preciso neutralizar a acidez resultante. Para isso pode-se, por exemplo, lançar calcário, minério rico em carbonato de cálcio (CaCO_3), na região atingida.

A equação química que representa a neutralização do H_2SO_4 por CaCO_3 , com a proporção aproximada entre as massas dessas substâncias é:



Pode-se avaliar o esforço de mobilização que deveria ser empreendido para enfrentar tal situação, estimando a quantidade de caminhões necessária para carregar o material neutralizante. Para transportar certo calcário que tem 80% de CaCO_3 , esse número de caminhões, cada um com carga de 30 toneladas, seria próximo de:

- A 100
B 200
C 300
D 400
E 500

- 49 UFRJ A diferença de eletronegatividade entre os elementos de um composto químico é um fator determinante para sua classificação como iônico ou covalente, e se relaciona, também, com diversas características de cada composto.

Os sólidos iônicos, por exemplo, são em geral brancos; já os covalentes apresentam cores que aumentam de intensidade de acordo com o aumento do caráter covalente.

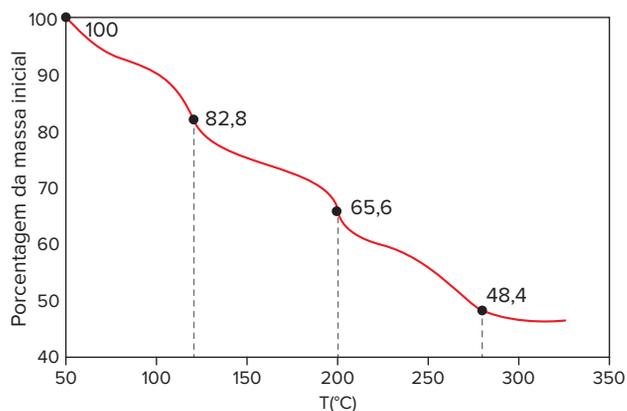
Dados: Na = 23 u; S = 32 u; Cd = 112 u.

- a) Dentre os compostos sólidos Al_2O_3 , CdS, PbS, AuCl e AgF, identifique os que devem apresentar cor branca. Justifique sua resposta.
b) O sulfeto de cádmio (CdS) é um composto sólido que pode ser obtido segundo a reação:
 $\text{Na}_2\text{S} + \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CdS} + 2 \text{NaNO}_3$
Supondo que o rendimento da reação é de 75%, calcule a massa de Na_2S necessária para obter-se 54 g de CdS.

- 50 Fuvest O sólido $\text{MgCl}_2 \cdot 6 \text{NH}_3$ pode decompor-se, reversivelmente, em cloreto de magnésio e amônia. A equação química que representa esse processo é:



Ao ser submetido a um aquecimento lento, e sob uma corrente de nitrogênio gasoso, o sólido $\text{MgCl}_2 \cdot 6 \text{NH}_3$ perde massa, gradativamente, como representado no gráfico:



As linhas verticais, mostradas no gráfico, delimitam as três etapas em que o processo de decomposição pode ser dividido.

Dados: Massa molar (g/mol):

$$\text{MgCl}_2 \cdot 6 \text{NH}_3 \dots\dots\dots 197$$

$$\text{NH}_3 \dots\dots\dots 17,0$$

- a) Calcule a perda de massa, por mol de $\text{MgCl}_2 \cdot 6 \text{NH}_3$, em cada uma das três etapas.
b) Com base nos resultados do item anterior, escreva uma equação química para cada etapa de aquecimento.

Cada uma dessas equações deverá representar a transformação que ocorre na etapa escolhida.

Etapa 1	
Etapa 2	
Etapa 3	

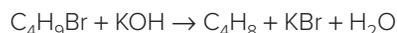
- c) No processo descrito, além do aquecimento, que outro fator facilita a decomposição do $\text{MgCl}_2 \cdot 6 \text{NH}_3$? Explique.

51 Vunesp A reação entre amônia e metano é catalisada por platina. Formam-se cianeto de hidrogênio e hidrogênio gasosos.

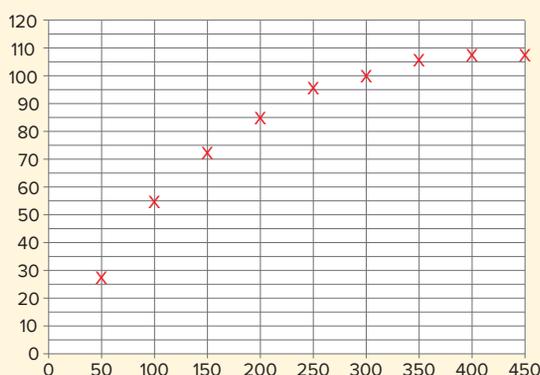
Dados: Massas molares, em g/mol: H = 1; C = 12; N = 14.

- Escreva a equação química balanceada da reação.
- Calcule as massas dos reagentes para a obtenção de 2,70 kg de cianeto de hidrogênio, supondo-se 80% de rendimento da reação.

52 Fuvest O 2-bromobutano (líquido) reage com hidróxido de potássio (em solução de água e álcool) formando o 2-buteno (gasoso) e, em menor proporção, o 1-buteno (gasoso):



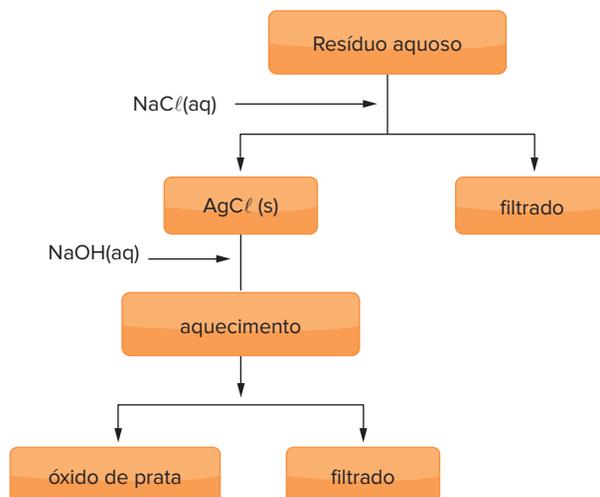
Numa experiência, 1,37 g de 2-bromobutano e excesso de KOH foram aquecidos a 80 °C. A cada 50 segundos, o volume da mistura de butenos foi determinado, nas condições ambientes, obtendo-se o gráfico a seguir.



Dados: Volume molar de gás nas condições ambientes = 25 L/mol; Massa molar do 2-bromobutano = 137 g/mol.

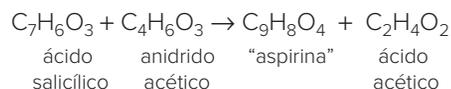
- Com esses dados, verifica-se que a conversão do 2-bromobutano na mistura 2-buteno e 1-buteno não foi de 100%. Mostre isso com cálculos.
- Nas condições da experiência com o 2-bromobutano ocorreu também reação de substituição. Nesse caso, qual a fórmula estrutural do produto formado?
- Observando o gráfico anterior, o que se pode afirmar sobre a velocidade da reação quando se comparam seus valores médios ao redor de 100, 250 e 400 segundos? Justifique utilizando o gráfico.

53 Unifesp A prata é um elemento muito utilizado nas indústrias de fotografia e imagem e seu descarte no meio ambiente representa risco para organismos aquáticos e terrestres. Por ser um dos metais com risco de escassez na natureza, apresenta um alto valor agregado. Nesses aspectos, a recuperação da prata de resíduos industriais e de laboratórios associa a mitigação do impacto ambiental à econômica. O fluxograma representa o tratamento de um resíduo líquido que contém íons de prata (Ag^+) e de sulfato (SO_4^{2-}) em meio aquoso.



- Escreva as equações das reações, devidamente balanceadas, da formação do cloreto de prata e do óxido de prata.
- No tratamento de um resíduo aquoso que contenha 15,6 g de sulfato de prata, foram obtidos 8,7 g de óxido de prata. Calcule o rendimento em Ag_2O deste processo.

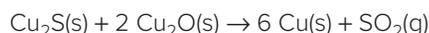
54 Fatec O ácido acetilsalicílico, conhecido como “aspirina”, é um dos analgésicos mais consumidos. Pode ser produzido pela interação entre ácido salicílico e anidrido acético, conforme mostra a equação a seguir:



A massa de “aspirina” que seria possível produzir a partir de 1,38 toneladas de ácido salicílico, supondo que transformação ocorra com rendimento de 80%, é: Dados: Massas molares: ácido salicílico = 138 g/mol; “aspirina” = 180 g/mol; 1 tonelada (t) = $1 \cdot 10^6$ g

- 1,10 t
- 1,44 t
- 180 g
- 1,38 t
- 1,80 t

55 FEI O cobre é um metal encontrado na natureza em diferentes minerais. Sua obtenção pode ocorrer pela reação da calcosita (Cu_2S) com a cuprita (Cu_2O) representada a seguir:



Numa reação com 60% de rendimento, a massa de cobre obtida a partir de 200 g de calcosita com 20,5% de impureza e cuprita suficiente é:

Dados: O = 16 u; S = 32,0 u; Cu = 63,5 u.

- 58,9 g
- 98,2 g
- 228,6 g
- 381,0 g
- 405,0 g

- 56** O clorato de potássio pode ser decomposto termicamente pela equação:

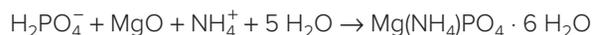


A decomposição total de 9,8 g de KClO_3 impurificado por KCl produz 2,016 L de O_2 medidos nas condições normais de temperatura e pressão.

Dados: Massas atômicas (uma): K = 39; Cl = 35,5; O = 16.

Assinale a alternativa falsa:

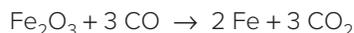
- A a % de pureza desse clorato é 75%.
 B a massa de KCl resultante é 6,92 g.
 C a massa de O_2 produzida é 2,88 g.
 D o número de mols de KCl resultante é 0,06.
 E o rendimento da reação é 100%.
- 57 FGV-SP** A presença de íon de fosfato no esgoto descarregado em rios e lagos é muito prejudicial aos ecossistemas aquáticos. É por isso que as estações de tratamento de esgoto mais avançadas incluem um processo de "remoção de fósforo", como mostrado a seguir:



Uma estação de tratamento de esgoto em uma cidade de tamanho médio processa 50.000 m³ de esgoto bruto por dia. A análise química do esgoto mostra que contém 30 ppm (partes por milhão) de íon de H_2PO_4^- . Partindo-se do pressuposto de que a eficiência da remoção do íon de fosfato é de 90%, quanto $\text{Mg}(\text{NH}_4)\text{PO}_4 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ a estação produz semanalmente?

Dados: Massas molares H = 1 g/mol; P = 31 g/mol; O = 16 g/mol; Mg = 24 g/mol; N = 14 g/mol.

- A 3.414 kg
 B 3.793 kg
 C 15,5 toneladas
 D 19,1 toneladas
 E 23,9 toneladas
- 58** Relativamente à equação a seguir, que representa, de forma simplificada, a obtenção do ferro a partir da hematita, fazem-se as afirmações a seguir.



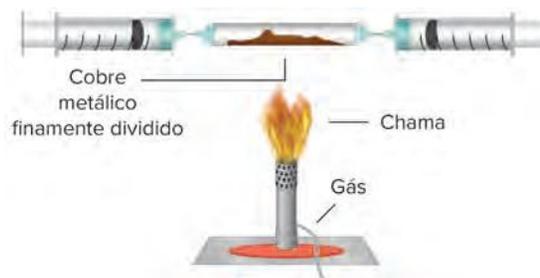
Dados: Massas molares (g/mol): Fe = 56 ; O = 16; C = 12.

- I. O ferro é obtido por redução da hematita.
 II. Ocorre uma reação de adição.
 III. Obtêm-se 210 kg de ferro, se for usada uma tonelada de hematita com 40% de pureza e considerando que o rendimento da reação foi de 75%.
 IV. No monóxido de carbono ocorre redução.

Dentre as afirmações, somente são corretas:

- A I e II.
 B II e IV.
 C II e III.
 D III e IV.
 E I e III.

- 59 UFMG** Considere a montagem, na qual $1,0 \cdot 10^{-3}$ mol de cobre metálico é aquecido no tubo ligado à duas seringas, as quais contêm um total de 100 cm³ de ar seco, medidos às CNTP. Os êmbolos das seringas são sucessivamente empurrados, de modo a fazer com que o ar circule pelo tubo contendo o cobre:



Observa-se que o cobre se torna negro e que o volume de ar nas seringas diminui. Sabe-se que o ar contém aproximadamente 21% de oxigênio em volume.

1. *Indique* as evidências que demonstram a ocorrência de uma reação química no sistema considerado.
2. *Escreva* a equação balanceada da reação, considerando que ela se processou até a oxidação completa do cobre.
3. Sabendo-se que todo o cobre reagiu, *determine* o volume do ar total contido nas seringas, no final da experiência, medido às CNTP.

- 60 Unicamp 2019** A adição de biodiesel ao diesel tradicional é uma medida voltada para a diminuição das emissões de gases poluentes. Segundo um estudo da FIPE, graças a um aumento no uso de biodiesel no Brasil, entre 2008 e 2011, evitou-se a emissão de 11 milhões de toneladas de CO_2 (gás carbônico).

(Adaptado de Guilherme Profeta, "Da cozinha para o seu carro: cúrcuma utilizada como aditivo de biodiesel". Cruzeiro do Sul, 10/04/2018.)

Dados de massas molares em g·mol⁻¹: H = 1, C = 12, O = 16.

Considerando as informações dadas e levando em conta que o diesel pode ser caracterizado pela fórmula mínima (C_nH_{2n}), é correto afirmar que entre 2008 e 2011 o biodiesel substituiu aproximadamente

- A 3,5 milhões de toneladas de diesel.
 B 11 milhões de toneladas de diesel.
 C 22 milhões de toneladas de diesel.
 D 35 milhões de toneladas de diesel.

- 61 Fuvest** Um sólido S é decomposto por aquecimento e o produto sólido obtido, ao reagir com água, forma hidróxido de cálcio. Este reage com carbonato de sódio produzindo soda cáustica (NaOH) e regenerando o sólido S que é reciclado. Qual a fórmula de S e sua respectiva massa necessária para iniciar um ciclo de produção de soda cáustica a partir de 1,06 toneladas de carbonato de sódio?

Dados: Massas molares (g/mol): C = 12; O = 16; Na = 23; Ca = 40.

Admita em todas as etapas um rendimento de 100%.

- A CaO e 0,56 t
- B CaO e 1,12 t
- C Ca(OH)₂ e 1,06 t
- D CaCO₃ e 1,00 t
- E CaCO₃ e 2,00 t

62 Mackenzie Sabendo que $2 \text{C}_4\text{H}_{10} + 13 \text{O}_2 \rightarrow 8 \text{CO}_2 + 10 \text{H}_2\text{O}$, então o volume de ar, medido a 27 °C e 1 atm, necessário para a combustão de 23,2 g de gás butano, é:

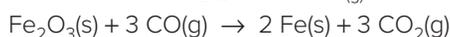
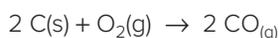
Dados: 1. Considerar a composição do ar (em volume): 80% de N₂ e 20% de O₂.

2. Constante universal dos gases = 0,082 atm · litro/mol · K

3. Massa molar do butano = 58 g/mol

- A 319,8 litros.
- B 116,4 litros.
- C 302,8 litros.
- D 127,9 litros.
- E 80,0 litros.

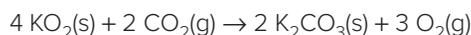
63 Fuvest Duas das reações que ocorrem na produção do ferro são representadas por:



O monóxido de carbono formado na primeira reação é consumido na segunda reação. Considerando apenas essas duas etapas do processo, calcule a massa aproximada, em kg, de carvão consumido na produção de uma tonelada de ferro.

Dados: Massas atômicas: (Fe = 56; C = 12; O = 16).

64 Vunesp As máscaras de oxigênio utilizadas em aviões contêm superóxido de potássio (KO₂) sólido. Quando a máscara é usada, o superóxido reage com o CO₂ exalado pela pessoa e libera O₂, necessária à respiração, segundo a equação química balanceada:



Dados: Massas molares, em g/mol: C = 12; O = 16; K = 39; volume molar dos gases (CNTP) = 22,4 L.

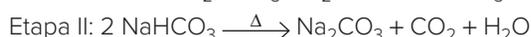
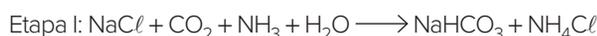
Calcule:

- a) a massa de KO₂, expressa em gramas, necessária para reagir com 0,10 mol de CO₂.
- b) o volume de O₂ liberado a 0 °C e 760 mm Hg, para a reação de 0,4 mol de KO₂.

65 Fatec 2019 Hidrocarbonetos podem ser usados como combustível, por exemplo o gás but-1-eno. Assinale a alternativa que apresenta a fórmula molecular e a quantidade mínima, em kg, de gás oxigênio necessária para a combustão completa de 5,6 kg desse combustível.

	Fórmula	Massa (kg)
A	C ₃ H ₆	19,2
B	C ₄ H ₈	19,2
C	C ₄ H ₈	3,2
D	C ₃ H ₆	3,2
E	C ₄ H ₁₀	19,2

66 UFTM 2012 O carbonato de sódio, importante matéria-prima na fabricação de vidros, pode ser produzido a partir da reação do cloreto de sódio, amônia e gás carbônico, processo químico conhecido como processo Solvay. São apresentadas duas etapas desse processo.



Considerando que o rendimento da etapa I é 75% e o da etapa II é 100%, a massa de carbonato de sódio, em kg, que pode ser produzida a partir de 234 kg de cloreto de sódio é:

- A 159.
- B 212.
- C 283.
- D 318.
- E 424.

- 67 Famerp 2017** O bicarbonato de sódio, $\text{NaHCO}_3(\text{s})$, ao ser aquecido, sofre transformação química produzindo carbonato de sódio, $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s})$, dióxido de carbono, $\text{CO}_2(\text{g})$, e vapor de água, $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Considerando um rendimento de 100% para a reação, a massa de carbonato de sódio obtida a partir de 168 g de bicarbonato de sódio é
- A 84 g. D 62 g.
 B 212 g. E 168 g.
 C 106 g.

- 68 FEI** Em um aparelho gasométrico, cheio de solução de permanganato de potássio – (KMnO_4), em meio ácido, introduziu-se exatamente 10 mL de água oxigenada (H_2O_2) comercial. A uma temperatura de 20 °C e uma pressão de 750 mmHg despreendeu-se 5 mL de oxigênio. A massa de oxigênio liberada é igual a:
- Dados: Massa atômica: O = 16 u; R = 62,34 mmHg/L/Mol K ou 0,082 atmL/Mol K.
- A 0,0071 g D 0,1522 g
 B 0,0033 g E 6,57 g
 C 0,00657 g

- 69 Unicamp** Com a intenção de proteger o motorista e o passageiro de lesões corporais mais graves, em muitos países já é obrigatório, em automóveis, o dispositivo chamado de “air bag”. Em caso de acidente, um microprocessador desencadeia uma série de reações químicas que liberam uma certa quantidade de nitrogênio, $\text{N}_2(\text{g})$, que infla rapidamente um balão plástico situado à frente dos ocupantes do automóvel. As reações químicas que ocorrem nesse processo estão representadas pelas seguintes equações:

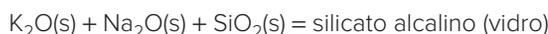
Equação 1:



Equação 2:



Equação 3:



No caso de acionamento do sistema de segurança descrito, supondo que o volume do saco plástico, quando totalmente inflado, seja de 70 litros e que, inicialmente, houvesse 2,0 moles de NaN_3 e 2,0 moles de KNO_3 , então:

- a) Qual será a pressão do gás (em kPa), dentro do balão, quando este estiver totalmente inflado? Considere a temperatura como sendo 27 °C.
 Dados: ($R = 8,3 \text{ kPa L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$; kPa = quilopascal).
- b) Supondo-se que o processo envolvesse apenas as reações representadas pelas equações 1 e 2, qual seria a massa total de substâncias sólidas restantes no sistema?
 Dado: Massas molares: $\text{KNO}_3 = 101,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $\text{Na}_2\text{O} = 62 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{K}_2\text{O} = 94,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

- 70 Fuvest** A oxidação da amônia (NH_3) com oxigênio, alta temperatura e na presença de catalisador, é completa, produzindo óxido nítrico (NO) e vapor-d'água. Partindo de amônia e oxigênio, em proporção estequiométrica, qual a porcentagem (em volume) de NO na mistura gasosa final?
- A 10%
 B 20%
 C 30%
 D 40%
 E 50%

- 71 Unesp 2018** O cloreto de cobalto(II) anidro, CoCl_2 , é um sal de cor azul, que pode ser utilizado como indicador de umidade, pois torna-se rosa em presença de água. Obtém-se esse sal pelo aquecimento do cloreto de cobalto(II) hexa-hidratado, $\text{CoCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$, de cor rosa, com liberação de vapor de água.



A massa de sal anidro obtida pela desidratação completa de 0,1 mol de sal hidratado é, aproximadamente,

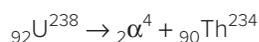
- A 11 g.
 B 13 g.
 C 24 g.
 D 130 g.
 E 240 g.

Texto para a questão 72.

O fósforo é um gás extremamente venenoso, tendo sido usado em combates durante a Primeira Guerra Mundial como agente químico de guerra. É assim chamado porque foi primeiro preparado pela ação da luz do Sol em uma mistura dos gases monóxido de carbono (CO) e cloro (Cl₂), conforme a equação balanceada da reação descrita a seguir: CO(g) + Cl₂(g) → COCl₂(g)

- 72 EsPCEx 2015** Em um reator foram dispostos 560 g de monóxido de carbono e 355 g de cloro. Admitindo-se a reação entre o monóxido de carbono e o cloro com rendimento de 100% da reação e as limitações de reagentes, a massa de fósforo produzida é de
- Dados: Massas atômicas: C = 12 u; Cl = 35,5 u; O = 16 u.
- A 228 g
B 495 g
C 654 g
D 832 g
E 928 g

- 73 UFRGS** Sabe-se que um radionuclídeo, ao emitir uma partícula alfa (${}_2\alpha^4$), tem seu número de massa diminuído de quatro unidades e seu número atômico diminuído de duas unidades. O urânio-238, ao emitir uma partícula alfa, transforma-se no tório-234, conforme a equação:



Se $3,01 \cdot 10^{23}$ átomos de urânio-238 emitirem partículas alfa, a massa aproximada de tório-234 formada é de:

Dados: Massa molar do Th = 234 g/mol; n° de Avogadro, $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas/mol.

- A 45 g
B 90 g
C 117 g
D 144 g
E 234 g

- 74 Fuvest** Em três balanças aferidas, A, B e C, foram colocados três béqueres de mesma massa, um em cada balança. Nos três béqueres, foram colocados volumes iguais da mesma solução aquosa de ácido sulfúrico. Foram separadas três amostras, de massas idênticas, dos metais magnésio, ouro e zinco, tal que, havendo reação com o ácido, o metal fosse o reagente limitante. Em cada um dos béqueres, foi colocada uma dessas amostras, ficando cada béquer com um metal diferente. Depois de algum tempo, não se observando mais nenhuma transformação nos béqueres, foram feitas as leituras de massa nas balanças, obtendo-se os seguintes resultados finais:

balança A: 327,92 g

balança B: 327,61 g

balança C: 327,10 g

As massas lidas nas balanças permitem concluir que os metais magnésio, ouro e zinco foram colocados, respectivamente, nos béqueres das balanças:

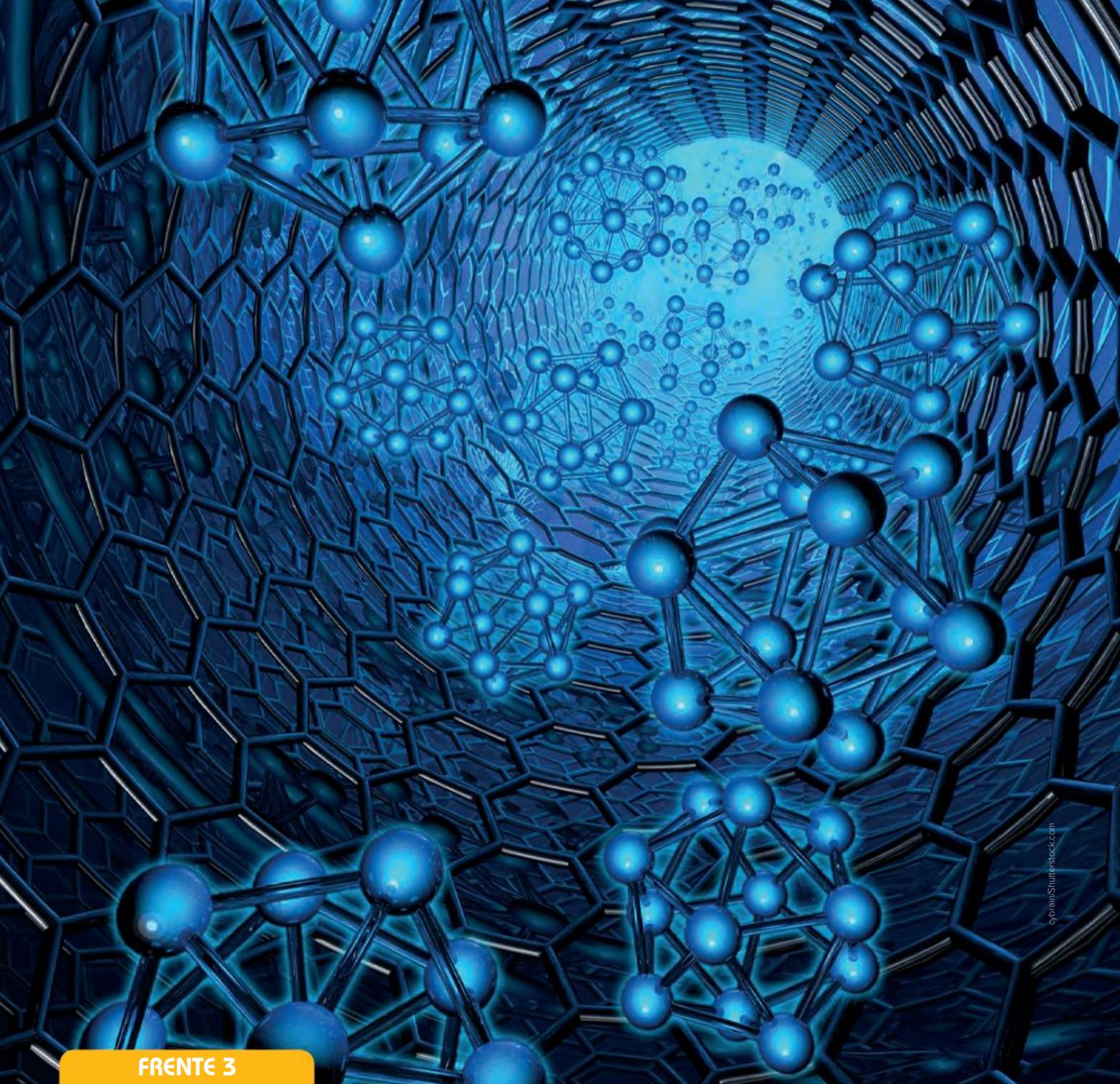
- A A, B e C
B A, C e B
C B, A e C
D B, C e A
E C, A e B

Massa molar em g·mol⁻¹:

Mg 24,3

Au 197,0

Zn 65,4



cybrain/Shutterstock.com

FRENTE 3

CAPÍTULO

1

Teoria atômico-molecular

No início do século XIX, os cientistas começaram a falar de átomos de maneira mais técnica e científica, entretanto não podiam ver essas estruturas. Então, diversas perguntas passaram a intrigá-los: qual seria o tamanho dos átomos? E a massa?

Na imagem, é representado um nanotubo de carbono, fruto do desenvolvimento de uma nova área do conhecimento chamada nanotecnologia, que se apresenta como uma das conquistas mais atuais da manipulação a nível atômico. A parte da Química que estuda o tamanho e a massa dos átomos é a teoria atômico-molecular.

Introdução

Os átomos e as moléculas começaram a ser visualizados devido ao desenvolvimento da microscopia de alto nível. Entretanto, essa é uma conquista recente da Ciência. No início do século XIX, quando John Dalton publicou a sua teoria atômica, falava-se apenas que os átomos seriam estruturas muito pequenas, mas não se sabia nada de concreto de seus tamanhos. As massas que eram medidas no começo eram relativas, ou seja, sabia-se quantas vezes um átomo era mais pesado do que outro, mas não a massa absoluta de nenhum dos dois.

A teoria atômico-molecular é a parte da Química que estuda o tamanho e a massa dos átomos. Ao longo do capítulo, esse tema será organizado nos seguintes tópicos:

- Unidade de massa atômica
- Massa atômica
- Massa molecular
- Massa molar
- Número de mols

Unidade de massa atômica

Há inúmeras unidades de medida de massa: grama, arroba, libra, tonelada, quilograma, entre outras. Muitas pessoas acreditam que se houvesse apenas uma unidade de medida de massa seria mais conveniente, pois não haveria a necessidade de conversão entre as unidades. Porém, isso não se mostraria muito adequado, pois existem unidades grandes para que sejam medidas massas grandes e unidades pequenas para as massas pequenas. Seria inapropriado, por exemplo, medir a massa de um planeta em gramas ou a de uma formiga em toneladas. Da mesma forma, não seria adequado medir a massa de um átomo em gramas, uma vez que um átomo tem massa bastante inferior a 1 grama. Para se ter uma ideia, por meio do conhecimento já adquirido, sabemos que a massa de 1 átomo de oxigênio vale $2,657 \cdot 10^{-23}$ gramas.

Portanto, para medir a massa dos átomos, era preciso definir uma unidade de medida que fosse pequena o suficiente para determinar a massa de entes tão pequenos. Foi assim que surgiu a **unidade de massa atômica**, cuja unidade é **u**, que também pode ser chamada atualmente de **Dalton**, cuja unidade é **Da**. Ela é definida da seguinte maneira:

Unidade de massa atômica é a massa de $\frac{1}{12}$ do isótopo 12 do carbono.

A figura a seguir mostra esquematicamente a representação de unidade de massa atômica:

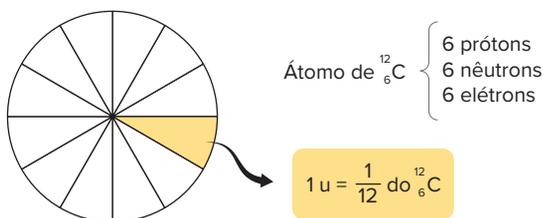


Fig. 1 Definição de 1 unidade de massa atômica a partir do isótopo 12 do carbono.

Sobre a unidade de massa atômica, podem ser feitas as seguintes observações:

- Ela foi adotada como referência mundial em 1961, por físicos e químicos. Entretanto, antes de se admitir o carbono-12 como padrão, outros átomos foram utilizados: primeiramente, foi proposto por John Dalton, em 1803, que o hidrogênio fosse adotado como tendo massa relativa igual a 1, por ser o átomo mais leve de todos. Cem anos depois, em 1903, Ostwald sugeriu que o padrão fosse modificado para o oxigênio-16, o que perdurou até 1961;
- Como a massa de um elétron é desprezível quando comparada à de um próton ou à de um nêutron, e como as massas do próton e do nêutron são aproximadamente as mesmas, a unidade de massa atômica é praticamente igual à massa de um próton ou à de um nêutron. Mais precisamente, temos:

$$\begin{aligned} m_{\text{próton}} &= 1,0073 \text{ u} \\ m_{\text{nêutron}} &= 1,0087 \text{ u} \end{aligned}$$

Dessa forma, quando se diz que um átomo tem massa 23 u, por exemplo, significa que ele tem 23 vezes mais massa do que a unidade de massa atômica. Antes de explicitarmos a real dimensão da unidade de massa atômica, vale lembrar desde já que é uma unidade minúscula de massa.

Massa atômica: (MA)

As massas dos átomos começaram a ser medidas com mais precisão por meio de um aparelho de funcionamento complexo, chamado **espectrômetro de massa**. O primeiro espectrômetro foi desenvolvido em 1918, e foi com a precisão alcançada por esses equipamentos que os cientistas da época descobriram que átomos do mesmo elemento poderiam ter massas diferentes; esses átomos passaram a ser chamados de **isótopos**. Com essa descoberta, surgiu a dúvida de qual massa se atribuiria ao elemento com mais de um isótopo.

No caso do elemento cloro, foram encontrados os isótopos de massas 35 u e 37 u. O primeiro tinha uma ocorrência de 75%, e o segundo, 25%, em número de átomos. Portanto, qual seria a massa atômica do elemento cloro?

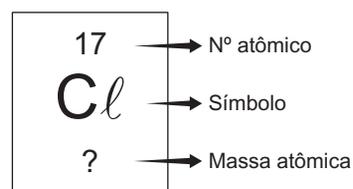


Fig. 2 Representação do elemento cloro na tabela periódica.

A massa atômica do elemento cloro não pode ser 35 u, pois isso significaria ignorar a existência do isótopo de massa 37 u. Da mesma forma, a massa atômica do elemento cloro não pode ser 37 u. Também não é possível atribuir o valor 36 u, pois há mais átomos de cloro de massa 35 u do que de massa 37 u. Portanto, a massa atômica deve ser um número que leve em consideração a existência de todos os isótopos do elemento e que considere as diferenças de abundância entre eles na natureza. A média que leva todos esses fatores em consideração é a média ponderada. Assim, se um elemento tiver isótopos de massas M_1 , M_2 , M_3 (...), com abundâncias em número de átomos

dadas pelas porcentagens $P_1, P_2, P_3 (\dots)$, então a massa atômica (MA) do elemento é dada pela seguinte expressão:

$$MA = \frac{M_1 \cdot P_1 + M_2 \cdot P_2 + M_3 \cdot P_3 + \dots}{P_1 + P_2 + P_3 + \dots}$$

Exercícios resolvidos

- 1 O elemento cloro tem os isótopos de massas 35 u e 37 u. A abundância do isótopo 35 u na natureza é de 75%, sendo o restante dos átomos pertencentes ao isótopo 37 u. Qual é a massa atômica do elemento químico cloro?

Resolução:

A massa atômica de um elemento é dada por:

$$MA = \frac{M_1 \cdot P_1 + M_2 \cdot P_2 + M_3 \cdot P_3 + \dots}{P_1 + P_2 + P_3 + \dots} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow MA = \frac{35 \cdot 75\% + 37 \cdot 25\%}{75\% + 25\%} \Rightarrow MA = 35,5 \text{ u}$$

- 2 O elemento cobre tem os isótopos de massas 63 u e 65 u. A massa atômica do elemento químico cobre vale 63,5 u. Qual a abundância dos isótopos do cobre na natureza?

Resolução:

A massa atômica de um elemento é dada por:

$$MA = \frac{M_1 \cdot P_1 + M_2 \cdot P_2 + M_3 \cdot P_3 + \dots}{P_1 + P_2 + P_3 + \dots} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 63,5 = \frac{63 \cdot P_1 + 65 \cdot P_2}{100\%} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 63 \cdot P_1 + 65 \cdot P_2 = 6350\%$$

Mas $P_1 + P_2 = 100\%$. Multiplicando-se essa equação por (-63) e fazendo-se um sistema com a primeira, temos:

$$\begin{cases} 63 \cdot P_1 + 65 \cdot P_2 = 6350\% \\ -63 \cdot P_1 - 63 \cdot P_2 = -6300\% \end{cases} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 2 \cdot P_2 = 50\% \Rightarrow P_2 = 25\%$$

A porcentagem do primeiro isótopo é o quanto falta para perfazer 100%. Portanto, $P_1 = 75\%$.

Para esse tipo de problema com dois isótopos, há um artifício que pode facilitar a resolução, que se baseia na proporcionalidade de segmentos. Veja o esquema:



- Nas pontas dos segmentos, coloque as massas dos dois isótopos.
- No meio, coloque a massa atômica, que é a média ponderada.
- A diferença entre a massa atômica e a menor massa dividida pela diferença entre as massas dos isótopos é a porcentagem do isótopo de maior massa.

Para o elemento cobre, temos:



$$P_{\text{Cu}^{65}} = \frac{0,5}{2} = 0,25 \text{ ou } 25\%$$

- 3 O elemento químico magnésio tem massa atômica igual a 24,3 g/mol. Os isótopos do magnésio têm massas 24, 25 e 26 u.

- a) Qual é o isótopo mais abundante?
b) Sabendo-se que a abundância na natureza do isótopo 25 é de 10%, quais as abundâncias dos outros dois isótopos?

Resolução:

- a) Se a massa atômica for um valor mais próximo do isótopo de massa intermediária, nada se pode afirmar apenas com esses dados. Entretanto, se a massa atômica for mais próxima do isótopo mais leve ou do isótopo mais pesado, então esse isótopo (seja ele o mais leve ou o mais pesado) será o mais abundante. Portanto, o isótopo mais abundante do magnésio é o de massa 24 u.

- b) A massa atômica é dada por:

$$MA = \frac{M_1 \cdot P_1 + M_2 \cdot P_2 + M_3 \cdot P_3}{P_1 + P_2 + P_3} \Rightarrow 24,3 =$$

$$\Rightarrow 24,3 = \frac{24 \cdot P + 25 \cdot 10\% + 26 \cdot P}{P_1 + 10\% + P_3} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 24 \cdot P_1 + 250\% + 26 \cdot P_3 = 24,3 \cdot P_1 + 243\% + 24,3 \cdot P_3 \Rightarrow 0,3 \cdot P_1 - 1,7 \cdot P_3 = 7\%$$

Mas $P_1 + P_3 = 90\%$. Multiplicando-se essa equação por $(-0,3)$ e fazendo-se um sistema com a primeira, temos:

$$\begin{cases} 0,3 \cdot P_1 - 1,7 \cdot P_3 = 7\% \\ -0,3 \cdot P_1 - 0,3 \cdot P_3 = -27\% \end{cases} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow -2 \cdot P_3 = -20\% \Rightarrow P_3 = 10\%$$

A porcentagem do primeiro isótopo é o quanto falta para completar 100%. Portanto, $P_1 = 80\%$.

Atenção

Não é preciso decorar a massa atômica de nenhum elemento. Caso seja necessário utilizar esses dados, qualquer questão fornecerá os valores no próprio enunciado ou na seção de dados fornecidos que algumas provas disponibilizam.

Massa molecular: (MM)

Massa molecular é a massa de uma molécula.

Uma molécula é um ente químico formado por átomos ligados entre si por meio de ligações covalentes, que serão

estudadas com mais detalhes na frente 1 deste material. A massa desse conjunto estável de átomos é a soma das massas dos átomos que o compõem. Observe os exemplos a seguir:

- H_2O :

$$\underbrace{H_2}_{2 \cdot 1 \text{ u}} \underbrace{O}_{1 \cdot 16 \text{ u}} = 2 \cdot 1 \text{ u} + 1 \cdot 16 \text{ u} = 18 \text{ u} \text{ (massa molecular)}$$

- H_2SO_4 :

$$\underbrace{H_2}_{2 \cdot 1 \text{ u}} \underbrace{S}_{1 \cdot 32 \text{ u}} \underbrace{O_4}_{4 \cdot 16 \text{ u}} = 2 \cdot 1 \text{ u} + 1 \cdot 32 \text{ u} + 4 \cdot 16 \text{ u} = 98 \text{ u} \text{ (massa molecular)}$$

- $C_{12}H_{22}O_{11}$:

$$\underbrace{C_{12}}_{12 \cdot 12 \text{ u}} \underbrace{H_{22}}_{22 \cdot 1 \text{ u}} \underbrace{O_{11}}_{11 \cdot 16 \text{ u}} = 12 \cdot 12 \text{ u} + 22 \cdot 1 \text{ u} + 11 \cdot 16 \text{ u} = 342 \text{ u} \text{ (massa molecular)}$$

Quando o composto for iônico (formado por metal e ametal), procede-se da mesma forma, ou seja, somam-se as massas dos átomos e/ou dos íons. Entretanto, por mais que corriqueiramente chamemos a massa obtida de massa molecular, o nome formal é **massa fórmula**.

- $Al_2(SO_4)_3$:

$$\underbrace{Al_2}_{2 \cdot 27 \text{ u}} \left(\underbrace{S}_{1 \cdot 32 \text{ u}} \underbrace{O_4}_{4 \cdot 16 \text{ u}} \right)_3 = 2 \cdot 27 \text{ u} + 3 \cdot (1 \cdot 32 \text{ u} + 4 \cdot 16 \text{ u}) = 342 \text{ u} \text{ (massa fórmula)}$$

Quando o composto for um sal hidratado, a representação adequada é $X \cdot yH_2O$. Como exemplo, temos $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ e $CoCl_2 \cdot 2H_2O$. A indicação de que o sal é hidratado se faz por meio do uso do ponto entre a fórmula do sal anidro (sem água) e as águas de hidratação. Esse ponto não deve ser confundido com o sinal de multiplicação, usado em matemática.

A massa do composto é a massa do composto anidro somada à massa das águas de hidratação.

- $CuSO_4 \cdot 5H_2O$:

$$\underbrace{Cu}_{1 \cdot 63,5 \text{ u}} \underbrace{S}_{1 \cdot 32 \text{ u}} \underbrace{O_4}_{4 \cdot 16 \text{ u}} \cdot \underbrace{5H_2O}_{5 \cdot 18 \text{ u}} = 1 \cdot 63,5 \text{ u} + 1 \cdot 32 \text{ u} + 4 \cdot 16 \text{ u} + 5 \cdot 18 \text{ u} = 249,5 \text{ u} \text{ (massa fórmula)}$$

Exercícios resolvidos

- 4 Há vários graus de hidratação para o cloreto de cálcio. Um de seus sais hidratados possui massa fórmula 183 u. Sabendo que a fórmula geral dos cloretos de cálcio hidratados é $CaCl_2 \cdot xH_2O$, qual é a fórmula desse composto?

Dados:

Massas atômicas em u: Ca = 40; Cl = 35,5; H = 1; O = 16

Resolução:

Observe o seguinte esquema para o cálculo do número de águas:

$$\underbrace{\underbrace{Ca}_{1 \cdot 40 \text{ u}} \underbrace{Cl_2}_{2 \cdot 35,5 \text{ u}} \cdot \underbrace{xH_2O}_{x \cdot 18 \text{ u}}}_{183 \text{ u}} = 1 \cdot 40 \text{ u} + 2 \cdot 35,5 \text{ u} + x \cdot 18 \text{ u} = 183 \text{ u} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow x = 4$$

Portanto, a fórmula do composto é $CaCl_2 \cdot 4H_2O$.

- 5 O sal cloreto de magnésio, de fórmula $MgCl_2$, pode ser composto dos isótopos 24, 25 e 26 do magnésio e dos isótopos 35 e 37 do cloro.

Quais os possíveis valores de massa fórmula do cloreto de magnésio?

Resolução:

Para o $MgCl_2$, podemos ter as seguintes combinações:

Para o ^{24}Mg	Para o ^{25}Mg	Para o ^{26}Mg
Mg + Cl + Cl	Mg + Cl + Cl	Mg + Cl + Cl
24 + 35 + 35 = 94	25 + 35 + 35 = 95	26 + 35 + 35 = 96
24 + 35 + 37 = 96	25 + 35 + 37 = 97	26 + 35 + 37 = 98
24 + 37 + 37 = 98	25 + 37 + 37 = 99	26 + 37 + 37 = 100

Portanto, as massas fórmulas possíveis são 94, 95, 96, 97, 98, 99 e 100 u.

Massa molar: (M)

Massa molar é a massa de um mol.

A palavra “molar”, de fato, refere-se a 1 mol. Entretanto, o conceito de mol ainda não foi devidamente apresentado. Além disso, o desenvolvimento desse conceito e como os cientistas chegaram a ele são de fundamental importância para compreendê-lo. Portanto, vamos estudar os fatos por partes.

- A palavra “mole” vem do latim e quer dizer massa, porção. A palavra “molécula” é o diminutivo, em latim, da palavra “mole” e, portanto, significa pequena massa, pequena porção.
- A expressão “massa molecular” significa a massa de uma pequena porção. No início do século XIX, quando surgiu o termo, não se conhecia a massa absoluta de nenhuma molécula, apenas a relativa, que era medida em relação à unidade de massa atômica (que na época era a massa do átomo de hidrogênio). Ou seja, sabia-se quantas vezes uma molécula era mais pesada do que o átomo de hidrogênio, mas não se conhecia, de fato, a massa de nenhum desses entes químicos. Uma balança não seria capaz de acusar uma massa em unidades de massa atômica.
- Definiu-se, então, a massa molar. O termo significa massa de uma porção, em contraponto à molecular, que era a massa de uma pequena porção. A massa molar foi definida por Amedeo Avogadro como sendo quantas vezes uma espécie era mais pesada do que o átomo de hidrogênio (antiga unidade de massa atômica) e era dada na unidade grama.
- Se a massa atômica é a massa de um único átomo, quantos átomos estariam presentes em uma amostra que contivesse uma massa molar de átomos? Se a massa molecular é a massa de uma única molécula, quantas moléculas estariam em uma amostra que contivesse uma massa molar de moléculas? Então, a quantidade de espécies químicas presentes em uma massa molar passou a ser chamada de **1 mol**.

Esse raciocínio pode ser explicitado por meio da seguinte regra de três:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ átomo de S} : 32 \text{ u} \\ 1 \text{ mol de átomos de S} : 32 \text{ g} \end{array}$$

Analogamente:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ molécula de H}_2\text{O} : 18 \text{ u} \\ 1 \text{ mol de moléculas de H}_2\text{O} : 18 \text{ g} \end{array}$$

E assim, para qualquer ente químico que se aplicasse essa regra de três, a pergunta final seria sempre a mesma: quantas espécies químicas existem na quantidade de 1 mol?

A resposta a essa pergunta é muito mais rica do que se pode imaginar em um primeiro momento. Compreender quanto vale 1 mol fornece a dimensão real da massa e do tamanho de um átomo, de uma molécula ou de um íon. Além disso, o resultado da regra de três mostrada anteriormente nos apresenta a seguinte relação matemática:

$$1 \text{ g} = 1 \text{ mol u}$$

Gramas e unidades de massa atômica são unidades diferentes de uma mesma grandeza. E, assim como em qualquer situação similar, existe um fator de conversão entre elas. Por exemplo, calorias e joules são unidades de calor e $1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$; km/h e m/s são unidades de velocidade e $1 \text{ m/s} = 3,6 \text{ km/h}$. Portanto, há um fator que converte unidade de massa atômica em grama, e esse fator é o mol. Uma vez que se conheça a quantidade de 1 mol, passa-se a conhecer a real dimensão de uma unidade de massa atômica.

Esses pensamentos e estudos de Amedeo Avogadro seriam concluídos quando o valor de 1 mol fosse determinado, mas o cientista faleceu antes de conseguir obter êxito.

Saiba mais



C. Sentier/Wikimedia Commons (Domínio público)

Fig. 3 Retrato de Amedeo Avogadro.

Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro nasceu em Turim (Itália) no ano de 1776 e morreu em 1856, aos 79 anos, na mesma cidade. Foi nobre (conde), advogado, físico, químico e matemático. Contribuiu muito para a Ciência, principalmente a Química, por ter compartilhado suas ideias sobre massa molar, distinção entre átomos e moléculas, por ter determinado a fórmula da água e por ter sido um dos principais colaboradores na determinação do tamanho e da massa dos entes químicos. Faleceu 9 anos antes da primeira determinação da quantidade mol, que foi realizada por Loschmidt em 1865.

Em 1865, por meio da teoria cinética dos gases e dos estudos prévios de Maxwell, o austríaco Josef Loschmidt determinou, pela primeira vez, de maneira indireta, a quantidade de 1 mol. O valor encontrado foi:

$$1 \text{ mol} = 6,02 \cdot 10^{23}$$

Assim, podemos concluir, a partir do que foi exposto anteriormente, que:

- em 32 g de uma amostra de enxofre, há $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de enxofre;
- em 18 g de uma amostra de água, há $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de água;
- em 1 g, há $6,02 \cdot 10^{23}$ u.

A quantidade de $6,02 \cdot 10^{23}$ é imensa. Para se ter uma ideia, com 1 mol de grãos de arroz é possível alimentar a atual população mundial por milhões de anos. Com 1 mol de tijolos é possível construir mais de uma reprodução maciça do tamanho da Terra inteira. Essa é uma quantidade muito difícil de ser quantificada, por ser bastante grande. Mas é só um número, como outro qualquer, que recebeu um nome especial (mol) por ser notável. Assim como uma dúzia vale 12, uma dezena vale 10 e uma centena vale 100, um mol vale $6,02 \cdot 10^{23}$.

Até o dia 7 de janeiro de 2018, definia-se mol da seguinte maneira:

1 mol é a quantidade de átomos contidos em uma amostra de 0,012 kg do isótopo 12 do carbono.

A partir do dia 8 de janeiro de 2018, uma determinação da IUPAC, em revista de publicação própria, passou a definir mol da seguinte forma:

1 mol é a quantidade exata de $6,02214076 \cdot 10^{23}$ entidades químicas elementares.

É conveniente aproximarmos esse valor para:

$$1 \text{ mol} = 6 \cdot 10^{23}$$

Em homenagem ao trabalho de Avogadro, o valor de 1 mol passou a ser chamado de número de Avogadro.

Assim, é importante sabermos que existem diferenças conceituais grandes entre massa atômica, massa molecular, massa molar e mol. A tabela a seguir mostra essas diferenças:

Espécie química	Massa atômica	Massa molecular	Massa fórmula	Massa molar
H ₂ O	-	18 u	-	18 g
NaCl	-	-	58,5 u	58,5 g
S	32 u	-	-	32 g
H ₂ SO ₄	-	98 u	-	98 g

Tab. 1 Comparação entre os diferentes tipos de massa envolvendo entes químicos.

Nessa tabela, note que:

- H₂O e H₂SO₄ são moléculas (compostos formados por ametais e hidrogênio). E a designação apropriada para

a massa de 1 molécula é massa molecular. O valor é dado em u, já que a molécula é um ente químico bastante pequeno e tem, portanto, massa muito pequena;

- NaCl é um composto iônico (formado por metal e ametal). E a designação para a massa de um composto iônico é massa fórmula. O valor é dado em u, já que uma única fórmula de um composto iônico é um ente químico formado por dois íons (um cátion e um ânion, nesse caso) e tem, portanto, massa muito pequena;
- S é um átomo. E a designação para a massa de um átomo é massa atômica. O valor é dado em u, já que um único átomo é um ente químico bastante pequeno e tem, portanto, massa muito pequena;
- a massa molar é a massa de 1 mol de espécies (átomos moléculas ou íons). Portanto, é a massa atômica, molecular, ou molar multiplicada por $6,02 \cdot 10^{23}$.

Sendo assim:

$$\begin{aligned} \underbrace{M_{\text{H}_2\text{O}}}_{\text{massa de 1 mol de moléculas}} &= 6 \cdot 10^{23} \cdot \underbrace{MM_{\text{H}_2\text{O}}}_{\text{massa de 1 molécula}} \Rightarrow \underbrace{M_{\text{H}_2\text{O}}}_{\text{massa de 1 mol de moléculas}} = 6 \cdot 10^{23} \cdot \underbrace{18 \text{ u}}_{\text{massa de 1 molécula}} \Rightarrow \\ \Rightarrow \underbrace{M_{\text{H}_2\text{O}}}_{\text{massa de 1 mol de moléculas}} &= 18 \cdot \underbrace{6 \cdot 10^{23}}_{1 \text{ g}} \text{ u} \Rightarrow \underbrace{M_{\text{H}_2\text{O}}}_{\text{massa de 1 mol de moléculas}} = 18 \text{ g ou } 18 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

- O mesmo vale para todos os casos da tabela. Ou seja, para convertermos a massa atômica, a massa molecular ou a massa fórmula em massa molar, basta trocarmos a unidade de massa atômica (u) por grama (g) ou grama por mol (g/mol).

Número de mols: (n)

Assim como dúzia e número de dúzias são conceitos distintos, o mesmo ocorre com mol e número de mols. A dúzia é a designação do número 12, e o número de dúzias depende da quantidade que se tem. Por exemplo, se há em uma prateleira 48 barras de chocolate, então a dúzia vale 12, mas o número de dúzias vale 4. Dessa forma, o mol é a designação do número $6,02 \cdot 10^{23}$, mas o número de mols depende da quantidade de entes químicos que se tem. Para se calcular o número de mols de uma espécie, basta fazer a seguinte regra de três:

$$\begin{array}{l} M : 1 \text{ mol} \\ m : n \end{array} \Rightarrow n = \frac{m}{M}$$

Se M é a massa de 1 mol, a massa genérica m de uma amostra está na mesma proporção para um número de mols genérico n .

Exercícios resolvidos

- 6 Um copo de água convencional tem 250 mL. A densidade da água líquida é de 1 g/mL. Qual é o número de mols de moléculas de água nessa amostra?

Dado: Massas molares em g/mol: H = 1; O = 16

Resolução:

Cálculo da massa de água no copo:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow 1 \text{ g/mL} = \frac{m}{250 \text{ mL}} \Rightarrow m = 250 \text{ g}$$

Cálculo do número de mols de moléculas de água:

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = \frac{250}{18} \Rightarrow n = 13,89 \text{ mols}$$

- 7 Uma amostra de H_2SO_4 tem 196 g. Pergunta-se:

- Qual é o número de mols de moléculas?
- Qual é o número de mols de átomos?
- Qual é o número de moléculas?
- Qual é o número de átomos?

Dado: Massas molares em g/mol: H = 1; S = 32; O = 16

Resolução:

- a) Como a massa molar do H_2SO_4 vale 98 g/mol, temos:

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}} \Rightarrow n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{196}{98} \Rightarrow n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 \text{ mols}$$

de moléculas de H_2SO_4

- b) Como cada molécula de H_2SO_4 tem 7 átomos, podemos fazer a seguinte substituição:

2 mols de moléculas de H_2SO_4 = 14 mols de átomos

7 átomos

- c) Como cada mol equivale à quantidade de $6,02 \cdot 10^{23}$, temos:

$$2 \frac{\text{mols}}{6 \cdot 10^{23}} \text{ de moléculas de } \text{H}_2\text{SO}_4 = 12 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

- d) Como cada mol equivale à quantidade de $6,02 \cdot 10^{23}$, temos:

$$14 \frac{\text{mols}}{6 \cdot 10^{23}} \text{ de átomos} = 84 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

- 8 Uma amostra de sulfato de alumínio tem 171 g. A fórmula do composto iônico é $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Qual é o número de íons Al^{3+} e SO_4^{2-} ?

Dado: Massas molares em g/mol: Al = 27; S = 32; O = 16

Resolução:

Primeiramente, a massa fórmula do composto é 342 g/mol, obtida pela soma das massas atômicas. O número de mols do composto é dado por:

$$n_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{m_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}}{M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}} \Rightarrow n_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{171}{342} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow n_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 0,5 \text{ mol de } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$$

Para sabermos o número de mols de íons, basta aplicarmos a propriedade distributiva, mostrada a seguir:

$$0,5 \text{ mol de } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \left\{ \begin{array}{l} 1,0 \text{ mol de } \text{Al}^{3+} \\ 1,5 \text{ mol de } \text{SO}_4^{2-} \end{array} \right.$$

Como cada mol equivale à quantidade de $6,02 \cdot 10^{23}$, temos:

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \frac{\text{mol}}{6 \cdot 10^{23}} \text{ de } \text{Al}^{3+} = 6 \cdot 10^{23} \text{ íons } \text{Al}^{3+} \\ 1,5 \frac{\text{mol}}{6 \cdot 10^{23}} \text{ de } \text{SO}_4^{2-} = 9 \cdot 10^{23} \text{ íons } \text{SO}_4^{2-} \end{array} \right.$$

- 9 Em uma amostra de um tipo de cerâmica, a razão entre as massas de sílica (SiO_2) e alumina (Al_2O_3) vale 4. Qual a razão entre o número de mols de sílica e alumina?

Dado: Massas molares em g/mol: (Si = 28; Al = 27; O = 16)

Resolução:

As massas molares da sílica e da alumina, obtidas a partir da soma das massas atômicas, são:

$$M_{\text{SiO}_2} = 60 \text{ g/mol e } M_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 102 \text{ g/mol}$$

Cálculo da razão entre os números de mols:

$$\begin{aligned} \frac{n_{\text{SiO}_2}}{n_{\text{Al}_2\text{O}_3}} &= \frac{\frac{m_{\text{SiO}_2}}{M_{\text{SiO}_2}}}{\frac{m_{\text{Al}_2\text{O}_3}}{M_{\text{Al}_2\text{O}_3}}} \Rightarrow \frac{n_{\text{SiO}_2}}{n_{\text{Al}_2\text{O}_3}} = \frac{m_{\text{SiO}_2}}{m_{\text{Al}_2\text{O}_3}} \cdot \frac{M_{\text{Al}_2\text{O}_3}}{M_{\text{SiO}_2}} \Rightarrow \\ &\Rightarrow \frac{n_{\text{SiO}_2}}{n_{\text{Al}_2\text{O}_3}} = \frac{m_{\text{SiO}_2}}{60} \cdot \frac{102}{m_{\text{Al}_2\text{O}_3}} \Rightarrow \\ &\Rightarrow \frac{n_{\text{SiO}_2}}{n_{\text{Al}_2\text{O}_3}} = \frac{m_{\text{SiO}_2}}{m_{\text{Al}_2\text{O}_3}} \cdot \frac{102}{60} \Rightarrow \\ &\Rightarrow \frac{n_{\text{SiO}_2}}{n_{\text{Al}_2\text{O}_3}} = 4 \cdot \frac{102}{60} \Rightarrow \frac{n_{\text{SiO}_2}}{n_{\text{Al}_2\text{O}_3}} = 6,8 \end{aligned}$$

- 10 Uma mistura de N_2O_3 e N_2O_5 pode ser representada por N_2O_x . A mistura contém 70% de N_2O_3 e 30% de N_2O_5 . Qual o valor de x se:

- a) as porcentagens estiverem em massa?
b) as porcentagens estiverem em mols?

Dado: Massas molares em g/mol: N = 14; O = 16

Resolução:

Para qualquer dos dois casos, o número de mols da mistura é a razão entre a massa da mistura e a massa molar da mistura:

$$n_{\text{mistura}} = \frac{m_{\text{mistura}}}{M_{\text{mistura}}}$$

Mas a massa molar da mistura é a massa molar da fórmula média da mistura, que nesse caso é dada por N_2O_x . Assim:

$$n_{\text{mistura}} = \frac{m_{\text{mistura}}}{M_{\text{N}_2\text{O}_x}}$$

- a) Se as porcentagens forem em massa, temos:

$$m_{\text{N}_2\text{O}_3} = \frac{70}{100} \cdot m_{\text{mistura}} \text{ e } m_{\text{N}_2\text{O}_5} = \frac{30}{100} \cdot m_{\text{mistura}}$$

Assim:

$$\begin{aligned} n_{\text{N}_2\text{O}_3} &= \frac{m_{\text{N}_2\text{O}_3}}{M_{\text{N}_2\text{O}_3}} \Rightarrow n_{\text{N}_2\text{O}_3} = \frac{0,7 \cdot m_{\text{mistura}}}{76} \\ n_{\text{N}_2\text{O}_5} &= \frac{m_{\text{N}_2\text{O}_5}}{M_{\text{N}_2\text{O}_5}} \Rightarrow n_{\text{N}_2\text{O}_5} = \frac{0,3 \cdot m_{\text{mistura}}}{108} \end{aligned}$$

Mas sabemos que:

$$\begin{aligned} n_{\text{mistura}} &= \frac{m_{\text{mistura}}}{M_{\text{N}_2\text{O}_x}} \Rightarrow n_{\text{N}_2\text{O}_3} + n_{\text{N}_2\text{O}_5} = \frac{m_{\text{mistura}}}{M_{\text{N}_2\text{O}_x}} \Rightarrow \\ &\Rightarrow \frac{0,7 \cdot m_{\text{mistura}}}{76} + \frac{0,3 \cdot m_{\text{mistura}}}{108} = \frac{m_{\text{mistura}}}{M_{\text{N}_2\text{O}_x}} \Rightarrow \\ &\Rightarrow \frac{0,7}{76} + \frac{0,3}{108} = \frac{1}{M_{\text{N}_2\text{O}_x}} \Rightarrow \\ &\Rightarrow \frac{1}{M_{\text{N}_2\text{O}_x}} = \frac{108 \cdot 0,7 + 76 \cdot 0,3}{108 \cdot 76} \Rightarrow \\ &\Rightarrow \frac{1}{M_{\text{N}_2\text{O}_x}} = 0,012 \Rightarrow \\ &\Rightarrow M_{\text{N}_2\text{O}_x} = 83,33 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Como } M_{\text{N}_2\text{O}_x} &= 83,33 \text{ g/mol} \Rightarrow 28 + 16 \cdot x = 83,33 \Rightarrow \\ &\Rightarrow 16 \cdot x = 55,33 \Rightarrow x = 3,46 \end{aligned}$$

- b) Para porcentagens em mols, temos:

$$n_{\text{N}_2\text{O}_3} = \frac{70}{100} \cdot n_{\text{mistura}} \text{ e } n_{\text{N}_2\text{O}_5} = \frac{30}{100} \cdot n_{\text{mistura}}$$

Assim:

$$\begin{aligned} n_{\text{N}_2\text{O}_3} &= \frac{m_{\text{N}_2\text{O}_3}}{M_{\text{N}_2\text{O}_3}} \Rightarrow m_{\text{N}_2\text{O}_3} = n_{\text{N}_2\text{O}_3} \cdot M_{\text{N}_2\text{O}_3} \Rightarrow \\ &\Rightarrow m_{\text{N}_2\text{O}_3} = 0,7n_{\text{mistura}} \cdot 76 \\ n_{\text{N}_2\text{O}_5} &= \frac{m_{\text{N}_2\text{O}_5}}{M_{\text{N}_2\text{O}_5}} \Rightarrow m_{\text{N}_2\text{O}_5} = n_{\text{N}_2\text{O}_5} \cdot M_{\text{N}_2\text{O}_5} \Rightarrow \\ &\Rightarrow m_{\text{N}_2\text{O}_5} = 0,3n_{\text{mistura}} \cdot 108 \end{aligned}$$

Mas sabemos que:

$$\begin{aligned} n_{\text{mistura}} &= \frac{m_{\text{mistura}}}{M_{\text{N}_2\text{O}_x}} \Rightarrow n_{\text{mistura}} = \frac{m_{\text{N}_2\text{O}_3} + m_{\text{N}_2\text{O}_5}}{M_{\text{N}_2\text{O}_x}} \Rightarrow \\ &\Rightarrow n_{\text{mistura}} = \frac{0,7n_{\text{mistura}} \cdot 76 + 0,3n_{\text{mistura}} \cdot 108}{M_{\text{N}_2\text{O}_x}} \Rightarrow \\ &\Rightarrow 1 = \frac{53,2 + 32,4}{M_{\text{N}_2\text{O}_x}} \Rightarrow M_{\text{N}_2\text{O}_x} = 85,6 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Como } M_{\text{N}_2\text{O}_x} &= 85,6 \text{ g/mol} \Rightarrow 28 + 16 \cdot x = 85,6 \Rightarrow \\ &\Rightarrow 16 \cdot x = 57,6 \Rightarrow x = 3,6 \end{aligned}$$

Revisando

- 1 UFV** O cloreto de vinila (C_2H_3Cl) é matéria-prima para muitos plásticos (PVC) e fibras. Em 93,75 g de cloreto de vinila há:
Dados: Constante de Avogadro = $6 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Massas molares (g/mol): C = 12; H = 1; Cl = 35,5
- _____ mol de moléculas de C_2H_3Cl .
 - _____ mol de átomos de carbono.
 - _____ átomos de carbono.

- 2 UFRRJ** Um elemento M apresenta os isótopos ^{79}M e ^{81}M . Sabendo que a massa atômica do elemento M é 79,90 u, determine os percentuais de cada isótopo do elemento M.

- 3 Unesp** O valor considerado normal para a quantidade de ozônio na atmosfera terrestre é de aproximadamente 336 U.D. (Unidades Dobson), o que equivale a 3,36 L de ozônio por metro quadrado de superfície ao nível do mar e à temperatura de 0 °C.
- Calcule a quantidade de O_3 , em número de mols por m^2 , nessas condições (336 U. D. no nível do mar e a 0 °C).
 - Sabendo que um átomo de cloro (Cl) pode reagir com 100000 moléculas de ozônio (um dos processos responsáveis pela destruição da camada de ozônio), qual a massa de cloro, em gramas por metro quadrado, suficiente para reagir com dois terços do ozônio nestas condições?
- Dados: Massa molar do cloro (Cl): 35,5 g/mol.
Número de Avogadro: $6,0 \cdot 10^{23}$.

- 4 Unesp** Como o dióxido de carbono, o metano exerce também um efeito estufa na atmosfera. Uma das principais fontes desse gás provém do cultivo de arroz irrigado por inundação. Segundo a Embrapa, estima-se que esse tipo de cultura, no Brasil, seja responsável pela emissão de cerca de 288 Gg (1 Gg = $1 \cdot 10^9$ gramas) de metano por ano. Calcule o número de moléculas de metano correspondente.
Massas molares, $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: H = 1 e C = 12. Constante de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23}$.

- 5 Uerj** O bócio é uma inchação provocada por uma disfunção tireoidiana decorrente da carência de iodo. A legislação atual exige que cada quilograma de sal comercializado contenha 0,01 g de iodeto (I^-), geralmente na forma do iodeto de sódio (NaI).
Calcule:
Dados: Na = 23 u; I = 127 u
- a porcentagem da massa de sódio em 1 mol de iodeto de sódio;
 - a massa de iodeto de sódio, em gramas, que deverá estar contida em 127 kg de sal, em cumprimento à legislação.

- 6 Unicamp** O número atômico do magnésio é 12 e sua massa molar é $24,3 \text{ g mol}^{-1}$. Este elemento possui três isótopos naturais cujos números de massa são 24, 25 e 26.
- Com base nestas informações responda qual isótopo natural do magnésio é o mais abundante. Justifique.
Ao se reagir apenas o isótopo 24 do magnésio com cloro, que possui os isótopos naturais 35 e 37, formam-se cloretos de magnésio que diferem entre si pelas massas molares.
 - Quais são as massas molares desses cloretos de magnésio formados? Justifique.

- 7 Unicamp** Especialmente para as crianças, havia uma sala reservada com muitos brinquedos, guloseimas, um palhaço e um mágico. Como Rango também tinha problemas com açúcar, algumas vezes ele colocava pouco açúcar nas receitas. Ao experimentar a pipoca doce, uma das crianças logo berrou: “Tio Rango, essa pipoca tá com pouco açúcar!” Aquela observação intrigou Rango, que ficou ali pensando...
- “Coloquei duas xícaras de milho na panela e, depois que ele estourou, juntei três colheres de açúcar para derreter e queimar um pouco. Se cada colher tem mais ou menos 20 gramas de açúcar, quantas moléculas de sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) eu usei em uma panelada?”
 - “Eu também sei que parte desse açúcar, após caramelizar, se decompõe em água e carbono. Se 1% desse açúcar se decompõe dessa forma, quantos gramas de carbono se formaram em cada panelada?”
- Dado: Constante de Avogadro = $6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Exercícios propostos

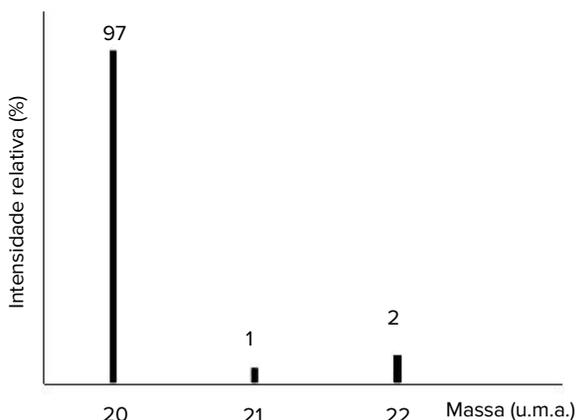
1 Unesp Na Natureza, de cada 5 átomos de boro, 1 tem massa atômica igual a 10 u.m.a (unidade de massa atômica) e 4 têm massa atômica igual a 11 u.m.a. Com base nestes dados, a massa atômica do boro, expressa em u.m.a, é igual a

- A 10 C 10,8 E 11,5
B 10,5 D 11

2 UFRGS 2018 O elemento bromo apresenta massa atômica 79,9. Supondo que os isótopos ^{79}Br e ^{81}Br tenham massas atômicas, em unidades de massa atômica, exatamente iguais aos seus respectivos números de massa, qual será a abundância relativa de cada um dos isótopos?

- A 75% ^{79}Br e 25% ^{81}Br
B 55% ^{79}Br e 45% ^{81}Br
C 50% ^{79}Br e 50% ^{81}Br
D 45% ^{79}Br e 55% ^{81}Br
E 25% ^{79}Br e 75% ^{81}Br

3 UFG 2014 A análise de massas de um elemento químico demonstrou a existência de três isótopos, conforme representado na figura a seguir.



Considerando as abundâncias apresentadas, conclui-se que a massa média para esse elemento é:

- A 20,05 C 20,80 E 20,40
B 21,00 D 19,40

4 Fuvest Linus Pauling, prêmio Nobel de Química e da Paz, faleceu em 1994 aos 93 anos. Era um ferrenho defensor das propriedades terapêuticas da vitamina C. Ingeria diariamente cerca de $2,1 \cdot 10^{-2}$ mol dessa vitamina.

Dose diária recomendada de vitamina ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$)..... 62 mg

Quantas vezes, aproximadamente, a dose ingerida por Pauling é maior que a recomendada?

(Dados: H = 1, C = 12, O = 16.)

- A 10. D $1,0 \cdot 10^3$.
B 60. E $6,0 \cdot 10^4$.
C $1,0 \cdot 10^2$.

5 Mackenzie 2014 O 1-metilciclopentano (C_6H_{10}) é um produto bloqueador da ação do etileno e tem sido utilizado com sucesso em flores, hortaliças e frutos, retardando o amadurecimento desses vegetais, aumentando, por isso, a sua vida útil. Considerando que sejam utilizados 8,2 kg de 1-metilciclopentano para atrasar o amadurecimento de algumas frutas, é correto afirmar que se gastou:

Dados: massas molares ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$): H = 1; C = 12

- A $1,0 \cdot 10^{-1}$ mol de C_6H_{10}
B 1,0 mol de C_6H_{10}
C $1,0 \cdot 10^1$ mol de C_6H_{10}
D $1,0 \cdot 10^2$ mol de C_6H_{10}
E $1,0 \cdot 10^3$ mol de C_6H_{10}

6 PUC-Campinas 2016 No ateliê de um ourives, as joias são feitas de ouro 18 quilates, que consiste em uma liga contendo 75% de ouro + 25% de outros metais. Assim, uma aliança com 3,0 g dessa liga contém uma quantidade de ouro, em mol, de, aproximadamente,

Dado: Massa molar (g/mol) Au = 197

- A 0,01 C 0,03 E 0,05
B 0,02 D 0,04

7 UFRRJ Um balão de oxigênio contendo $3,01 \cdot 10^{26}$ átomos foi completamente utilizado por uma equipe médica durante uma cirurgia. Admitindo-se que havia apenas gás oxigênio neste balão, a massa utilizada do referido gás foi equivalente a:

Dado: Massa molar (g/mol): $\text{O}_2 = 32$

- A 8,0 kg. D 16,0 kg.
B 4,0 kg. E 10,0 kg.
C 12,0 kg.

8 Ufla O dióxido de carbono (CO_2) é um dos principais gases responsáveis pelo chamado efeito estufa, que provoca o aquecimento global do nosso planeta. Para cada 8,8 toneladas desse gás emitidas na atmosfera, o número de moléculas de CO_2 é aproximadamente:

- A $1,2 \cdot 10^{26}$ C $1,2 \cdot 10^{29}$
B $2,0 \cdot 10^2$ D $2,0 \cdot 10^5$

9 Fuvest O aspartame, um adoçante artificial, pode ser utilizado para substituir o açúcar de cana. Bastam 42 miligramas de aspartame para produzir a mesma sensação de doçura que 6,8 gramas de açúcar de cana. Sendo assim, quantas vezes, aproximadamente, o número de moléculas de açúcar de cana deve ser maior do que o número de moléculas de aspartame para que tenha o mesmo efeito sobre o paladar?

Dados: massas molares aproximadas (g/mol)

açúcar de cana: 340

adoçante artificial: 300

- A 30 C 100 E 200
B 50 D 140

- 10 Unirio** O zinco é um elemento importante para a saúde, mas é importante também manter uma dieta balanceada desse elemento. Deficiências de zinco podem ocasionar problemas de crescimento, desenvolvimento incompleto dos órgãos sexuais e dificuldades de cicatrização de ferimentos. Por outro lado, o excesso de zinco pode causar anemia e problemas renais. O zinco está presente nos ovos, fígado e mariscos, numa concentração em torno de 4 mg por 100 g. Quantos átomos de zinco estão presentes em 1,7 kg de fígado? ($Zn = 65,4$)
- A $5 \cdot 10^{20}$ C $6 \cdot 10^{18}$ E $6 \cdot 10^{20}$
 B $5 \cdot 10^{21}$ D $6 \cdot 10^{19}$

- 11 Unesp** Peixes machos de uma certa espécie são capazes de detectar a massa de $3,66 \cdot 10^{-8}$ g de 2-fenil-etanol, substância produzida pelas fêmeas, que está dissolvida em 1 milhão de litros de água. Supondo-se diluição uniforme na água, indique o número mínimo de moléculas de 2-fenil-etanol por litro de água, detectado pelo peixe macho. (Dados: Massa molar do 2-fenil-etanol = 122 g/mol. Constante de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23}$ moléculas/mol.)
- A $3 \cdot 10^{-16}$ D $1,8 \cdot 10^{22}$
 B $3,66 \cdot 10^{-8}$ E $6,0 \cdot 10^{23}$
 C $1,8 \cdot 10^8$

- 12 Unifesp** O rótulo de um frasco contendo um suplemento vitamínico informa que cada comprimido contém $6,0 \cdot 10^{-6}$ gramas de vitamina B12 (cianocobalamina). Esta vitamina apresenta 1 mol de cobalto por mol de vitamina e sua porcentagem em peso é de aproximadamente 4%. Considerando a constante de Avogadro $6,0 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ e a massa molar de cobalto 60 g/mol, qual o número aproximado de átomos de cobalto que um indivíduo ingere quando toma 2 comprimidos?
- A $4,8 \cdot 10^{15}$ C $4,8 \cdot 10^{12}$ E $4,8 \cdot 10^7$
 B $2,4 \cdot 10^{15}$ D $2,4 \cdot 10^{12}$

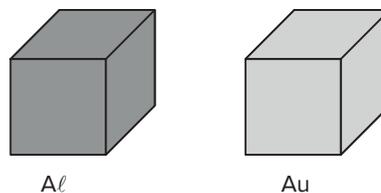
- 13 UEL** Certa liga metálica em pó, à qual os dentistas acrescentam mercúrio ao preparar amálgamas para obturações, tem a seguinte composição (em massa): Ag 70%
 Cu 12%
 Sn 18%
 Para preparar a amálgama deve-se misturar bem mercúrio líquido com a liga em pó na proporção em massa de 1,2 para 1,0, respectivamente. A porcentagem em massa de mercúrio na amálgama é, aproximadamente,
- A 10% C 22% E 55%
 B 12% D 33%

- 14 Unesp** Por ocasião das comemorações oficiais dos quinhentos anos do descobrimento do Brasil, o Banco Central lançou uma série de moedas comemorativas em ouro e prata. Uma delas, cujo valor facial é de R\$ 20,00, foi cunhada com 8,00 g de "ouro 900", uma

liga metálica que contém 90% em massa de ouro. Conhecendo o número de Avogadro $-N_A = 6,0 \cdot 10^{23}$ e sabendo que a massa molar do ouro é $197 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, pode-se afirmar que numa dessas moedas existem

A 22,4 átomos de ouro.
 B $7,2 \cdot 10^3$ átomos de ouro.
 C $6,0 \cdot 10^{23}$ átomos de ouro.
 D $2,2 \cdot 10^{22}$ átomos de ouro.
 E 7,2 átomos de ouro.

- 15 UFV** A seguir estão representados um cubo do metal alumínio e um cubo do metal ouro, ambos com um volume de $1,0 \text{ cm}^3$.



A 25°C , a densidade do alumínio é $2,7 \text{ g/cm}^3$ e a do ouro é $18,9 \text{ g/cm}^3$. De acordo com estas informações e as massas atômicas encontradas na tabela periódica, pode-se afirmar que:

- Dados: $Al = 27 \text{ u}$; $Au = 197 \text{ u}$
- A o número de átomos é aproximadamente o mesmo nos dois cubos.
 B no cubo de alumínio existem aproximadamente $2,7 \cdot 10^{23}$ átomos.
 C no cubo de ouro existem aproximadamente $1,9 \cdot 10^{23}$ átomos.
 D no cubo de ouro existem aproximadamente 7 vezes mais átomos do que no cubo de alumínio.
 E no cubo de alumínio existem aproximadamente 7 vezes mais átomos do que no cubo de ouro.

- 16 Fuvest** Recentemente, na Bélgica, descobriu-se que frangos estavam contaminados com uma dioxina contendo 44%, em massa, do elemento cloro. Esses frangos apresentavam, por kg, $2,0 \cdot 10^{13}$ mol desse composto, altamente tóxico. Supondo que um adulto possa ingerir, por dia, sem perigo, no máximo $3,23 \cdot 10^{11}$ g desse composto, a massa máxima diária, em kg de frango contaminado, que tal pessoa poderia consumir seria igual a:
- Dados: 1 mol da dioxina contém 4 mols de átomos de cloro.
 massa molar do cloro (Cl) = $35,5 \text{ g/mol}$
- A 0,2 C 1 E 3
 B 0,5 D 2

- 17 Unifesp** Pessoas com pressão arterial elevada precisam reduzir o teor de sódio de suas dietas. Um dos meios de se conseguir isto é através do uso do chamado "sal light", uma mistura de cloreto de sódio e cloreto de potássio sólidos. Num frasco de "sal light" pode-se ler a informação: "Cada grama de sal light contém 195 miligramas de sódio e 260 miligramas de potássio".

Comparando o “sal light” com o sal comum, a redução no teor de sódio (massas molares, em g/mol: Na = 23,0, K = 39,1 e Cl = 35,5) é de, aproximadamente,

- A 20%. C 50%. E 80%.
B 40%. D 60%.

- 18 Unifesp** A nanotecnologia é a tecnologia em escala nanométrica (1 nm = 10^{-9} m). A aplicação da nanotecnologia é bastante vasta: medicamentos programados para atingir um determinado alvo, janelas autolimpantes que dispensam o uso de produtos de limpeza, tecidos com capacidade de suportar condições extremas de temperatura e impacto são alguns exemplos de projetos de pesquisas que recebem vultosos investimentos no mundo inteiro. Vidro autolimpante é aquele que recebe uma camada ultrafina de dióxido de titânio. Essa camada é aplicada no vidro na última etapa de sua fabricação.

A espessura de uma camada ultrafina constituída somente por TiO_2 uniformemente distribuído, massa molar 80 g/mol e densidade 4,0 g/cm³, depositada em uma janela com dimensões de 50 · 100 cm, que contém $6 \cdot 10^{20}$ átomos de titânio (constante de Avogadro = $6 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$) é igual a

- A 4 nm. C 40 nm. E 100 nm.
B 10 nm. D 80 nm.

- 19 Unesp** O mercúrio, na forma iônica, é tóxico porque inibe certas enzimas. Uma amostra de 25,0 gramas de atum de uma grande remessa foi analisada, e constatou-se que continha $2,1 \cdot 10^7$ mols de Hg^{2+} . Considerando-se que os alimentos com conteúdo de mercúrio acima de $0,50 \cdot 10^{-3}$ gramas por quilograma de alimento não podem ser comercializados, demonstrar se a remessa de atum deve ou não ser confiscada. (Massa atômica do Hg = 200).

- 20 Fuvest** Alguns problemas de saúde, como bócio endêmico e retardo mental, são causados pela ingestão de quantidades insuficientes de iodo. Uma maneira simples de suprir o organismo desse elemento químico é consumir o sal de cozinha que contenha de 20 a 60 mg de iodo por quilograma do produto. No entanto, em algumas regiões do País, o problema persiste, pois o sal utilizado ou não foi produzido para consumo humano, ou não apresenta a quantidade mínima de iodo recomendada. A fonte de iodo utilizada na indústria do sal é o iodato de potássio, KIO_3 , cujo custo é de R\$ 20,00/kg.

Considerando que o iodo representa aproximadamente 60% da massa de KIO_3 e que 1 kg do sal de cozinha é comercializado ao preço médio de R\$ 1,00, a presença da quantidade máxima de iodo permitida por lei (60 miligramas de iodo por quilograma de sal) representa, no preço, a porcentagem de

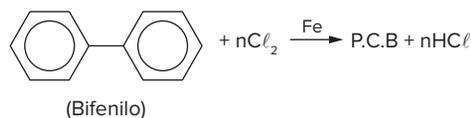
- A 0,10% D 2,0%
B 0,20% E 12%
C 1,20%

- 21 FGV** Para atrair machos para acasalamento, muitas espécies fêmeas de insetos secretam compostos químicos chamados feromônios. Aproximadamente 10^{-12} g de tal composto de fórmula $\text{C}_{19}\text{H}_{38}\text{O}$ deve estar presente para que seja eficaz. Quantas moléculas isso representa?

Massas molares: C = 12 g/mol; H = 1 g/mol; O = 16 g/mol

- A $2 \cdot 10^9$ moléculas D $4 \cdot 10^9$ moléculas
B $3 \cdot 10^9$ moléculas E $8 \cdot 10^9$ moléculas
C 10^{10} moléculas

- 22 Cesgranrio** Durante este ano, os jornais noticiaram que a população de baixa renda fez uso de óleo encontrado em um depósito junto a transformadores de alta tensão. Este óleo, denominado ASCAREL, é uma mistura de compostos do tipo policloreto de bifenilo (PCB). Tais substâncias sintéticas contêm entre 20% e 70% de cloro e, no homem, podem causar doenças irreversíveis no fígado, bronquites crônicas e irritação da pele. Suas sínteses podem ser feitas através da cloração do bifenilo, como demonstra na equação a seguir:



O número de átomos de cloro por molécula existente em um PCB de massa molecular = 361, que contenha 59% em massa de cloro, é

Dado: Massa Atômica Cl = 35,5

- A 3 D 6
B 4 E 7
C 5

- 23 UFRGS** A borracha natural é constituída pela união de várias macromoléculas – $(\text{C}_5\text{H}_8)_n$. Sabendo que uma amostra de borracha apresenta $3,01 \cdot 10^{26}$ átomos de carbono, qual a massa, em gramas, desta amostra?

Dados: Massa molar do C = 12 g/mol

Constante de Avogadro = $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas/mol

- A 68 D $68 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$
B $68 \cdot 5$ E $68 \cdot 3,01 \cdot 10^{26}$
C $68 \cdot 100$

- 24 Unesp 2017** A adição de cloreto de sódio na água provoca a dissociação dos íons do sal. Considerando a massa molar do cloreto de sódio igual a 58,5 g/mol, a constante de Avogadro igual a $6,0 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ e a carga elétrica elementar igual a $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$, é correto afirmar que, quando se dissolverem totalmente 117 mg de cloreto de sódio em água, a quantidade de carga elétrica total dos íons positivos é de

- A $1,92 \cdot 10^2 \text{ C}$
B $3,18 \cdot 10^2 \text{ C}$
C $4,84 \cdot 10^2 \text{ C}$
D $1,92 \cdot 10^4 \text{ C}$
E $3,18 \cdot 10^4 \text{ C}$

- 27 Fuvest** A embalagem de um sal de cozinha comercial com reduzido teor de sódio, o chamado “sal light”, traz a seguinte informação: “Cada 100 g contém 20 g de sódio...”. Isto significa que a porcentagem (em massa) de NaCl nesse sal é aproximadamente igual a

Massas molares (g/mol)

Na = 23

NaCl = 58

- A 20 C 50 E 80
B 40 D 60

- 28 Fuvest** A dosagem de etanol no sangue de um indivíduo mostrou o valor de 0,080 g por 100 mL de sangue. Supondo que o volume total de sangue desse indivíduo seja 6,0 L e admitindo que 12% do álcool ingerido se encontra no seu sangue, quantas doses de bebida alcoólica ele deve ter tomado?

* 1 dose de bebida alcoólica = 20 mL.

* Porcentagem aproximada, em volume, de etanol na bebida = 50%.

* densidade do etanol = 0,80 g/mL.

- A 2
B 4
C 5
D 6
E 7

- 29 Fuvest 2015** A grafite de um lápis tem quinze centímetros de comprimento e dois milímetros de espessura. Dentre os valores a seguir, o que mais se aproxima do número de átomos presentes nessa grafite é

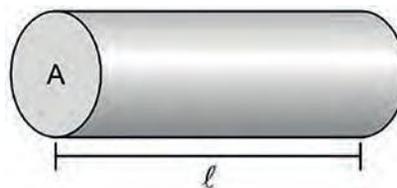
- Nota:
- Assuma que a grafite é um cilindro circular reto, feito de grafita pura. A espessura da grafite é o diâmetro da base do cilindro.
 - Adote os valores aproximados de:
 - 2,2 g/cm³ para a densidade da grafita;
 - 12 g/mol para a massa molar do carbono;
 - 6,0 · 10²³ mol⁻¹ para a constante de Avogadro

- A 5 · 10²³ C 5 · 10²² E 5 · 10²¹
B 1 · 10²³ D 1 · 10²²

- 30 Unesp** A ductilidade é a propriedade de um material deformar-se, comprimir-se ou esticar-se sem se romper.



A prata é um metal que apresenta excelente ductilidade e a maior condutividade elétrica dentre todos os elementos químicos. Um fio de prata possui 10 m de comprimento (ℓ) e área de secção transversal (A) de $2,0 \cdot 10^{-7} \text{ m}^2$.



Considerando a densidade da prata igual a 10,5 g/cm³, a massa molar igual a 108 g/mol e a constante de Avogadro igual a $6,0 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$, o número aproximado de átomos de prata nesse fio será

- A $1,2 \cdot 10^{22}$
B $1,2 \cdot 10^{23}$
C $1,2 \cdot 10^{20}$
D $1,2 \cdot 10^{17}$
E $6,0 \cdot 10^{23}$

- 31 Unesp** Uma certa liga de estanho, chumbo e bismuto contém esses elementos nas proporções atômicas 2:5:3, respectivamente.

Determine a massa, em gramas, de uma amostra dessa liga que contém um total de $6,0 \cdot 10^{24}$ átomos.

Massas atômicas: Sn = 118; Pb = 207; Bi = 209.

- 32 IME** Sabendo que 18,0 g de um elemento X reagem exatamente com 7,75 g de oxigênio para formar um composto de fórmula X₂O₅, a massa de um mol de X é:

- A 99,2 g
B 92,9 g
C 74,3 g
D 46,5 g
E 18,6 g

- 33 Unicamp** A ingestão de cloreto de sódio, na alimentação, é essencial. Excessos, porém, causam problemas, principalmente de hipertensão.

O consumo aconselhado para um adulto situa-se na faixa de 1100 a 3300 mg de sódio por dia.

Pode-se preparar uma bela e apetitosa salada misturando-se 100 g de agrião (33 mg de sódio), 100 g de iogurte (50 mg de sódio) e uma xícara de requeijão cremoso (750 mg de sódio), consumindo-a acompanhada com uma fatia de pão de trigo integral (157 mg de sódio):

- Que percentual da necessidade diária mínima de sódio foi ingerido?
- Quantos gramas de cloreto de sódio deveriam ser adicionados à salada, para atingir o consumo diário máximo de sódio aconselhado?

Determinações da constante de Avogadro

A primeira determinação da constante de Avogadro foi feita em 1865, quando Josef Loschmidt, por meio da teoria cinética dos gases, estimou o número de partículas gasosas presentes em 1 mL de gás, nas CNTP. A partir dessa estimativa, uma regra de três simples determina a constante de Avogadro. Depois disso, seguiram-se outros métodos, como o eletroquímico, o radioativo, o da gota do ácido oleico e o da difração de raio X. Neste texto complementar, vamos destacar um desses métodos: o da gota do ácido oleico.

O ácido oleico é um ácido graxo, de cadeia carbônica longa, de característica anfifílica, ou seja, com um trecho polar e hidrofílico e outro apolar e hidrofóbico. O esquema a seguir mostra a representação típica do ácido oleico:

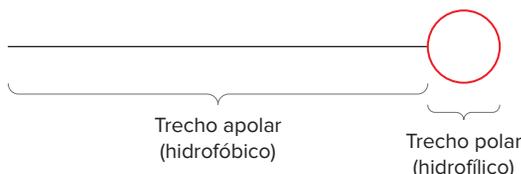


Fig. 4 Representação da molécula de ácido oleico.

Em virtude da característica anfifílica, quando se pinga uma gota de ácido oleico em água, o líquido se distribui na superfície em uma monocamada. Isso ocorre porque o trecho polar tem afinidade com a água, e o trecho apolar tem aversão à água. Esse efeito pode ser mostrado a seguir:

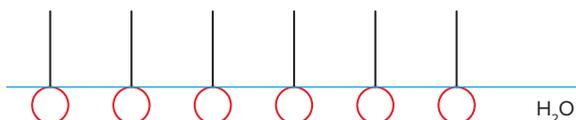


Fig. 5 Representação da gota de ácido oleico distribuída em uma monocamada na superfície da água.

No procedimento, coloca-se água em uma bacia e pulveriza-se talco em cima da superfície. A tensão superficial da água faz com que o talco depositado boie sobre a sua superfície. Após esse preparo, pinga-se uma gota de ácido oleico. Para se determinar o volume de uma gota é muito simples: gotejam-se 10 mL desse composto, contando-se o número de gotas. Dividem-se 10 mL pelo número de gotas, e teremos o volume de uma gota. Quando a gota se espalha em uma monocamada, ela desloca o talco para os lados, sendo possível, assim, medir com facilidade a área que a gota ocupa quando espalhada. Veja na figura a seguir:

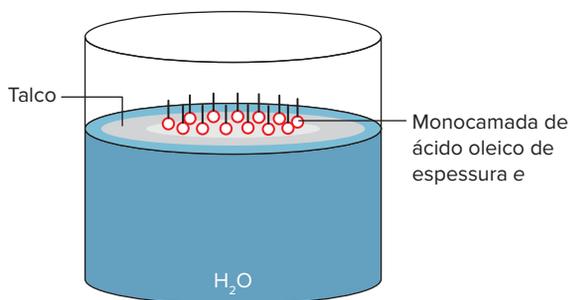


Fig. 6 Representação da gota de ácido oleico distribuída em uma monocamada sobre a superfície da água, deslocando o talco que repousava sobre essa superfície.

Dessa forma, temos:

$$V_{\text{gota}} = S \cdot e \Rightarrow e = \frac{V_{\text{gota}}}{S}$$

Como hipótese simplificadora, é comum adotarmos que a molécula ocupa o volume de um cubo de aresta e , que é a espessura da monocamada. De fato:

$$V_{\text{molécula}} = e^3 \Rightarrow V_{\text{molécula}} = \left(\frac{V_{\text{gota}}}{S} \right)^3$$

Conhecendo-se a densidade do ácido oleico, podemos escrever que:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow d = \frac{M}{V_{1\text{mol}}} \Rightarrow V_{1\text{mol}} = \frac{M}{d}$$

Como o ácido oleico tem fórmula $C_{18}H_{34}O_2$, massa molar 282 g/mol e densidade de 0,895 g/mL, temos:

$$V_{1\text{mol}} = \frac{282}{0,895} \Rightarrow V_{1\text{mol}} = 315,1 \text{ mL/mol}$$

Para finalizarmos a determinação, basta efetuarmos a seguinte regra de três:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \text{ --- } 315,1 \text{ mL} \\ 1 \text{ molécula} \text{ --- } \left(\frac{V_{\text{gota}}}{S} \right)^3 \end{array}$$

Portanto:

$$1 \text{ mol} = (315,1 \text{ mL}) \cdot \left(\frac{S}{V_{\text{gota}}} \right)^3 \text{ moléculas}$$

Resumindo

- Unidade de massa atômica (u) é a massa de $\frac{1}{12}$ do isótopo 12 do carbono.
- A massa atômica (MA) de um elemento é a média ponderada das massas de seus isótopos e pode ser calculada por meio da equação:

$$MA = \frac{M_1 \cdot P_1 + M_2 \cdot P_2 + M_3 \cdot P_3 + \dots}{P_1 + P_2 + P_3 + \dots}$$

- A massa molecular (MM) é a massa de 1 molécula e deve ser calculada pela soma das massas atômicas dos átomos que compõem a molécula. A massa fórmula é similar, mas o termo se aplica para compostos iônicos.
- A massa molar (M) é a massa de 1 mol de espécies químicas, que podem ser átomos, moléculas ou íons.
- A quantidade de 1 mol é a quantidade exata de $6,02214076 \cdot 10^{23}$, também conhecido como número de Avogadro.
- O número de mols de uma amostra é calculado através da seguinte expressão:

$$n = \frac{m}{M}$$

Quer saber mais?



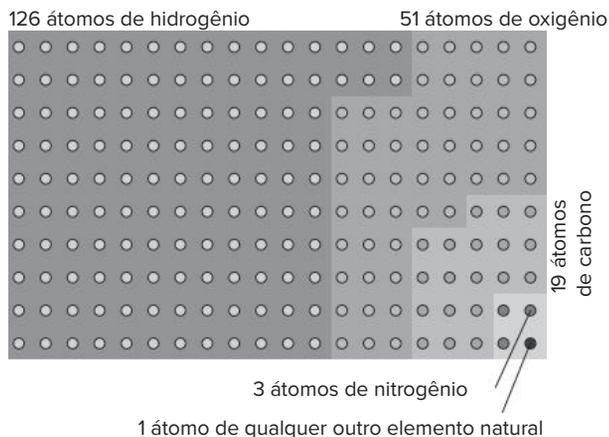
Sites

- Constante de Avogadro – É simples determiná-la em sala de aula
<<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc03/exper.pdf>>
- Espectroscopia de massa molecular
<www.portaleducacao.com.br/conteudo/artigos/farmacia/espectroscopia-de-massa-molecular/28443>

Exercícios complementares

- 1 Fuvest** O carbono ocorre na natureza como uma mistura de átomos dos quais 98,90% são ^{12}C e 1,10% são ^{13}C .
- Explique o significado das representações ^{12}C e ^{13}C .
 - Com esses dados, calcule a massa atômica do carbono natural.
Dados: massas atômicas: $^{12}\text{C} = 12,000$;
 $^{13}\text{C} = 13,003$.
- 2 Fuvest** O Brasil produz, por ano, aproximadamente, $5,0 \cdot 10^6$ toneladas de ácido sulfúrico, $1,2 \cdot 10^6$ toneladas de amônia e $1,0 \cdot 10^6$ toneladas de soda cáustica. Transformando-se toneladas em mols, a ordem decrescente de produção dessas substâncias será:
Dados: massas molares em g/mol
 $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98$, $\text{NaOH} = 40$ e $\text{NH}_3 = 17$
- A $\text{H}_2\text{SO}_4 > \text{NH}_3 > \text{NaOH}$ D $\text{NH}_3 > \text{NaOH} > \text{H}_2\text{SO}_4$
B $\text{H}_2\text{SO}_4 > \text{NaOH} > \text{NH}_3$ E $\text{NaOH} > \text{NH}_3 > \text{H}_2\text{SO}_4$
C $\text{NH}_3 > \text{H}_2\text{SO}_4 > \text{NaOH}$
- 3 Acafe 2016** Consultando a tabela periódica verificamos que a massa atômica do oxigênio é 16 u. Com base nas informações fornecidas e nos conceitos químicos, analise as afirmações a seguir.
- A massa de um átomo de oxigênio é 16 g.
 - A massa de um átomo de oxigênio é 16 vezes maior que um átomo de ^{12}C .
 - O átomo de oxigênio possui 8 elétrons em sua eletrosfera.
 - A massa de um átomo de bromo é 5 vezes maior que a massa de um átomo de oxigênio.
- Todas as afirmações corretas** estão em:
- A I – II – III
B III – IV
C II – III
D II – III – IV
- 4 Cesgranrio** Um frasco contém uma mistura de 16 gramas de oxigênio e 55 gramas de gás carbônico. O número total de moléculas dos 2 gases no frasco é de:
Dados: C = 12
O = 16
- A $1,05 \cdot 10^{22}$
B $1,05 \cdot 10^{23}$
C $1,05 \cdot 10^{24}$
D $1,35 \cdot 10^{24}$
E $1,35 \cdot 10^{23}$

- 5 **Uerj** O esquema adiante representa a distribuição média dos elementos químicos presentes no corpo humano.



SNYDER, Carl H. *The extraordinary chemistry of ordinary things*. New York: John Wiley & Sons, Inc., 1997. (Adapt.).

O elemento que contribui com a maior massa para a constituição do corpo humano é:

- A carbono
B oxigênio
C nitrogênio
D hidrogênio
- 6 **Mackenzie** O número total de átomos existente em 180 g de (ácido) etanoico ($\text{CH}_3 - \text{COOH}$) é:
Dado: Massa molar (g/mol): C = 12; O = 16; H = 1
A $3,6 \cdot 10^{24}$
B $4,8 \cdot 10^{24}$
C $1,44 \cdot 10^{25}$
D $2,88 \cdot 10^{25}$
E $1,08 \cdot 10^{26}$
- 7 **UFV** Joias de ouro são fabricadas a partir de ligas contendo, comumente, além desse metal, prata e cobre. Isso porque o ouro é um metal muito macio. Ouro 18 quilates, por exemplo, contém 75% de ouro, sendo o restante usualmente prata e cobre. Considerando uma pulseira que pesa 26,376 g, contendo 19,700 g de ouro, 4,316 g de prata e 2,540 g de cobre, a proporção de átomos de cada elemento (Au : Ag : Cu) nessa liga será:
Dados: Au = 197; Ag = 108; Cu = 63,5.
A 2,000 : 1,000 : 1,000
B 10,00 : 4,000 : 4,000
C 19,70 : 4,316 : 2,540
D 7,756 : 1,628 : 1,000
E 197,0 : 107,9 : 63,50
- 8 **Unicamp** Entre os vários íons presentes em 200 mililitros de água de coco há aproximadamente 320 mg de potássio, 40 mg de cálcio e 40 mg de sódio. Assim, ao beber água de coco, uma pessoa ingere quantidades diferentes desses íons, que, em termos de massa, obedecem à sequência: potássio > sódio = cálcio. No

entanto, se as quantidades ingeridas fossem expressas em mol, a sequência seria:

Dados de massas molares em g/mol: cálcio = 40; potássio = 39; sódio = 23.

- A potássio > cálcio = sódio.
B cálcio = sódio > potássio.
C potássio > sódio > cálcio.
D cálcio > potássio > sódio.
- 9 **Unesp** No ar poluído de uma cidade, detectou-se uma concentração de NO_2 correspondente a $1,0 \cdot 10^{-8}$ mol/L. Supondo que uma pessoa inale 3 litros de ar, o número de moléculas de NO_2 por ela inaladas é
A $1,0 \cdot 10^8$ C $1,8 \cdot 10^{16}$ E $6,0 \cdot 10^{23}$
B $6,0 \cdot 10^{15}$ D $2,7 \cdot 10^{22}$
- 10 **Unesp** Um químico quer extrair todo o ouro contido em 68,50 g de cloreto de ouro(III) di-hidratado, $\text{AuCl}_3 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$, através da eletrólise de solução aquosa do sal. Indique a massa de ouro obtida, após redução de todo o metal.
Dados: Massas molares: $\text{AuCl}_3 \cdot 2 \text{H}_2\text{O} = 342,5$ g/mol; Au = 200,0 g/mol
A 34,25 g. D 68,50 g.
B 40,00 g. E 100,0 g.
C 44,70 g.
- 11 **UEM 2015** Um mol representa o número de átomos em 12 gramas do átomo de carbono ^{12}C . Essa unidade de medida é utilizada para descrever quantidades muito grandes, como átomos e moléculas em determinadas substâncias. Já para a medida da massa dos átomos e das moléculas é utilizada a unidade de massa atômica (u); que é definida como 1/12 da massa do mesmo átomo ^{12}C . Considerando as definições apresentadas e que $1 \text{ mol} = 6 \cdot 10^{23}$ assinale o que for **correto**.
01 A massa atômica de 1 mol do átomo ^{12}C é $6 \cdot 10^{23}$ u.
02 Um grama do átomo ^{12}C contém $5 \cdot 10^{22}$ átomos.
04 Como a massa atômica do átomo de hidrogênio é 1 u e a de um átomo de oxigênio é 16 u então mol da molécula H_2O pesa 18 gramas.
08 $1 \text{ u} = 6 \cdot 10^{23}$ gramas.
16 Cada átomo ^{12}C pesa $7,2 \cdot 10^{-23}$ gramas.
Soma:
- 12 **FEI-SP** O vidro "VYCOR" é um tipo de vidro com elevado teor de sílica (96,3% de SiO_2 em massas); a parte restante é principalmente constituída de óxido de boro, com traços de alumínio, sódio, ferro e arsênio. É muito resistente quimicamente. O número de átomos de boro existentes em 1881 g de vidro "VYCOR" é:
Massas molares: B = 10,8 g/mol; O = 16,0 g/mol
Constante de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23}$
A $6,0 \cdot 10^{23}$ D $1,2 \cdot 10^{24}$
B $1,8 \cdot 10^{24}$ E $2,4 \cdot 10^{24}$
C $9,8 \cdot 10^{23}$

20 UFRGS Em 2012, após décadas de pesquisas, cientistas anunciaram, na Suíça, terem detectado uma partícula compatível com o denominado bóson de Higgs, partícula que dá origem à massa. Essa partícula foi detectada no maior acelerador de partículas do mundo, o Large Hadron Collider (LHC), onde são realizadas experiências que consistem em acelerar, em direções opostas, feixes de prótons em velocidades próximas à da luz, fazendo-os colidirem entre si para provocar sua decomposição. Nos experimentos realizados no LHC, são injetados, no acelerador, feixes contendo cerca de 100 bilhões de prótons, obtidos da ruptura de átomos de hidrogênio.

Para obter 100 bilhões de prótons, é necessária uma quantidade de átomos de hidrogênio de, aproximadamente,

- A $6,02 \cdot 10^{11}$ mols
 B $1,66 \cdot 10^5$ mols
 C $6,02 \cdot 10^1$ mols
 D $3,01 \cdot 10^{10}$ mols
 E $1,66 \cdot 10^{13}$ mols

21 Enem O brasileiro consome em média 500 miligramas de cálcio por dia, quando a quantidade recomendada é o dobro. Uma alimentação balanceada é a melhor decisão para evitar problemas no futuro, como a osteoporose, uma doença que atinge os ossos. Ela se caracteriza pela diminuição substancial de massa óssea, tornando os ossos frágeis e mais suscetíveis a fraturas.

Disponível em: <www.anvisa.gov.br>. Acesso em: 1 ago. 2012 (Adapt.).

Considerando-se o valor de $6 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ para a constante de Avogadro e a massa molar do cálcio igual a 40 g/mol, qual a quantidade mínima diária de átomos de cálcio a ser ingerida para que uma pessoa supra suas necessidades?

- A $7,5 \cdot 10^{21}$
 B $1,5 \cdot 10^{22}$
 C $7,5 \cdot 10^{23}$
 D $1,5 \cdot 10^{25}$
 E $4,8 \cdot 10^{25}$

22 Uece As porcentagens aproximadas, em massa, de MoO_3 e K_2O , existentes no dimolibdato de potássio, $\text{K}_2\text{Mo}_2\text{O}_7$, são respectivamente iguais a:

Dados: Mo = 96
 O = 16
 K = 39

- A 75,39% e 24,61%
 B 37,7% e 62,3%
 C 68,32% e 31,68%
 D 78,4% e 21,6%

23 UFRGS 2017 Por questões econômicas, a medalha de ouro não é 100% de ouro desde os jogos de 1912 em Estocolmo, e sua composição varia nas diferentes edições dos jogos olímpicos. Para os jogos olímpicos de 2016, no Rio de Janeiro, a composição das medalhas foi distribuída como apresenta o quadro a seguir.

Medalha	Composição em massa
Ouro	Prata (98,8%) e ouro (1,2%)
Prata	Prata (100%)
Bronze	Cobre (95%) e zinco (5%)

Considerando que as três medalhas tenham a mesma massa, assinale a alternativa que apresenta as medalhas em ordem crescente de número de átomos metálicos na sua composição.

Dados: Ag = 108; Au = 197; Cu = 63,5; Zn = 65,4

- A Medalha de bronze < medalha de ouro < medalha de prata.
 B Medalha de bronze < medalha de prata < medalha de ouro.
 C Medalha de prata < medalha de ouro < medalha de bronze.
 D Medalha de prata < medalha de bronze < medalha de ouro.
 E Medalha de ouro < medalha de prata < medalha de bronze.

24 Unicamp 2014 Obtém-se um sal de cozinha do tipo *light* substituindo-se uma parte do sal comum por cloreto de potássio. Esse produto é indicado para pessoas com problemas de pressão arterial alta.

Sabendo-se que a massa molar do sódio é menor que a do potássio, pode-se afirmar que, para uma mesma massa dos dois tipos de sal, no tipo *light* há

- A menos íons cloreto e mais íons sódio do que no sal comum.
 B mais íons cloreto e menos íons sódio do que no sal comum.
 C mais íons cloreto e mais íons sódio do que no sal comum.
 D menos íons cloreto e menos íons sódio do que no sal comum.

- 30 IME 2014** Em 19,9 g de um sal de cálcio encontra-se 0,15 mol desse elemento. Qual a massa molar do ânion trivalente que forma esse sal?
Dado: Ca = 40 g/mol
A 139 g/mol
B 278 g/mol
C 63,3 g/mol
D 126,6 g/mol
E 95 g/mol
- 31 PUC-Campinas 2017** Fertilizantes do tipo NPK possuem proporções diferentes dos elementos nitrogênio (N), fósforo (P) e potássio (K). Uma formulação comum utilizada na produção de pimenta é a NPK 4-30-16 que significa 4% de nitrogênio total, 30% de P_2O_5 e 16% de K_2O em massa. Assim, a quantidade, em mol, de P contida em 100 g desse fertilizante é de, aproximadamente,
Dados: massas molares ($g \cdot mol^{-1}$)
O = 16
P = 31,0
A 0,25
B 0,33
C 0,42
D 0,51
E 0,68
- 32 Unicamp** Responsável por 20% dos acidentes, o uso de pneu “careca” é considerado falta grave e o condutor recebe punição de 5 pontos na carteira de habilitação. A borracha do pneu, entre outros materiais, é constituída por um polímero de isopreno (C_5H_8) e tem uma densidade igual a $0,92 g \cdot cm^{-3}$. Considere que o desgaste médio de um pneu até o momento de sua troca corresponda ao consumo de 31 mols de isopreno e que a manta que forma a banda de rodagem desse pneu seja um retângulo de $20 cm \cdot 190 cm$. Para esse caso específico, a espessura gasta do pneu seria de, aproximadamente,
Dados de massas molares em $g \cdot mol^{-1}$: C = 12 e H = 1.
A 0,55 cm.
B 0,51 cm.
C 0,75 cm.
D 0,60 cm.
- 33 FGV-SP** As estações de energia térmica, especialmente aquelas que usam combustíveis, ex.: carvão ou óleo, com alto conteúdo de enxofre, emitem uma mistura de SO_2 e SO_3 . Essa mistura, que pode ser designada como SO_x , é um grande poluente atmosférico. Se a mistura é de 90% SO_2 e 10% SO_3 , por peso, qual é o valor do x em SO_x ?
A 2,10
B 2,04
C 2,08
D 2,15
E 2,12



FRENTE 3

CAPÍTULO

2

Gases

O ar atmosférico é uma mistura de gases muito robusta, capaz de sustentar corpos bem mais pesados do que ele mesmo, como os aviões. Na imagem, um avião está quebrando a barreira do som, algo que ocorre com a formação de uma onda de choque na forma de um cone. Neste capítulo, serão estudados o ar atmosférico e outros gases, analisando as suas características e propriedades.

Introdução

As moléculas que compõem a matéria podem se agregar de diferentes formas, com características bastante distintas, e cada forma de agregação é chamada de **estado físico**. No Ensino Médio, são estudados três estados físicos: **sólido, líquido e gasoso**.

O sólido se caracteriza por ter moléculas com forte coesão e organização na distribuição de partículas pelo espaço, formando cristais. O estado líquido também se caracteriza por ter moléculas com forte coesão, mas com distribuição irregular e aleatória de partículas no espaço. O estado gasoso se caracteriza por não apresentar coesão entre as partículas. Como consequência, não há qualquer forma de organização entre elas. O comportamento de uma única partícula no estado gasoso é imprevisível e não mensurável, ou seja, caótico. É justamente da palavra grega “*khaos*” que deriva a palavra “gás”, o que revela que o estado gasoso foi considerado, desde início de seu estudo, como um estado caótico da matéria.

Apesar de o comportamento de uma partícula gasosa ser aleatório, o comportamento de um número muito grande de partículas gasosas em um sistema pode ser mensurado por ser previsível. Isso será estudado neste capítulo por meio dos seguintes tópicos:

- Diferenças entre gases reais e gases ideais
- Variáveis de estado de um gás
- Transformações gasosas
- Equação de estado de um gás
- Misturas gasosas
- Densidade dos gases
- Lei de efusão e difusão

Antes de se iniciar um estudo mais detalhado dos itens mencionados anteriormente, é interessante discutir um pouco sobre o principal sistema gasoso que existe no nosso planeta, que é a atmosfera terrestre.

As impressões intuitivas sobre a atmosfera terrestre são, muitas vezes, equivocadas em relação à realidade. É comum achar que o ar atmosférico é muito mais leve do que realmente é. Para exemplificar, imagine uma sala de aula que comporta 50 alunos e possui 70 m² de área e 3 m de altura. Nesse ambiente, há aproximadamente 250 kg de ar. Ou seja, em 4 salas de aula juntas, há cerca de 1 tonelada de ar. Portanto, o ar atmosférico não é tão leve assim.

Outro ponto que deve ser analisado é o tamanho real da atmosfera. Em algumas representações, devido à necessidade de salientar a existência das camadas, a atmosfera terrestre é ilustrada com um tamanho muito maior do que tem na prática, dando ao leitor a impressão de que é imensa em relação ao tamanho do planeta.



Fig. 1 Representação comum da Terra e de sua atmosfera, com os tamanhos relativos fora de escala.

É preciso lembrar que o raio médio da Terra é de aproximadamente 6400 km, enquanto a atmosfera terrestre tem aproximadamente 650 km. Entretanto, praticamente toda a massa da atmosfera terrestre (99,99997%) se encontra nos 100 primeiros quilômetros. Acima da altitude de 16 km, há somente cerca de 10% da massa. Desse modo, pode-se considerar que a atmosfera é verdadeiramente significativa até cerca de 40 km de altitude. Ao se tomar esse valor como base, tem-se que a espessura da atmosfera é de, aproximadamente, 0,625% do raio da Terra. Para se ter uma ideia mais concreta, se a Terra fosse do tamanho de uma bola de basquete, a atmosfera teria $\frac{3}{4}$ de 1 mm, ou seja, seria a espessura de uma camada de tinta em volta da bola. Portanto, a atmosfera terrestre é extremamente fina. A imagem a seguir fornece uma real compreensão disso.



Fig. 2 Imagem da Terra e sua atmosfera fina, que pode ser observada pela faixa azul mais brilhante.

Outra característica da atmosfera terrestre é a existência de várias camadas. Desde a superfície até o espaço, tem-se, nesta ordem: troposfera, estratosfera, mesosfera e termosfera.

A troposfera é a camada de maior interesse para os seres humanos, pois é nela que habitamos, respiramos e sobrevivemos. Sua espessura vai do nível do mar até a altitude média de 15 km, e é nessa camada que ocorrem os fenômenos climáticos. Sua composição é constante ao longo de sua espessura, ou seja, **a porcentagem dos gases que compõem a atmosfera no nível do mar é a mesma no pico do Everest**.

Para o ar seco na troposfera, tem-se aproximadamente 78,1% de N₂, 20,9% de O₂, 0,93% de Ar (gás nobre argônio) e 0,04% de CO₂. A concentração de CO₂ vem aumentando rapidamente ao longo dos anos, problema que tem como consequência a intensificação do efeito estufa terrestre e o aquecimento global. A porcentagem restante, cerca de 0,03% do volume da atmosfera, é composta de outros gases, como gases nobres, metano e alguns poluentes. A análise desses dados significa que, em cidades muito altas, como La Paz, por exemplo, não há menor porcentagem de oxigênio do que em cidades litorâneas, como o Rio de Janeiro. Em La Paz, há menos ar do que no Rio de Janeiro, 40% menos, para ser mais preciso, mas a porcentagem de oxigênio é a mesma nas duas altitudes. Observe os números mostrados na tabela a seguir.

	Rio de Janeiro	La Paz
Pressão (atm)	1	0,6
Densidade do ar (kg/L)	1,2	0,72
Porcentagem de O ₂ (em volume)	20,9%	20,9%

Tab. 1 Comparativo sobre algumas características do ar em cidades com altitudes distintas, mostrando que o teor de oxigênio se mantém fixo na troposfera.

Já que a composição da atmosfera terrestre é fixa nos primeiros 15 km de altura, é importante calcular a sua massa molar média, que é dada pela média ponderada. Considerando a composição do ar na troposfera, tem-se:

$$\bar{M} = \frac{M_{N_2} \cdot P_{N_2} + M_{O_2} \cdot P_{O_2} + M_{Ar} \cdot P_{Ar} + M_{CO_2} \cdot P_{CO_2}}{100\%} \therefore$$

$$\bar{M} = \frac{28 \cdot 78,1\% + 32 \cdot 20,9\% + 40 \cdot 0,93\% + 44 \cdot 0,04\%}{100\%} \therefore$$

$$\bar{M} = 28,95 \text{ g/mol}$$

Ao se levar em consideração que ainda existem 0,03% de outros gases na atmosfera, chega-se ao valor de referência da IUPAC para a massa molar média do ar seco, que é:

$$\bar{M}_{\text{ar seco}} = 28,96 \text{ g/mol}$$

Gases reais e gases ideais

A mistura gasosa que compõe a atmosfera terrestre tem algumas características que serão estudadas:

- As moléculas gasosas são muito menores do que o espaço vazio que as circunda. Isso quer dizer que, mesmo as moléculas de diferentes gases tendo tamanhos bem distintos, todas elas, grandes ou pequenas, são praticamente pontuais em relação ao espaço total que ocupam. A intuição pode induzir ao pensamento de que moléculas grandes ocupam maior volume do que moléculas pequenas, mas, para o caso dos gases, isso é falso. Nas condições do ambiente, por exemplo, as moléculas de um gás têm, aproximadamente, 0,1% do volume do espaço vazio que as circunda. Se uma molécula tem o dobro do tamanho de outra, isso praticamente não interfere no volume ocupado, pois uma representa 0,1% do volume total, e a outra representa 0,2%. Em ambos os casos, o volume das moléculas é desprezível em relação ao volume do recipiente que as contém.
- As forças de interação entre as moléculas são de natureza predominantemente eletrostática. Isso porque as forças gravitacionais são desprezíveis entre as moléculas, dado o fato de as massas moleculares serem muito pequenas. Todavia, as forças de natureza eletrostática diminuem drasticamente com o aumento da distância entre as cargas. Já se sabe que a distância entre as moléculas gasosas é bem maior do que o seu próprio tamanho. Além disso, elas têm uma soma de cargas nula, ou seja, a soma de cargas positivas é igual à soma de cargas negativas. Devido a esses fatores, as forças de interação entre as moléculas gasosas são muito pequenas na maior parte do tempo.

Elas só se tornam significativas quando as moléculas estão muito próximas (pouco antes do choque, no choque e pouco depois do choque entre elas).

Desse modo, os gases que existem de fato, chamados de **gases reais**, têm duas características muito singulares:

- O volume de suas moléculas é praticamente desprezível.
- As moléculas gasosas têm interações praticamente desprezíveis entre si.

Estudar um gás real, levando-se em conta propriedades praticamente desprezíveis, atrapalha e dificulta os cálculos, não tendo relevância no resultado final.

Assim, para facilitar o estudo dos gases, foram consideradas duas hipóteses simplificadoras: o volume das moléculas gasosas é nulo (moléculas pontuais) e as interações entre as moléculas são nulas no período entre os choques. Um gás com essas características não existe e é chamado de **gás ideal**. Como se pode perceber, o ar atmosférico é um gás real, mas não muito diferente do modelo do gás ideal. Então, os estudiosos se propuseram a desprezar fatores que são insignificantes para facilitar o estudo de um assunto tão complexo como os gases.

Certamente, existem gases que, na prática, não podem ter seu comportamento associado ao do gás ideal. São gases em que as moléculas estão muito próximas, chocam-se com frequência e que, portanto, têm o espaço vazio entre suas moléculas reduzido (por exemplo, gases submetidos a altíssimas pressões, como em câmaras de elevada taxa de compressão). Para esses gases reais, cujo comportamento não se aproxima do modelo do gás ideal, há um estudo bem mais complexo para avaliar o seu comportamento e as suas propriedades.

Um gás ideal tem como principais especificidades, segundo a **teoria cinética dos gases**:

- moléculas com movimento retilíneo e uniforme no período entre os choques.
- moléculas com volume desprezível em relação ao espaço vazio que as circunda.
- forças de interação nulas no período entre os choques.
- colisões perfeitamente elásticas entre as moléculas.
- tempo de colisão desprezível em relação ao tempo gasto no período entre as colisões.

A partir deste momento, serão estudados o modelo do gás ideal e as suas propriedades.

Variáveis de estado

As variáveis de estado são as grandezas que determinam o comportamento de um gás. São três: **pressão**, **volume** e **temperatura**.

Pressão

O conceito de pressão é primitivo e intuitivo. Está relacionado à força e à área de aplicação dessa força. Por exemplo: quando uma bailarina está apoiada sobre os seus pés totalmente plantados no chão, o seu peso exerce sobre o chão uma pressão em toda a área dos pés. Mas, se essa bailarina ficar apoiada sobre as pontas dos pés, a pressão sobre o chão aumenta. Isso porque, apesar de a força peso ser a mesma, a área de aplicação da força diminuiu. Se essa

mesma bailarina, com os pés totalmente plantados no chão, pegar uma criança no colo, a pressão sobre o chão também vai aumentar, pois, apesar de a área de aplicação da força ser a mesma, a força peso aumentou.



Fig. 3 A bailarina exerce grande pressão sobre o chão quando se mantém na ponta do pé.

Portanto, a pressão cresce com o aumento da força aplicada e também com a diminuição da área de aplicação da força. Assim, define-se pressão como a razão entre o módulo da força aplicada e a área de aplicação da força. Para que a força aplicada exerça pressão sobre uma superfície, ela deve ser aplicada na direção perpendicular a essa superfície.

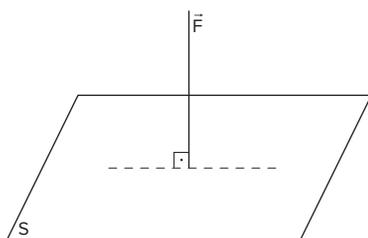


Fig. 4 Representação de uma força sendo aplicada na direção perpendicular a uma superfície de área S .

$$P = \frac{F}{S}$$

Entretanto, se a força for aplicada em uma direção não perpendicular, deve-se decompor essa força nas direções ortogonais e tomar apenas a componente normal. Observe a representação a seguir.

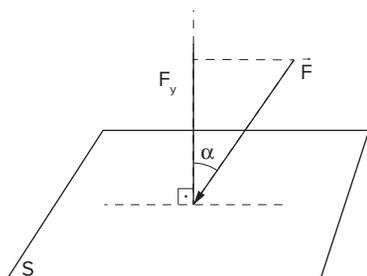


Fig. 5 Representação de uma força e sua componente normal sendo aplicada a uma superfície de área S .

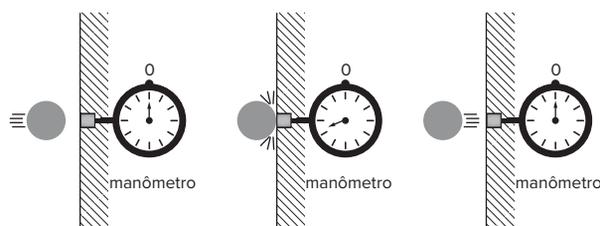
Nesse caso, a pressão deve ser calculada por meio da seguinte fórmula:

$$P = \frac{F_y}{S} \therefore P = \frac{F \cdot \cos \alpha}{S}$$

Contudo, a pressão exercida por moléculas gasosas envolve muito mais complexidade, já que elas atuam sobre as paredes do recipiente por meio de uma pressão intermitente, que só acontece quando a molécula exerce força sobre o recipiente. E isso só ocorre no momento do contato, ou seja, no choque da molécula contra as paredes do recipiente.

Ao pensar em uma única molécula gasosa dentro de um recipiente, ela exerce pressão apenas em alguns momentos muito singulares, passando a maior parte do tempo sem entrar em contato com as paredes. Mas como explicar que um gás dentro de um recipiente exerce uma pressão aparentemente constante em toda a superfície? A resposta está no fato de que, dentro de um recipiente contendo um gás, existem muitas moléculas, que atingem a ordem de sextilhões ou septilhões.

Suponha que um manômetro (aparelho que mede pressão) esteja acoplado a determinada face de um recipiente. Observe o funcionamento desse aparelho por meio do esquema a seguir.



A molécula gasosa se aproxima da parede do recipiente. O manômetro indica pressão nula.

Exato instante do choque da molécula gasosa contra a parede do recipiente. O manômetro indica a pressão exercida pelo choque.

Após o choque, a molécula se afasta da parede do recipiente. O manômetro volta a indicar pressão nula.

Fig. 6 Esquema que mostra o resultado do choque de uma molécula contra a parede do recipiente.

Quando várias moléculas se chocam contra as paredes do recipiente em um intervalo de tempo muito curto, a tendência é que o ponteiro do manômetro fique indo e voltando várias vezes em um único segundo, como se estivesse tremendo.

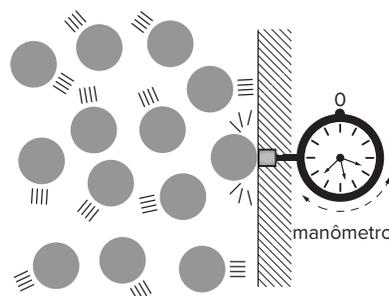


Fig. 7 Esquema que mostra o comportamento de um manômetro quando várias moléculas se chocam contra as paredes do recipiente.

Entretanto, quanto maior for a frequência de choques das moléculas contra as paredes do recipiente, o ponteiro vai oscilar cada vez menos, até que, para uma frequência de choques extremamente elevada, o ponteiro se estabelece em uma posição fixa, indicando um valor de pressão média.

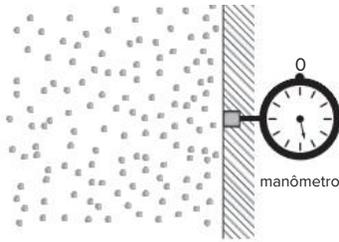


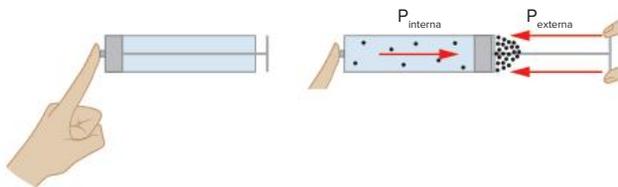
Fig. 8 Esquema que mostra o manômetro indicando uma pressão “constante” quando um enorme número de moléculas se choca contra as paredes do recipiente.

Portanto, pode-se concluir que:

A pressão exercida por um gás é o resultado dos choques das moléculas gasosas contra as paredes do recipiente.

Do mesmo modo, quando a pressão exercida pelo ar atmosférico incide sobre o corpo de uma pessoa, isso é o resultado dos choques das moléculas que compõem o ar contra o corpo do indivíduo. Por mais que a pressão exercida pelas moléculas de ar seja intermitente, o conjunto de todos esses choques com altíssima frequência tem todas as características de uma pressão constante.

Um outro exemplo mostra o resultado desses choques que resultam naquilo que chamamos de pressão. Se pegarmos uma seringa (sem agulha) com o êmbolo na posição que deixa o volume interno praticamente nulo, taparmos o seu orifício com o dedo e puxarmos esse êmbolo para fora, sentiremos uma força significativa que empurra o êmbolo novamente para dentro. Isso é o resultado da pressão atmosférica, ou seja, é o ar que exerce essa força.



O êmbolo está na posição em que há ar apenas entre ele e o dedo. Nesse caso, a pressão do ar nesse espaço e no ar atmosférico é a mesma. O êmbolo está em posição de equilíbrio.

Quando o êmbolo é puxado para fora, as mesmas moléculas que ocupavam o pequeno espaço da imagem anterior ocupam agora a seringa quase por inteiro. Assim, a concentração de moléculas na seringa diminui, reduzindo a frequência de choques das moléculas gasosas contra a parede interna do êmbolo. Do lado de fora, o ar exerce sobre a parede externa do êmbolo a sua pressão habitual. Essa diferença entre a pressão interna e a externa resulta em uma força que empurra o êmbolo para dentro.

Fig. 9 Representação esquemática que explica a diferença de pressão através da diferença de frequência de choques entre as paredes interna e externa de um êmbolo.

Agora que já se sabe que os gases exercem pressão por meio dos choques de suas moléculas contra uma superfície, será estudado de maneira mais específica o caso da pressão atmosférica.

A primeira medida da pressão atmosférica foi feita por um cientista chamado Evangelista Torricelli, entre os anos de 1643 e 1646. Essa experiência se baseou em um

problema estudado por Galileu Galilei relacionado ao bombeamento de água para níveis mais elevados, que se deu por volta de 1630. A experiência de Torricelli consiste em pegar um tubo de aproximadamente 1 m de comprimento, aberto em uma de suas extremidades, e completar o seu conteúdo com mercúrio (metal líquido). Fecha-se a extremidade aberta, vira-se o tubo de cabeça para baixo e mergulha-se a extremidade que foi fechada em um recipiente raso contendo mais mercúrio. Depois de mergulhada a boca que foi fechada, libera-se essa extremidade, deixando escoar o mercúrio para fora do tubo até que se atinja uma situação de equilíbrio. Quando se realiza essa experiência no nível do mar, a coluna de mercúrio se estabiliza a 76 cm (ou 760 mm) do nível externo do mercúrio. Veja a representação a seguir:

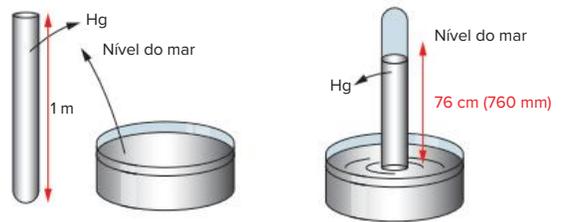


Fig. 10 Representação esquemática do experimento de Torricelli para medir a pressão atmosférica.

Alguns aspectos desse importante experimento devem ser destacados:

- A altura da coluna de um fluido é uma medida de pressão. Portanto, esse experimento mede o valor da pressão atmosférica no nível do mar como sendo 76 cm de Hg (760 mm de Hg). Mas como provar que altura de um fluido não é uma unidade de medida de comprimento, mas sim uma unidade de medida de pressão? Seja uma coluna de um fluido, como se mostra na figura a seguir.

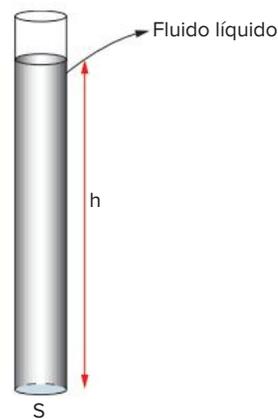


Fig. 11 Tubo contendo um fluido líquido.

A pressão exercida por esse líquido no fundo do tubo é dada por:

$$P = \frac{F}{S} \text{ (equação I)}$$

Mas a força exercida sobre o fundo do tubo é o peso do fluido líquido. Logo:

$$F = m \cdot g \text{ (equação II)}$$

Assim, substituindo (II) em (I), tem-se:

$$P = \frac{m \cdot g}{S} \text{ (equação III)}$$

A densidade do fluido é dada por:

$$d = \frac{m}{V} \therefore m = d \cdot V \text{ (equação IV)}$$

Como o volume do fluido é dado pelo produto entre a área da base e a sua altura, obtém-se:

$$V = S \cdot h \text{ (equação V)}$$

Substituindo (V) em (IV), tem-se:

$$m = d \cdot (S \cdot h) \text{ (equação VI)}$$

Substituindo (VI) em (III), tem-se:

$$P = \frac{dSh \cdot g}{S} \therefore P = dgh \text{ (equação VII)}$$

A equação VII é uma das relações fundamentais da ciência, conhecida como **teorema de Stevin**. Essa equação mostra que a pressão pode ser medida pela altura de um fluido. Da mesma forma, uma importante consequência dessa equação é que a diferença de pressões entre dois pontos de um mesmo fluido pode ser dada por:

$$\Delta P = dg \cdot \Delta h \text{ (equação VIII)}$$

Portanto, pontos de mesma altura têm a mesma pressão. Observe a figura a seguir.

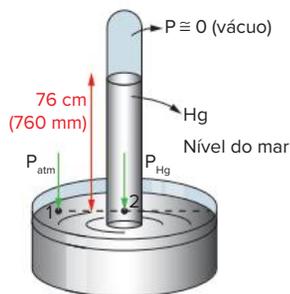


Fig. 12 Representação da experiência de Torricelli para medir a pressão atmosférica ao nível do mar.

Como os pontos 1 e 2 têm a mesma altura, incide sobre eles a mesma pressão. Sobre o ponto 1, atua uma coluna de um fluido gasoso, o ar atmosférico. Portanto, a pressão que incide sobre o ponto 1 é a **pressão atmosférica**. Sobre o ponto 2, incide uma coluna de um fluido líquido, que é o metal mercúrio. Assim:

$$P_1 = P_2 \therefore P_{atm} = P_{Hg} \therefore P_{atm} = 76 \text{ cmHg (760 mmHg)}$$

A unidade mmHg também pode ser chamada de **Torr**, em homenagem a Torricelli.

É possível transformar esse valor para unidades do Sistema Internacional de Unidades (SI), que, no caso da

pressão, seria N/m^2 (força/área). Essa unidade também pode ser chamada de **pascal**, cujo símbolo é Pa.

$$P_{atm} = P_{Hg} \therefore P_{atm} = dgh$$

Como a densidade do mercúrio é de $13,6 \text{ g/cm}^3$, a aceleração da gravidade é de $9,8 \text{ m/s}^2$ e a altura da coluna é de 76 cm , tem-se:

$$P_{atm} = dgh \therefore P_{atm} = 13,6 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot 9,8 \frac{\text{m}}{\text{s}^2} \cdot 76 \text{ cm} \therefore$$

$$P_{atm} = 13,6 \frac{10^3 \text{ kg}}{\text{cm}^3} \cdot 9,8 \frac{\text{m}}{\text{s}^2} \cdot 76 \therefore P_{atm} \cong 10,13 \frac{\text{N}}{\text{cm}^2}$$

$$P_{atm} \cong 10,13 \frac{\text{N}}{(10^{-2} \text{ m})^2} \therefore P_{atm} \cong 1,013 \cdot 10^5 \frac{\text{N}}{\text{m}^2}$$

$$\text{Ou também: } P_{atm} \cong 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

Há ainda uma outra unidade de medida de pressão chamada **bar**. Ela é praticamente igual a pressão atmosférica ao nível do mar e tem-se que:

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$$

- O mercúrio foi escolhido como o fluido líquido na experiência de Torricelli por duas principais razões. A primeira é que, sendo um fluido de alta densidade, o tamanho da coluna não seria tão grande, não havendo a necessidade de tubos de ensaio com comprimento inviável. Para se ter uma ideia, se em vez de mercúrio fosse usada a água, a altura da coluna teria pouco mais de 10 m.

O segundo motivo é que o mercúrio é um líquido que praticamente não evapora. Em comparação com a água, ele evapora aproximadamente 3200 vezes menos. Como consequência disso, a pressão acima da coluna de mercúrio é praticamente nula (vácuo). Assim, a pressão exercida no ponto 2 da figura 12 é praticamente a pressão exercida pela coluna de mercúrio líquido. Se o líquido fosse a água, por exemplo, ela evaporaria de tal forma que acima de sua coluna haveria uma pressão pequena, mas significativa, de vapor d'água. Portanto, no ponto 2, estariam agindo a pressão exercida pela coluna de água e a exercida pelo vapor d'água acima da coluna. Desse modo, a presença significativa de vapor mascara o valor da pressão a ser medida, pois ela não será mais apenas aquilo indicado pela coluna de líquido.

- Quando se realiza esse mesmo experimento em altitudes mais elevadas, o tamanho da coluna de mercúrio não será mais de 76 cm. Isso porque a densidade do ar atmosférico vai diminuindo com o aumento da altitude, o que resulta em diminuição da pressão atmosférica. Pode-se fazer analogia com o tamanho da coluna de ar, que vai diminuindo com o aumento da altitude, o que resulta, para uma situação de equilíbrio, em uma diminuição da coluna de mercúrio na experiência de Torricelli. Veja a figura a seguir:

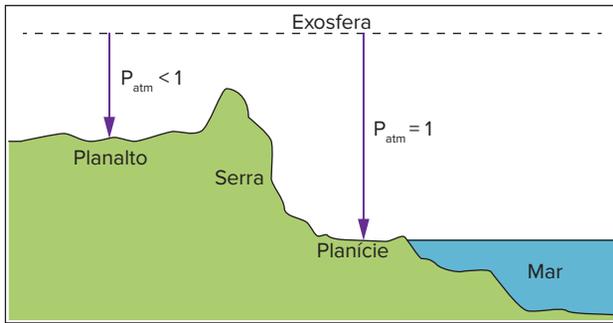


Fig. 13 Diferença da pressão atmosférica em função da altitude.

No nível do mar, atribui-se à pressão atmosférica o valor de 1 atm, já que a pressão que incide sobre essa altitude é a de 1 atmosfera terrestre inteira. A cada 5,6 km de altitude, aproximadamente, a pressão atmosférica cai pela metade.

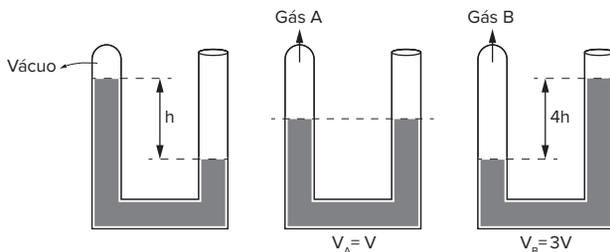
- O aparelho utilizado para medir a pressão atmosférica é chamado de **barômetro**.
- A relação entre as principais unidades de medida de pressão é dada por:

$$1 \text{ atm} = 76 \text{ cmHg} = 760 \text{ mmHg (Torr)} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$$

Exercícios resolvidos

- 1 Considere três tubos em U, com uma extremidade aberta e a outra fechada, conforme mostrado na imagem a seguir.

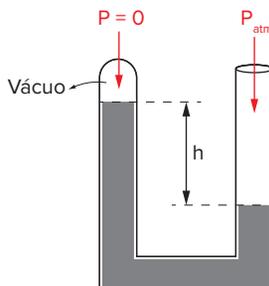


A parte cinza representa mercúrio líquido. Os três tubos se encontram no mesmo ambiente, cuja pressão atmosférica é de 1 atm. Qual o valor da pressão de B?

Resolução:

Segundo o teorema de Stevin, a diferença de pressões é dada por: $\Delta P = dg\Delta h$

Para o primeiro tubo, temos:

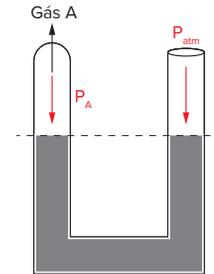


Onde há vácuo, a pressão é zero. A superfície do líquido que está na extremidade aberta do tubo está submetida à pressão atmosférica.

Como $\Delta P = P_{\text{maior}} - P_{\text{menor}}$, temos:

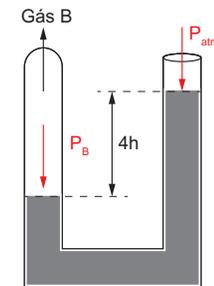
$$P_{\text{maior}} - P_{\text{menor}} = dg\Delta h \therefore P_{\text{atm}} - 0 = dgh \therefore P_{\text{atm}} = dgh \text{ (i)}$$

No segundo tubo, como não há diferença de altura nas duas extremidades, temos:



$$P_{\text{maior}} - P_{\text{menor}} = dg\Delta h \therefore P_A - P_{\text{atm}} = dg \cdot 0 \therefore P_A = P_{\text{atm}} \text{ (ii)}$$

Para o terceiro tubo, temos:



$$P_{\text{maior}} - P_{\text{menor}} = dg\Delta h \therefore P_B - P_{\text{atm}} = dg4h \text{ (iii)}$$

Substituindo (i) em (iii), obtém-se:

$$P_B - P_{\text{atm}} = 4dgh \therefore P_B - P_{\text{atm}} = 4 P_{\text{atm}} \therefore P_B = 5P_{\text{atm}} \therefore P_B = 5 \text{ atm}$$

O dado do volume não foi utilizado nesse problema, mas será empregado em um outro exercício resolvido mais à frente.

- 2 A altura de uma coluna de certo líquido é uma unidade de medida de pressão, não de comprimento. Sendo assim, qual o valor da pressão de 8 m de óleo, cuja densidade é de 0,9 g/cm³, nas unidades a seguir?

- A Pa
- B atm
- C mmHg (Torr)
- D bar

Resolução:

a) Pelo teorema de Stevin:

$$P = dgh \therefore P = 0,9 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot 9,8 \frac{\text{m}}{\text{s}^2} \cdot 8 \text{ m} \therefore$$

$$P = 70,56 \frac{10^{-3} \text{ kg}}{(10^{-2} \text{ m})^3} \cdot \frac{\text{m}}{\text{s}^2} \cdot \text{m} \therefore P = 70,56 \cdot 10^3 \frac{\text{N}}{\text{m}^2} \therefore$$

$$P = 7,056 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

b) Como $1 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ e, pelo item anterior,

$$P = 7,056 \cdot 10^4 \text{ Pa} \therefore P = 7,056 \cdot 10^4 \frac{1}{1,013 \cdot 10^5} \text{ atm} \therefore P \cong 0,7 \text{ atm}$$

c) Como $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$, temos:

$$P \cong 0,7 \text{ atm} \therefore P \cong 0,7 \text{ atm} \cdot 760 \text{ mmHg} \therefore P = 532 \text{ mmHg}$$

d) Como $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$, temos:

$$P = 7,056 \cdot 10^4 \text{ Pa} \therefore P = 7,056 \cdot 10^4 \cdot \frac{1}{10^5} \text{ bar} \therefore P = 0,7056 \text{ bar}$$

Temperatura

Uma noção intuitiva de temperatura é que se refere a uma grandeza que mede se um meio está mais quente ou mais frio que outro. Entretanto, o conceito de temperatura é bem mais técnico e menos intuitivo do que o conceito de pressão que acabou de ser estudado. A definição formal de temperatura para um gás é:

Temperatura é uma medida da energia cinética média translacional das partículas do meio gasoso.

Suponha dois gases A e B, em que A se encontra a $30 \text{ }^\circ\text{C}$ e B a $40 \text{ }^\circ\text{C}$. Qual é o gás que tem as moléculas mais velozes?

Pode-se pensar que é o gás B. Contudo, com os dados fornecidos, não é possível saber qual dos dois gases tem as moléculas mais velozes. A confusão tem como origem um conceito de temperatura muito difundido e bastante incompleto que diz que temperatura é uma medida do grau de agitação das moléculas. Devido a esse conceito, pode ocorrer a interpretação errônea de que a agitação das moléculas se refere às suas velocidades. Mas isso é falso, pois essa agitação se refere à energia cinética.

Ao analisar a equação a seguir, percebe-se que é possível que um gás mais quente (temperatura mais alta e, portanto, maior energia cinética das partículas), por possuir moléculas mais pesadas, tenha partículas menos velozes do que um gás mais frio, mas que tenha partículas mais leves.

$$E_c = \frac{m \cdot v^2}{2}$$

Observe o caso a seguir:

- Gás A (1 mol de hélio) e $v = 450 \text{ m/s}$.
- Gás B (1 mol de dióxido de enxofre) e $v = 440 \text{ m/s}$.

Com isso:

$$E_{c,\text{He}} = \frac{4 \cdot 10^{-3} \text{ kg} \cdot \left(\frac{450 \text{ m}}{\text{s}}\right)^2}{2} \therefore E_{c,\text{He}} = 405 \text{ J}$$

$$E_{c,\text{SO}_2} = \frac{64 \cdot 10^3 \text{ kg} \cdot \left(\frac{440 \text{ m}}{\text{s}}\right)^2}{2} \therefore E_{c,\text{SO}_2} = 6195,2 \text{ J}$$

Note que, apesar de o gás A ter as moléculas mais velozes, a energia cinética de suas partículas é menor, o que certamente resulta no fato de o gás A estar mais frio (temperatura menor) do que o gás B.

A definição menciona a energia cinética **média** das partículas, porque, em um recipiente contendo um gás em uma temperatura uniforme, as moléculas apresentam velocidades distintas e, conseqüentemente, diferentes energias cinéticas. A temperatura de um gás é uma medida da energia cinética média das partículas. O gráfico a seguir ilustra o que foi explicado anteriormente.

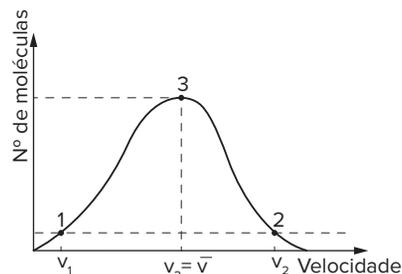


Fig. 14 Distribuição das velocidades translacionais das partículas gasosas de um sistema gasoso a uma temperatura T .

Note que, nos pontos 1 e 2, o gráfico revela que poucas são as moléculas com velocidade muito alta (v_2) ou muito baixa (v_1). A maioria das moléculas tem uma velocidade intermediária, muito próxima da velocidade média ($v_3 = v_{\text{média}} = \bar{v}$).

Vale ressaltar que as velocidades de rotação e de vibração interna das moléculas gasosas não têm influência na temperatura. A prova disso é que, se for elevada apenas a velocidade de rotação dessas partículas, isso não aumentaria a frequência de choques dessas moléculas contra as paredes do recipiente, ou seja, a pressão exercida por esse gás permaneceria a mesma. Desse modo, a temperatura, portanto, continuaria a mesma, já que o aquecimento aumenta a pressão exercida por um gás a volume constante.

Logo:

$$\bar{E}_{c,\text{translacional}} = k \cdot T$$

O fator de proporcionalidade (k) é o mesmo para todos os gases. Assim:

$$\bar{E}_{c,\text{translacional}} = k \cdot T \therefore \frac{m \cdot \bar{v}^2}{2} = k \cdot T$$

A massa (m) e o fator de proporcionalidade (k) são valores positivos. A velocidade pode ter qualquer valor, mas, quando se eleva esse valor ao quadrado, o número resultante é um valor não negativo. Portanto, matematicamente, a temperatura deve ser um número maior ou igual a zero:

$$T \geq 0$$

Então, como explicar temperaturas negativas de $-10 \text{ }^\circ\text{C}$, por exemplo? As escalas Celsius e Fahrenheit são chamadas de **escalas relativas**, pois não medem a energia cinética média das moléculas, mas são expressas em números que estão associados a essas medidas, chamadas de **escalas absolutas**. Um exemplo muito importante e de uso frequente de escala absoluta é a escala **Kelvin**.

Para que uma escala de temperatura seja absoluta (e, portanto, meça a energia cinética média das partículas), ela deve admitir como valor mínimo o zero. Ou seja, um sistema a zero Kelvin (0 K) tem energia cinética média translacional nula. Mas como relacionar uma escala relativa como Celsius e uma escala absoluta como Kelvin? Isso foi feito tomando-se um gás em um recipiente fechado e medindo-se a pressão desse gás em temperaturas distintas. O resultado é um gráfico de pressão *versus* temperatura, que para os gases ideais é uma reta.

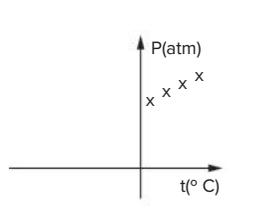


Fig. 15 Cada ponto destacado na curva $P \times t$ representa o valor da pressão de um gás confinado em um recipiente indeformável em diferentes temperaturas.

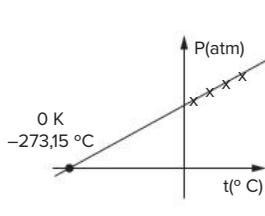


Fig. 16 A união desses pontos resulta em uma reta para qualquer gás ideal. O prolongamento para $P = 0$ indica que as partículas não transladam em pressão nula. Esse é o zero absoluto, que se dá a $-273,15^\circ\text{C}$.

O valor de $-273,15^\circ\text{C}$ pode ser aproximado para -273°C . Com isso, é possível estabelecer a seguinte relação entre as duas escalas:

$$T(\text{K}) = t(^{\circ}\text{C}) + 273$$

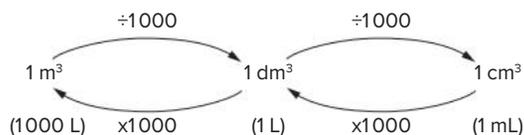
Essa relação é importante na resolução de problemas, pois, em geral, a temperatura é fornecida em $^{\circ}\text{C}$, mas as relações matemáticas que descrevem o comportamento de um gás devem ter a temperatura para valores em Kelvin (**K**), pois apenas a temperatura em escala absoluta mede, de fato, a energia cinética média das partículas.

Volume

O volume é o espaço ocupado por um gás. Essa medida significa que estamos contabilizando, através de uma soma, o volume das moléculas gasosas e o volume do espaço vazio que as circunda. Para o caso específico do gás ideal, o volume das moléculas é igual a zero, sendo que o volume ocupado nada mais é do que o volume do espaço vazio delimitado pelas paredes do recipiente que contém esse gás.

O volume, portanto, não é uma característica do gás, mas do recipiente que o contém. Isso faz sentido, já que um mesmo gás pode ocupar diferentes volumes, ou seja, pode ser acondicionado em recipientes de tamanhos distintos, o que resulta em pressões e/ou temperaturas diferentes.

Deve-se ter atenção com as transformações de unidades. Para isso, sugere-se que as observações cotidianas sejam sempre lembradas. Uma caixa-d'água tradicional tem 1000 L e dimensões equivalentes a um cubo de 1 m de aresta. Portanto, $1\text{ m}^3 = 1000\text{ L}$. Mas $1\text{ m}^3 = (10\text{ dm})^3 = 1000\text{ dm}^3$. Da mesma forma, $1\text{ dm}^3 = (10\text{ cm})^3 = 1000\text{ cm}^3$. Logo:



Transformações gasosas

Uma transformação gasosa é qualquer mudança nas variáveis de estado de um gás que mantém constante o seu número de mols.

Quando um gás confinado em um recipiente hermeticamente fechado é aquecido, tem a sua pressão e/ou o seu volume alterados. Trata-se de uma transformação gasosa, pois houve alteração nas variáveis de estado, sem que houvesse variação no número de mols do gás (recipiente fechado).

Porém, se um gás tem a sua pressão alterada dentro de um recipiente porque ele está vazando, tem-se uma mudança nas variáveis de estado desse gás, mas isso não é uma transformação gasosa, porque há mudança no número de mols do gás no volume do recipiente.

As transformações gasosas começaram a ser pesquisadas na segunda metade do século XVII, inicialmente de maneira amadora. As publicações mais técnicas e com respaldo da metodologia científica ocorreram entre 1662 e 1787 e serão estudadas a partir deste momento.

Isotérmica

É o tipo de transformação que um gás sofre quando a temperatura é mantida constante e o mais fácil de ser percebido. Por isso foi o primeiro a ser estudado e a ter resultados publicados, em 1662, por Robert Boyle e, de maneira independente, em 1676, por Edme Mariotte. Portanto, essa transformação também é chamada de lei de Boyle-Mariotte, ou simplesmente **lei de Boyle**.

Uma transformação isotérmica ocorre quando um êmbolo de um cilindro contendo um gás é puxado ou empurrado de modo que não se faça isso de maneira muito rápida. Ao pressionar um êmbolo, o volume do gás é reduzido e vice-versa. A condição de não se fazer isso muito depressa é porque, quando um gás é pressionado rapidamente, ele esquenta, e a temperatura passa a não ser mais constante. O mesmo ocorre quando um gás é despressurizado rapidamente e esfria. Esse é o princípio de funcionamento de uma geladeira. O gás da geladeira é pressionado atrás dela pelo compressor (por isso a parte de trás da geladeira é quente) e perde pressão quando entra em uma serpentina dentro do congelador.

Boyle, por meio de suas medições, concluiu que à temperatura constante, ao dobrar a pressão, o volume era reduzido pela metade. Ao triplicar a pressão, o volume era reduzido a um terço e assim por diante. Esse comportamento experimental mostra que, quando a temperatura é constante, **pressão e volume são grandezas inversamente proporcionais**, ou seja, o produto entre elas é constante para transformações isotérmicas.

A curva que revela o comportamento de duas grandezas inversamente proporcionais é uma hipérbole equilátera. Sabendo que transformar um gás é passá-lo de um estado 1 (inicial) para um estado 2 (final), observe como fica um gráfico típico de uma transformação isotérmica:

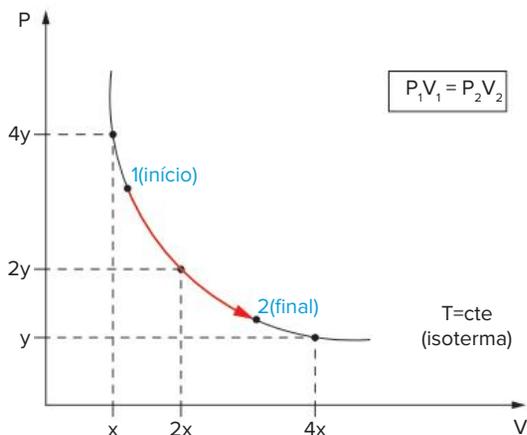


Fig. 17 Curva da transformação isotérmica em um gráfico *P versus V* para um gás ideal.

O gráfico mostra a transformação sofrida por um gás ao passar de um estado inicial (1) para um estado final (2). Se ela ocorre sobre a hipérbole equilátera no diagrama *P versus V* é porque a temperatura permaneceu constante. Nesse caso, o produto entre a pressão e o volume é sempre constante e tem-se:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

Observe o gráfico a seguir:

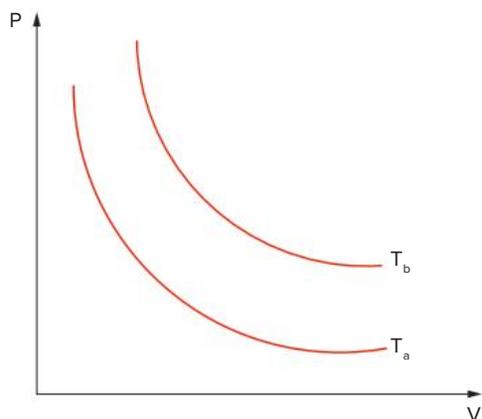
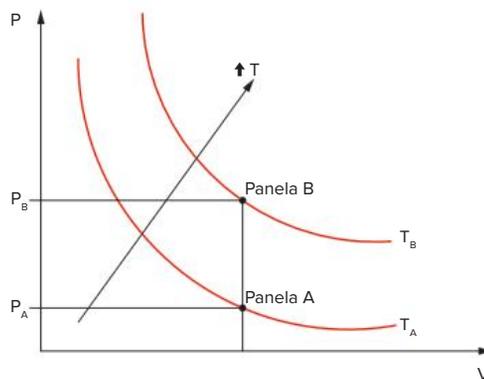


Fig. 18 Curvas da transformação isotérmica em um gráfico *P versus V* para um mesmo gás ideal, em duas temperaturas distintas.

Em todos os pontos da isoterma T_a , a temperatura permanece constante. Assim como em todos os pontos da isoterma T_b , a temperatura também permanece constante. No entanto, como são isotermas distintas, as temperaturas são distintas. Mas qual é a maior temperatura: T_a ou T_b ?

Existe a maneira matemática de se responder a essa pergunta, porém é sempre melhor relacionar o problema com o cotidiano. Pode-se pensar em duas panelas de pressão idênticas (mesmo volume), com a mesma quantidade de gás em seus interiores e com a válvula de segurança ainda fechada em ambos os casos. A panela com maior pressão é, certamente, a mais quente.

Observe o gráfico:



Como $P_B > P_A$, então a panela B está mais quente do que a panela A. Assim, $T_B > T_A$. Logo, quanto mais afastada da origem estiver a isoterma, maior será a sua temperatura.

Fig. 19 Comparação entre duas temperaturas distintas em um gráfico *P versus V* para transformações isotérmicas.

Isobárica

É o tipo de transformação que um gás sofre quando a pressão é mantida constante. O comportamento dessa transformação foi estudado e publicado em 1878 por Jacques Charles, que formulou a **lei de Charles**.

As transformações isobáricas ocorrem, em geral, em recipientes perfeitamente deformáveis ou que estejam com o êmbolo totalmente livre. Nessas transformações, os experimentos com gases muito próximos da idealidade mostram que, à pressão constante, quando se dobra a temperatura absoluta, também se dobra o volume ocupado pelo gás. Quando a temperatura absoluta triplica, o volume ocupado pelo gás também triplica. Portanto, a partir dos resultados experimentais, pode-se concluir que **volume e temperatura são grandezas diretamente proporcionais**, ou seja, a razão entre o volume e a temperatura absoluta é constante para transformações isobáricas.

A curva que revela o comportamento de duas grandezas diretamente proporcionais é uma reta. Dessa forma, a transformação isobárica, de um estado inicial para um estado final, pode ter seu comportamento visualizado por meio do gráfico a seguir.

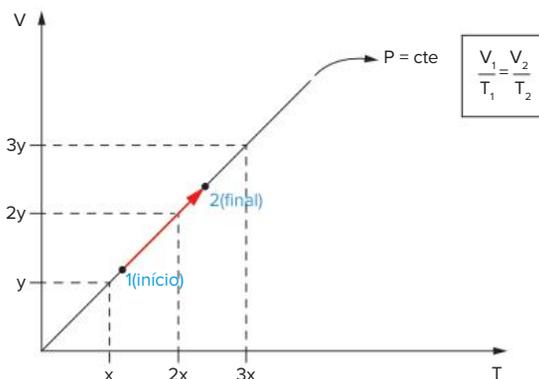


Fig. 20 Curva da transformação isobárica em um gráfico *V versus T* para um gás ideal.

O gráfico mostra a transformação sofrida por um gás ao passar de um estado inicial (1) para um estado final (2). Se ela ocorre sobre a reta que parte da origem no diagrama *V versus T* é porque a pressão permaneceu constante. Nesse caso, a razão entre o volume e a temperatura absoluta é sempre constante e tem-se:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

A escala de temperatura a ser utilizada não pode admitir valores negativos, já que isso resultaria na possibilidade de o volume também ser negativo. Portanto, a escala a ser utilizada deve ser absoluta (utiliza-se como escala absoluta preferencial o Kelvin).

Outra observação importante é a de que a reta no gráfico *V versus T* parte da origem. Isso ocorre porque, quando o gás está teoricamente a zero Kelvin, a energia cinética das partículas seria igual a zero, ou seja, as moléculas estariam paradas. Nesse caso, não haveria espaço vazio entre as moléculas. Assim, o volume ocupado pelo gás seria apenas o volume de suas moléculas. No caso do gás ideal, esse valor é igual a zero.

Observe o gráfico a seguir:

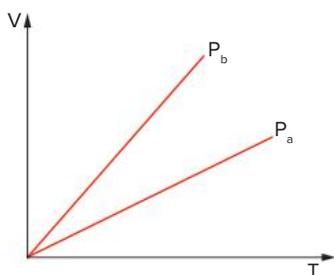
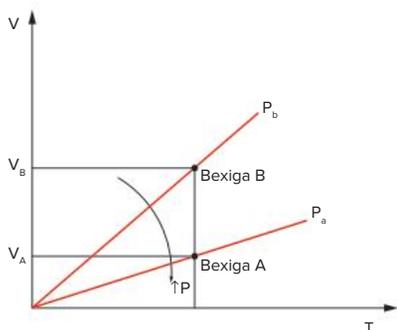


Fig. 21 Curvas da transformação isobárica em um gráfico *V versus T* para um mesmo gás ideal, em duas pressões distintas.

A pressão permanece constante em todos os pontos da reta P_a e também em todos os pontos da reta P_b . Mas como são retas distintas, as pressões também são distintas. Qual é a maior pressão: P_a ou P_b ?

Imagine duas bexigas na mesma temperatura e com a mesma quantidade de gás em seus interiores. A bexiga com maior volume é, certamente, aquela que está submetida a menor pressão. Observe no gráfico:



A pressão exercida sobre a bexiga B é menor do que a pressão exercida sobre a bexiga A, porque a bexiga submetida à maior pressão tem o menor volume quando a temperatura for a mesma nos dois casos.

Fig. 22 Comparação entre duas pressões distintas em um gráfico *V versus T* para transformações isobáricas.

Note que, quanto menor o ângulo formado entre a reta e o eixo da temperatura, ou seja, quanto mais “deitada” estiver a reta em um diagrama *V versus T* para transformações isobáricas, maior será o valor de pressão.

Isocórica, isométrica ou isovolumétrica

É o tipo de transformação que um gás sofre quando o volume é mantido constante. Seu comportamento pode ser facilmente deduzido a partir da transformação isobárica. Se um gás é aquecido à pressão constante, seu volume aumenta. Entretanto, se o recipiente for indeformável, o volume não pode aumentar, mas a pressão aumentará. Esse raciocínio foi desenvolvido na época da publicação da transformação isobárica, em 1787. Assim, não houve um estudo específico para transformações isocóricas, e, apesar de não se recomendar que essa lei seja atribuída a alguém, é comum que seja chamada de **lei de Gay-Lussac**. Deve-se deixar claro que Louis Joseph Gay-Lussac estudou os gases, mas não publicou nada especificamente sobre as transformações a volume constante. Portanto, atribuir o seu nome a essa lei é apenas uma homenagem.

As transformações isocóricas ocorrem, em geral, em recipientes indeformáveis. Nessas transformações, os experimentos com gases muito próximos da idealidade mostram que, a volume constante, quando se dobra a temperatura absoluta, também se dobra a pressão exercida pelo gás. Quando a temperatura absoluta triplica, a pressão exercida pelo gás também triplica. Dessa forma, a partir dos resultados experimentais, pode-se concluir que **pressão e temperatura são grandezas diretamente proporcionais**, ou seja, a razão entre a pressão e a temperatura absoluta é constante para transformações isocóricas. Assim, de um estado inicial para um estado final, pode ter seu comportamento visualizado através do seguinte gráfico:

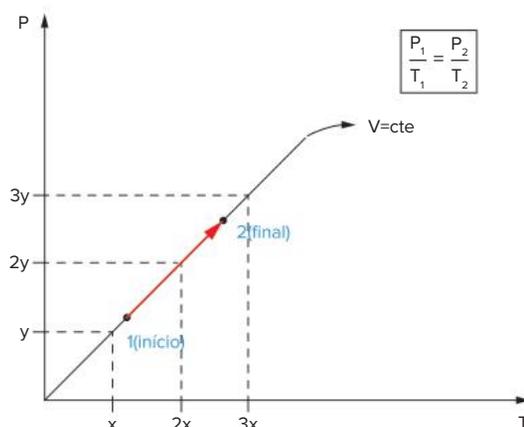


Fig. 23 Curva da transformação isocórica em um gráfico *P versus T* para um gás ideal.

O gráfico mostra a transformação sofrida por um gás ao passar de um estado inicial (1) para um estado final (2). Se ela ocorre sobre a reta que parte da origem no diagrama *P versus T* é porque o volume foi mantido constante. Nesse caso, a razão entre a pressão e a temperatura absoluta é sempre constante e tem-se:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Para essa lei, a escala de temperatura também deve ser absoluta. O contrário resultaria no fato de a pressão poder ser negativa. Portanto, o uso de escalas relativas como Celsius e Fahrenheit não são permitidos. Usa-se preferencialmente a escala absoluta Kelvin.

Outra observação importante é a de que a reta no gráfico *P versus T* parte da origem. Isso ocorre porque, quando o gás está teoricamente a zero Kelvin, a energia cinética das partículas seria igual a zero, ou seja, as moléculas estariam paradas. Nesse caso, as moléculas gasosas não se chocariam contra as paredes do recipiente. Assim, no zero absoluto, a pressão exercida pelo gás seria nula. Observe o gráfico a seguir.

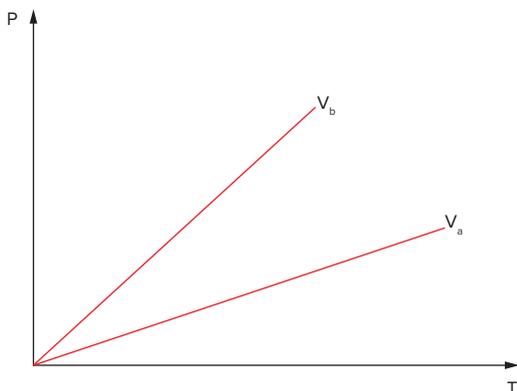
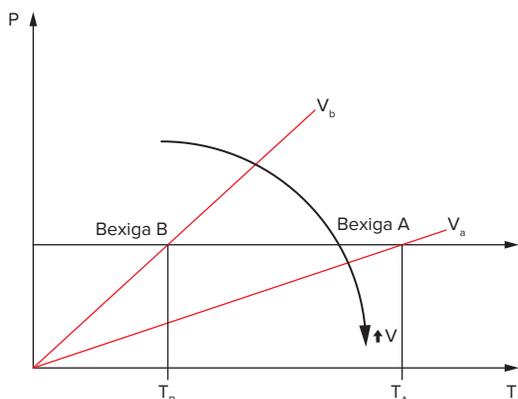


Fig. 24 Curvas da transformação isocórica em um gráfico *P versus T* para um mesmo gás ideal, em dois volumes distintos.

O volume permanece constante em todos os pontos da reta V_a e em todos os pontos da reta V_b . Mas, como são retas distintas, os volumes ocupados pelos gases também são distintos. Qual é o maior volume: V_a ou V_b ?

Suponha duas bexigas submetidas à mesma pressão atmosférica, com a mesma quantidade de gás em seus interiores. A bexiga mais quente é, certamente, aquela cujo gás ocupará mais volume. Observe no gráfico:



Como a bexiga A está mais quente do que a bexiga B, então o gás em A ocupa mais volume do que o gás em B, para uma mesma pressão.

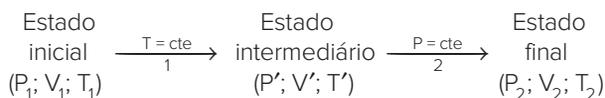
Fig. 25 Comparação entre dois volumes distintos em um gráfico *P versus T* para transformações isocóricas.

Note que, quanto menor o ângulo formado entre a reta e o eixo da temperatura, ou seja, quanto mais “deitada” estiver a reta em um diagrama *P versus T* para transformações isocóricas, maior será o valor do volume.

Geral

Uma transformação gasosa é chamada de geral quando nenhuma das variáveis de estado permanece constante. A melhor maneira de se deduzir uma equação para a transformação geral é levar em conta um estado intermediário entre os estados inicial e final. Com isso, passam a ser duas transformações gasosas. Pode-se supor que a primeira transformação (do estado inicial até o estado intermediário) é isotérmica, e a segunda é isobárica (do estado intermediário até o estado final).

Esquematizando, tem-se:



Para a transformação designada por 1, tem-se:

- $T_1 = T'$ (i)
- $P_1 \cdot V_1 = P' \cdot V'$ (ii)

Para a transformação designada por 2, tem-se:

- $P' = P_2$ (iii)
- $\frac{V'}{T'} = \frac{V_2}{T_2}$ (iv)

Substituindo (i) em (iv), tem-se:

$$\frac{V'}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \therefore V' = \frac{V_2}{T_2} \cdot T_1 \quad (\text{v})$$

Substituindo (iii) em (ii), tem-se:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V' \quad (\text{vi})$$

Substituindo (v) em (vi), tem-se:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot \frac{V_2}{T_2} \cdot T_1 \therefore \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Essa importante relação que acabamos de deduzir e que revela o comportamento de um gás ideal em uma transformação geral é chamada de **equação geral dos gases**.

Exercícios resolvidos

3 Suponha que um recipiente tem uma resistência mecânica que impede a sua deformação até que o gás que ele contém atinja uma determinada pressão. Uma vez atingida, o recipiente se deforma quase que instantaneamente até que o seu volume seja tal que a pressão interna do gás seja de 1 atm, que é a pressão atmosférica local. Sabe-se que esse recipiente, de volume 6 L, contém um gás a uma pressão inicial de 1 atm e temperatura de 27 °C. Ao aquecer, quando a temperatura atinge o valor de 327 °C, o recipiente deforma-se.

- Qual a pressão na qual o recipiente se deforma?
- Depois da deformação, qual o volume do recipiente?

Resolução:

- a) A transformação gasosa até o momento imediatamente anterior à deformação é isocórica, ou seja, o volume é mantido constante. Nesse caso:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

A temperatura deve sempre ser em escala absoluta. Assim:

$$T(K) = t(^{\circ}\text{C}) + 273 \therefore T(K) = 27 + 273 \therefore T(K) = 300 \text{ K}$$

$$T(K) = t(^{\circ}\text{C}) + 273 \therefore T(K) = 327 + 273 \therefore T(K) = 600 \text{ K}$$

Logo:

$$\frac{1}{300} = \frac{P_2}{600} \therefore P_2 = 2 \text{ atm}$$

- b) A segunda transformação, que ocorre durante a deformação do recipiente, é isotérmica. Assim:

$$\underbrace{P_1 \cdot V_1}_{\text{antes da explosão}} = \underbrace{P_2 \cdot V_2}_{\text{depois da explosão}} \therefore 2 \cdot 6 = 1 \cdot V_2 \therefore V_2 = 12 \text{ L}$$

- 4 Um cilindro com êmbolo móvel contém um gás ideal a uma pressão de 3 atm, temperatura de 127 °C e que ocupa, nessas condições, um volume de 3 L. Faz-se uma transformação de tal forma que a temperatura atinge o valor de 227 °C e o volume ocupado pelo gás passa a ser de 7,5 L. Qual é a pressão exercida pelo gás?

Resolução:

A transformação gasosa é geral, pois há mudança nas três variáveis de estado. Nesse caso, deve-se usar a equação geral dos gases:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \therefore \frac{3 \cdot 3}{400} = \frac{P_2 \cdot 7,5}{500} \therefore P_2 = 1,5 \text{ atm}$$

- 5 Um recipiente indeformável contém um gás ideal. Durante um aquecimento, a pressão aumentou em 10%, e a temperatura aumentou de 25 °C. Qual o valor da temperatura inicial?

Resolução:

A transformação gasosa, nesse caso, é isocórica. Portanto:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \therefore \frac{P_1}{T_1} = \frac{1,1 \cdot P_1}{T_1 + 25} \therefore 1,1 \cdot T_1 = T_1 + 25 \therefore$$

$$0,1 \cdot T_1 = 25 \therefore T_1 = 250 \text{ K} = -23^{\circ}\text{C}$$

Há uma dúvida muito comum nesse caso: não se deveria passar a variação de 25 °C para K? A resposta é não. Isso porque a temperatura em Celsius não é a mesma temperatura em Kelvin, mas a variação de temperatura em Celsius e em Kelvin é a mesma.

Equação de estado

Essa equação relaciona as três variáveis de estado de um gás e o número de moléculas gasosas. Foi desenvolvida e demonstrada por Benoit Paul Émile Clapeyron, um

cientista francês nascido no ano de 1799 e que se destacou como professor e pesquisador nas áreas de termodinâmica e construção de estradas de ferro. A equação de estado de um gás é chamada também de **equação de Clapeyron**.

O modelamento para a dedução dessa equação parte do princípio de que um gás pode ter infinitos estados. Entre esses estados, basta memorizar um deles para que se conheça todos os outros. Isso é possível devido à equação geral dos gases, estudada no item anterior deste capítulo.

Para memorizar um estado de um gás, deve-se optar por números fáceis e que sejam viáveis do ponto de vista experimental. Assim, escolheu-se inicialmente a pressão de 1 atm, de fácil memorização e cujo valor corresponde à pressão atmosférica no nível do mar. Optou-se também pela temperatura de 0 °C, que é a temperatura na qual água e gelo coexistem em equilíbrio. Esse par de condições ($P = 1 \text{ atm}$; $T = 0^{\circ}\text{C} = 273 \text{ K}$) passou a ser chamado de **condições normais de temperatura e pressão (CNTP)**.

Sabe-se que, quando 1 mol de um gás ideal qualquer é submetido às CNTP e mede-se experimentalmente o volume que esse gás ocupa, o valor desse volume é de 22,4 L. Tomando-se 2 mols de um gás ideal nas CNTP, o volume será de $2 \cdot 22,4 \text{ L}$. Para 6 mols de um gás ideal nas CNTP, o volume será de $6 \cdot 22,4 \text{ L}$. Assim, para n mols de gás ideal nas CNTP, o volume será de $n \cdot 22,4 \text{ L}$.

Substituindo esses valores na equação geral dos gases, tem-se:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \therefore \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{1 \text{ atm} \cdot n \cdot 22,4 \text{ L/mol}}{273 \text{ K}} \therefore$$
$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = n \cdot \frac{1 \cdot 22,4}{273} \cdot \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \therefore \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = n \cdot 0,082 \cdot \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

O valor encontrado de $0,082 \cdot \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$ vale para qualquer gás ideal, será representado pela letra R e chamado de constante universal dos gases. Logo:

$$R = 0,082 \cdot \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Em outras unidades, R pode ter os seguintes valores:

$$R = 62,3 \cdot \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 8,314 \cdot \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 2 \cdot \frac{\text{cal}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Assim:

$$\frac{P \cdot V}{T} = n \cdot R \therefore PV = nRT$$

(equação de estado ou equação de Clapeyron)

! Atenção

Uma observação importante é a de que as novas CNTP são ligeiramente diferentes das que eram adotadas antigamente. Em vez de a pressão ser de 1 atm, ela deve ser de 1 bar. A temperatura se manteve a mesma. Lembre-se de que $1 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ e que $1 \text{ bar} = 1 \cdot 10^5 \text{ Pa}$. Assim, nas novas CNTP, o volume molar pode ser calculado da seguinte forma:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \therefore 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}} = 1 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot V_2 \therefore$$
$$V_2 = 22,71 \text{ L/mol}$$

A partir da equação de Clapeyron, é possível deduzir-se a **lei de Avogadro**. Aplicando-se a equação de Clapeyron para dois gases ideais A e B, tem-se:

$$\text{Gás A: } P_A \cdot V_A = n_A \cdot R \cdot T_A \quad (\text{i})$$

$$\text{Gás B: } P_B \cdot V_B = n_B \cdot R \cdot T_B \quad (\text{ii})$$

Dividindo-se (i) por (ii), obtém-se:

$$\frac{P_A \cdot V_A}{P_B \cdot V_B} = \frac{n_A \cdot R \cdot T_A}{n_B \cdot R \cdot T_B}$$

Se os gases A e B ocupam os mesmos volumes, nas mesmas condições de temperatura e pressão, tem-se:

$$P_A = P_B \quad V_A = V_B \quad T_A = T_B$$

Logo:

$$\frac{P_A \cdot V_A}{P_B \cdot V_B} = \frac{n_A \cdot R \cdot T_A}{n_B \cdot R \cdot T_B} \therefore 1 = \frac{n_A}{n_B} \therefore n_A = n_B$$

Portanto, a lei de Avogadro tem o seguinte enunciado:

Se dois gases ocupam os mesmos volumes, nas mesmas condições de temperatura e pressão, eles têm o mesmo número de mols (número de moléculas).

Deve-se dizer que a lei de Avogadro é anterior à equação de Clapeyron, e, portanto, aquela não foi historicamente deduzida a partir desta.

Exercícios resolvidos

- 6** Retome o enunciado do exercício resolvido 1 e determine a razão entre o número de mols do gás B e o número de mols do gás A. Considere que a temperatura dos dois gases é a mesma.

Resolução:

Aplicando-se a equação de Clapeyron para dois gases ideais A e B, tem-se:

$$\text{Gás A: } P_A \cdot V_A = n_A \cdot R \cdot T_A \quad (\text{i})$$

$$\text{Gás B: } P_B \cdot V_B = n_B \cdot R \cdot T_B \quad (\text{ii})$$

Dividindo-se (i) por (ii), tem-se:

$$\frac{P_A \cdot V_A}{P_B \cdot V_B} = \frac{n_A \cdot R \cdot T_A}{n_B \cdot R \cdot T_B} \therefore \frac{1 \cdot V}{5 \cdot 3V} = \frac{n_A}{n_B} \therefore n_B = 15 \cdot n_A$$

- 7** 48 g de gás metano (CH_4) estão confinados em um recipiente de paredes indeformáveis e de volume igual a 2 L. A temperatura é de -23°C . Qual a pressão exercida por esse gás?

Resolução:

Aplicando-se a equação de Clapeyron, tem-se:

$$PV = nRT \therefore P \cdot 2 = \frac{m}{M} \cdot 0,082 \cdot 250$$

$$\therefore P \cdot 2 = \frac{48}{16} \cdot 0,082 \cdot 250 \therefore P = 30,75 \text{ atm}$$

- 8** Gás etano (C_2H_6) está confinado em um recipiente A de paredes indeformáveis, de volume desconhecido, à pressão de 8 atm. O gás está em equilíbrio térmico com o

ambiente, a 27°C . Essa temperatura permanecerá constante durante todo o experimento. Para se determinar o volume desconhecido do recipiente, usa-se outro recipiente B, de volume fixo igual a 4 L, totalmente evacuado. Conectam-se os dois recipientes com uma mangueira de volume desprezível e libera-se o fluxo de gás entre eles até que se atinja o equilíbrio. Nesse processo, a massa do recipiente B sofreu um incremento de 24 g.

Considerando $R = 0,08 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K}$, pergunta-se:

- a) Qual o volume do recipiente A?
b) Qual a massa de etano que havia em A no início?

Resolução:

- a) Aplicando-se a equação de Clapeyron para o recipiente A, tem-se:

$$P_A \cdot V_A = n_A \cdot R \cdot T_A \therefore 8 \cdot V_A = n_A \cdot R \cdot 300 \quad (\text{i})$$

Aplicando-se a equação de Clapeyron para o recipiente B, tem-se:

$$P_B \cdot V_B = n_B \cdot R \cdot T_B \therefore P_B \cdot 4 = \frac{m_B}{M_B} \cdot R \cdot 300 \therefore P_B \cdot 4 = \frac{24}{30} \cdot R \cdot 300$$

$$\therefore P_B \cdot 4 = 0,8 \cdot R \cdot 300 \therefore P_B = 60 \cdot R \quad (\text{ii})$$

Para a resolução deste problema, é importante compreender que o equilíbrio entre os recipientes A e B está no fato de que o fluxo **efetivo** de gás de A para B cessa. Os gases continuam atravessando a torneira depois do equilíbrio, mas a quantidade que vai de A para B é a mesma que vai de B para A. Isso ocorre quando a pressão nos dois recipientes for a mesma. Assim, a pressão em B no momento do equilíbrio é a mesma pressão no recipiente AB, formado pelos recipientes A e B ligados entre si pela torneira de volume desprezível.

Aplicando-se a equação de Clapeyron para o recipiente AB, tem-se:

$$P_{AB} \cdot V_{AB} = n_{AB} \cdot R \cdot T_{AB} \therefore 60 \cdot R \cdot (V_A + V_B) = n_{AB} \cdot R \cdot 300$$

Aqui, deve-se salientar que a quantidade de gás que havia em A no início é a mesma que está distribuída em AB no final, pois só houve um fluxo de A para B, mas a quantidade total se mantém. Dessa forma:

$$60 \cdot R \cdot (V_A + V_B) = n_{AB} \cdot R \cdot 300 \therefore (V_A + V_B) = n_A \cdot 5 \quad (\text{iii})$$

Substituindo (iii) em (i), tem-se:

$$8 \cdot V_A = n_A \cdot R \cdot 300 \therefore 8 \cdot V_A = \left[\frac{1}{5} \cdot (V_A + V_B) \right] \cdot 0,08 \cdot 300$$

$$\therefore 40 \cdot V_A = [(V_A + 4)] \cdot 24 \therefore 10 \cdot V_A = [(V_A + 4)] \cdot 6$$

$$\therefore 10 \cdot V_A = 6 \cdot V_A + 24 \therefore V_A = 6 \text{ L}$$

- b) Substituindo-se $V_A = 6 \text{ L}$ em (i), tem-se:

$$8 \cdot 6 = \frac{m_A}{M_A} \cdot R \cdot 300 \therefore 8 \cdot 6 = \frac{m_A}{30} \cdot 0,08 \cdot 300 \therefore m_A = 60 \text{ g}$$

- 9** Considere dois balões indeformáveis A e B, ligados entre si por um tubo de volume desprezível provido de torneira, que se encontra inicialmente fechada. No balão A, de volume 4 L, há N_2 a uma pressão de 2 atm.

No balão B, de volume 6 L, há O_2 a uma pressão de 4 atm. A temperatura do conjunto é a mesma e se mantém constante ao longo de todo o experimento. Desconsidere qualquer reação entre os gases.

- Se todo o gás em A for transferido para B, qual será a pressão em B?
- Se todo o gás em B for transferido para A, qual será a pressão em A?
- Se a torneira entre A e B for aberta e permanecer dessa forma, qual será a pressão final?

Resolução:

Aplicando-se a equação de Clapeyron para o recipiente A, tem-se:

$$P_A \cdot V_A = n_A \cdot R \cdot T_A \therefore 2 \cdot 4 = n_{N_2} \cdot R \cdot T \quad (i)$$

Aplicando-se a equação de Clapeyron para o recipiente B, tem-se:

$$P_B \cdot V_B = n_B \cdot R \cdot T_B \therefore 4 \cdot 6 = n_{O_2} \cdot R \cdot T \quad (ii)$$

Somando-se (i) e (ii), tem-se:

$$32 = (n_{N_2} + n_{O_2}) \cdot R \cdot T \quad (iii)$$

- Se todo o gás N_2 for passado para B, pode-se aplicar a equação de Clapeyron para B.

$$P_B \cdot V_B = n_B \cdot R \cdot T_B$$

O volume do recipiente B é de 6 L. Um erro muito comum é achar que o volume de B se altera porque houve transferência de gás para ele. Entretanto, é bom lembrar que volume não é uma característica do gás, mas do recipiente que o contém, que, nesse caso, é um recipiente indeformável. No recipiente B, estarão todo o gás N_2 e o gás O_2 . Dessa forma:

$$P_B \cdot 6 = (n_{N_2} + n_{O_2}) \cdot R \cdot T \quad (iv)$$

Substituindo (iii) em (iv), tem-se:

$$P_B \cdot 6 = 32 \therefore P_B = \frac{32}{6} \text{ atm}$$

- Se todo o gás O_2 for passado para A, pode-se aplicar a equação de Clapeyron para A.

$$P_A \cdot V_A = n_A \cdot R \cdot T_A$$

O volume do recipiente A é de 4 L. Lembre-se de que, nesse caso, em A, há todo o gás N_2 e o gás O_2 . Dessa forma:

$$P_A \cdot 4 = (n_{N_2} + n_{O_2}) \cdot R \cdot T \quad (v)$$

Substituindo (iii) em (v), tem-se:

$$P_A \cdot 4 = 32 \therefore P_A = 8 \text{ atm}$$

- Ao abriremos a torneira que separa A de B, passamos a ter um único recipiente AB, de volume 10 L. Dentro dele, há todo o gás N_2 e o gás O_2 que havia no início. Aplicando a equação de Clapeyron para o recipiente AB, obtém-se:

$$P_{AB} \cdot V_{AB} = n_{AB} \cdot R \cdot T_{AB} \therefore P_{AB} \cdot 10 = 32 \therefore P_{AB} = 3,2 \text{ atm}$$

Para o caso da abertura da torneira à temperatura constante, é possível generalizar o problema. Sabe-se que, ao abrir a torneira, os dois balões se tornam um só. Assim:

$$n_{AB} = n_A + n_B \quad (i)$$

Pela equação de Clapeyron, tem-se:

$$PV = nRT \therefore n = \frac{PV}{RT} \quad (ii)$$

Substituindo (ii) em (i), tem-se:

$$\frac{P_{AB} \cdot V_{AB}}{R \cdot T} = \frac{P_A \cdot V_A}{R \cdot T} + \frac{P_B \cdot V_B}{R \cdot T} \therefore P_{AB} \cdot V_{AB} = P_A \cdot V_A + P_B \cdot V_B \therefore P_{AB} \cdot (V_A + V_B) = P_A \cdot V_A + P_B \cdot V_B \therefore P_{AB} = \frac{P_A \cdot V_A + P_B \cdot V_B}{V_A + V_B}$$

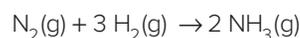
Observe como essa relação é válida, conferindo o resultado já obtido no item c):

$$P_{AB} = \frac{P_A \cdot V_A + P_B \cdot V_B}{V_A + V_B} \therefore P_{AB} = \frac{2 \cdot 4 + 4 \cdot 6}{10} \therefore P_{AB} = 3,2 \text{ atm}$$

Para vários balões, a expressão fica:

$$P_{AB} = \frac{P_A \cdot V_A + P_B \cdot V_B + P_C \cdot V_C + \dots}{V_A + V_B + V_C + \dots}$$

- 10** Considere dois balões indeformáveis A e B, ligados entre si por um tubo de volume desprezível provido de torneira, que se encontra inicialmente fechada. No balão A, de volume 4 L, há N_2 a uma pressão de 2 atm e temperatura de 27 °C. No balão B, de volume 6 L, há H_2 a uma pressão de 4 atm e temperatura de 127 °C. Abre-se a torneira e espera-se tempo suficiente para que a reação entre os gases ocorra até que um dos reagentes seja totalmente consumido. A equação da reação que ocorre é dada pela seguinte equação.



A reação entre os gases libera calor para o meio reacional, o que resulta em um aquecimento do conjunto. Devido a isso, a temperatura final é de 227 °C.

- Qual o valor da pressão final?
- Qual o número de mols do reagente em excesso?

Resolução:

- Aplicando-se a equação de Clapeyron para o recipiente A, tem-se:

$$P_A \cdot V_A = n_A \cdot R \cdot T_A \therefore 2 \cdot 4 = n_{N_2} \cdot R \cdot 300$$

$$\therefore n_{N_2} = \frac{8}{300 \cdot R} \text{ mol}$$

Aplicando-se a equação de Clapeyron para o recipiente B, tem-se:

$$P_B \cdot V_B = n_B \cdot R \cdot T_B \therefore 4 \cdot 6 = n_{H_2} \cdot R \cdot 400$$

$$\therefore n_{H_2} = \frac{24}{400 \cdot R} = \frac{6}{100 \cdot R} \text{ mol}$$

Multiplicando-se numerador e denominador por 3, para que o denominador seja também $300 \cdot R$, tem-se:

$$n_{H_2} = \frac{6}{100 \cdot R} \cdot \frac{3}{3} = \frac{18}{300 \cdot R} \text{ mol}$$

Fazendo-se a reação entre eles na proporção estequiométrica, para valores em mols, obtém-se:

$(\alpha = 100\%)$	$N_2(g) +$	$3 H_2(g) \rightarrow$	$2 NH_3(g)$
Início	$\frac{8}{300 \cdot R}$	$\frac{18}{300 \cdot R}$	
Reagiu			
Final			

Nesse caso, o reagente limitante, ou seja, aquele que é consumido totalmente, é o H_2 . Isso ocorre porque a proporção entre o H_2 e o N_2 é de 3:1. Assim, $\frac{18}{300 \cdot R}$ mol de H_2 reagem com $\frac{6}{300 \cdot R}$ mol de N_2 . Além disso, pela proporção estequiométrica, para cada mol de N_2 que reage, formam-se 2 mols de NH_3 . Como reagem $\frac{6}{300 \cdot R}$ mol de N_2 , formam-se $\frac{12}{300 \cdot R}$ mol de NH_3 .

$(\alpha = 100\%)$	$N_2(g) +$	$3 H_2(g) \rightarrow$	$2 NH_3(g)$
Início	$\frac{8}{300 \cdot R}$	$\frac{18}{300 \cdot R}$	0
Reagiu	$-\frac{6}{300 \cdot R}$	$-\frac{18}{300 \cdot R}$	$+\frac{12}{300 \cdot R}$
Final			

Portanto, no final, o número de mols de cada espécie será:

$(\alpha = 100\%)$	$N_2(g) +$	$3 H_2(g) \rightarrow$	$2 NH_3(g)$
Início	$\frac{8}{300 \cdot R}$	$\frac{18}{300 \cdot R}$	0
Reagiu	$-\frac{6}{300 \cdot R}$	$-\frac{18}{300 \cdot R}$	$+\frac{12}{300 \cdot R}$
Final	$\frac{2}{300 \cdot R}$	0	$\frac{12}{300 \cdot R}$

Assim, aplicando a equação de Clapeyron para a situação final, tem-se:

$$P_f \cdot V_f = n_f \cdot R \cdot T_f \therefore P_f \cdot 10 = \frac{14}{300 \cdot R} \cdot R \cdot 500 \therefore P_f = \frac{7}{3} \text{ atm}$$

b) O número de mols de N_2 em excesso é:

$$(n_{N_2})_{\text{excesso}} = \frac{2}{300 \cdot R} \text{ mol}$$

- 11 Dois gases estão em recipientes separados, A e B, de mesmo volume. Os gases estão nas mesmas condições de temperatura e pressão. Sabendo-se que em A há 8 g de SO_2 , qual a massa de C_2H_6 presente em B?

Resolução:

Segundo a lei de Avogadro, gases que ocupam volumes iguais, nas mesmas condições de temperatura e pressão, têm os mesmos números de mols. Dessa forma:

$$n_{SO_2} = n_{C_2H_6} \therefore \frac{m_{SO_2}}{M_{SO_2}} = \frac{m_{C_2H_6}}{M_{C_2H_6}} \therefore \frac{8}{64} = \frac{m_{C_2H_6}}{30} \therefore m_{C_2H_6} = 3,75 \text{ g}$$

Misturas gasosas

No item anterior, foi estudada a equação de estado para situações em que há um gás dentro de um recipiente. Entretanto, grande parte dos sistemas gasosos são misturas, como é o caso do principal sistema gasoso, que é o ar atmosférico. Portanto, é importante conhecer as misturas gasosas e suas propriedades e características.

Para isso, pode-se modelar o problema: seja um recipiente contendo uma mistura de três gases, X, Y e Z, como mostra a figura a seguir.

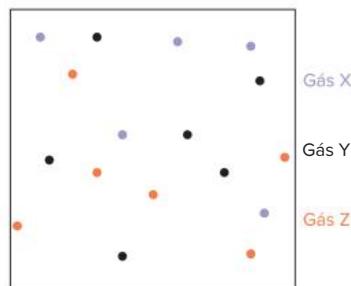


Fig. 26 Representação da mistura de três gases ideais, X, Y e Z, em um recipiente fechado.

A pressão total exercida pela mistura dos gases é o resultado dos choques de todas as moléculas gasosas contra as paredes do recipiente.

Contudo, qual é a pressão exercida pelo gás X? A resposta é simples: é o resultado dos choques de todas as moléculas de X, e somente de X, contra as paredes do recipiente que contém a mistura. A esse resultado dá-se o nome de **pressão parcial** do gás X.

Para que se compreenda melhor esse conceito, considere a mistura gasosa mencionada anteriormente. Agora, sem que se altere o volume do recipiente, suponha que foram retiradas todas as moléculas dos gases Y e Z, ou seja, só sobraram as moléculas de X. Nesse caso, observa-se a seguinte situação:

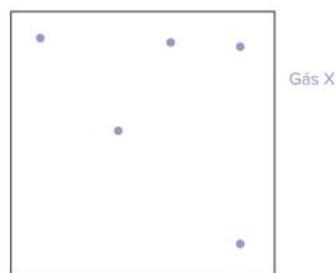


Fig. 27 Recipiente da figura 26 sem a representação das moléculas dos gases Y e Z.

Portanto, no mesmo recipiente que continha a mistura, há apenas os choques das moléculas de X contra as paredes. O resultado disso é a **pressão parcial do gás X**. Assim, pode-se definir:

Pressão parcial de um gás em uma mistura gasosa é a pressão que esse gás exerceria caso estivesse sozinho no recipiente que contém essa mistura.

Dessa forma, a equação de Clapeyron para a pressão parcial pode ser escrita, para cada um dos gases da mistura, como mostrado a seguir:

$$\left. \begin{aligned} P_X \cdot V &= n_X \cdot R \cdot T \\ P_Y \cdot V &= n_Y \cdot R \cdot T \\ P_Z \cdot V &= n_Z \cdot R \cdot T \end{aligned} \right\} \text{(Pressões parciais)}$$

Note que a pressão parcial é exercida no volume total do recipiente. É um erro grave escrever que a pressão parcial é exercida sobre o volume parcial, como mostrado a seguir:

$$P_X \cdot V_X = n_X \cdot R \cdot T \quad \text{(INCORRETO)}$$

Nessa equação, o maior erro é que existem duas parcialidades no 1º membro e apenas uma parcialidade no 2º membro. Portanto, reiterando: se a pressão é parcial, o volume é total.

Somando-se as três equações de pressões parciais, obtém-se:

$$(P_X + P_Y + P_Z) \cdot V = (n_X + n_Y + n_Z) \cdot R \cdot T$$

Como a soma do número de mols é o número de mols total, então a pressão exercida também é total. De fato:

$$\underbrace{(P_X + P_Y + P_Z)}_{P_{\text{total}}} \cdot V = \underbrace{(n_X + n_Y + n_Z)}_{n_{\text{total}}} \cdot R \cdot T$$

Assim:

$$P_{\text{total}} = P_X + P_Y + P_Z$$

Logo, a pressão total de uma mistura gasosa é a soma de todas as suas pressões parciais. Esse resultado é conhecido como **lei de Dalton**.

Outro ponto importante em misturas gasosas é o conceito de volume parcial.

Seja uma mistura gasosa de três gases, X, Y e Z. Essa mistura exerce sobre as paredes do recipiente uma pressão total. Se tirarmos os gases Y e Z, a pressão no interior desse recipiente será a pressão parcial de X, que é menor do que a pressão total. Para que o gás X, sozinho, exerça a pressão total da mistura, é preciso que o volume do recipiente diminua.

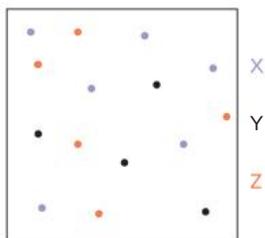


Fig. 28 Mistura dos gases X, Y e Z exercendo pressão total contra as paredes do recipiente.

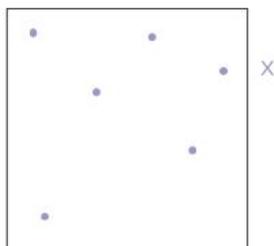


Fig. 29 Retiradas as moléculas de Y e Z, o gás X exerce a pressão parcial de X no recipiente que continha a mistura. Essa pressão é menor que a pressão total.

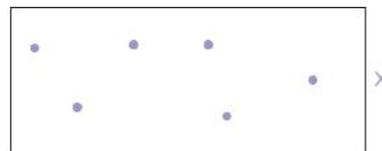


Fig. 30 Para que as moléculas de X exerçam sozinhas a pressão total da mistura, é preciso diminuir o volume do recipiente. O volume ocupado por X para que exerça a pressão total da mistura é o volume parcial de X.

Assim:

O volume parcial de um gás em uma mistura gasosa é o volume que esse gás ocuparia para que, sozinho, exercesse a pressão total da mistura.

As equações de Clapeyron para volumes parciais podem ser escritas da seguinte forma para a mistura dos gases X, Y e Z:

$$\left. \begin{aligned} P \cdot V_X &= n_X \cdot R \cdot T \\ P \cdot V_Y &= n_Y \cdot R \cdot T \\ P \cdot V_Z &= n_Z \cdot R \cdot T \end{aligned} \right\} \text{(Volumes parciais)}$$

Note que o conceito de volume parcial só faz sentido quando a pressão exercida for a pressão total. Escrever que o volume parcial é ocupado quando a pressão exercida também for parcial é um erro que resulta novamente na seguinte equação:

$$P_X \cdot V_X = n_X \cdot R \cdot T \quad \text{(INCORRETO)}$$

Somando-se as três equações de volumes parciais, obtém-se:

$$P \cdot (V_X + V_Y + V_Z) = (n_X + n_Y + n_Z) \cdot R \cdot T$$

Como a soma do número de mols é o número de mols total, então o volume ocupado também é total. De fato:

$$P \cdot \underbrace{(V_X + V_Y + V_Z)}_{V_{\text{total}}} = \underbrace{(n_X + n_Y + n_Z)}_{n_{\text{total}}} \cdot R \cdot T$$

Assim:

$$V_{\text{total}} = V_X + V_Y + V_Z$$

Logo, o volume total de uma mistura gasosa é a soma de todos os volumes parciais. Esse resultado é conhecido como **lei de Amagat**.

Outro conceito importante para as misturas gasosas é o de fração molar. Para entendê-lo, considere uma mistura de três gases ideais, A, B e C. Para essa mistura, podem ser escritas as seguintes equações:

$$\begin{aligned} P_A \cdot V &= n_A \cdot R \cdot T & \text{(i)} & & P \cdot V_A &= n_A \cdot R \cdot T & \text{(iii)} \\ P_{\text{total}} \cdot V &= n_{\text{total}} \cdot R \cdot T & \text{(ii)} & & P \cdot V_{\text{total}} &= n_{\text{total}} \cdot R \cdot T & \text{(iv)} \end{aligned}$$

Dividindo-se (i) por (ii), tem-se:

$$\frac{n_A}{n_{\text{total}}} = \frac{P_A}{P_{\text{total}}}$$

Dividindo-se (iii) por (iv), tem-se:

$$\frac{n_A}{n_{\text{total}}} = \frac{V_A}{V_{\text{total}}}$$

A razão $\frac{n_A}{n_{\text{total}}}$ expressa a quantidade do gás A em relação à quantidade de gás total da mistura e é chamada de **fração molar do gás A**. A representação da fração molar do gás A é X_A .

Dessa forma, pode-se escrever:

$$X_A = \frac{n_A}{n_{\text{total}}} = \frac{P_A}{P_{\text{total}}} = \frac{V_A}{V_{\text{total}}}$$

Portanto, essa relação mostra que a razão entre o número de mols é a mesma razão de pressões e é também a mesma razão de volumes para os gases de uma mistura. Entretanto, deve-se ressaltar que essa não é a razão entre as massas.

Exercícios resolvidos

12 Considere o ar atmosférico como sendo formado por uma mistura 78% de N_2 , 21% de O_2 e 1% de Ar. As porcentagens estão em volume. Qual a fração em massa de oxigênio no ar atmosférico?

Resolução:

De acordo com o que foi estudado na teoria sobre misturas gasosas, a fração em volume é também a fração em pressão e em número de mols. De fato:

$$X_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_{\text{total}}} = \frac{P_{O_2}}{P_{\text{total}}} = \frac{V_{O_2}}{V_{\text{total}}}$$

A massa molar média dessa mistura é dada por:

$$\begin{aligned} \bar{M} &= \frac{M_{N_2} \cdot P_{N_2} + M_{O_2} \cdot P_{O_2} + M_{Ar} \cdot P_{Ar}}{100\%} \\ \bar{M} &= \frac{28 \cdot 78\% + 32 \cdot 21\% + 40 \cdot 1\%}{100\%} \\ \bar{M} &= 28,96 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

Mas:

$$\begin{aligned} X_{O_2} &= \frac{V_{O_2}}{V_{\text{total}}} = \frac{n_{O_2}}{n_{\text{total}}} \therefore 0,21 = \frac{n_{O_2}}{n_{\text{total}}} \\ &= \frac{m_{O_2}}{m_{\text{total}}} \\ 0,21 &= \frac{m_{O_2}}{m_{\text{total}}} \therefore 0,21 = \frac{m_{O_2}}{M_{O_2}} \cdot \frac{M_{\text{total}}}{m_{\text{total}}} \end{aligned}$$

A massa molar total é a massa molar média de toda a mistura. Assim:

$$0,21 = \frac{m_{O_2}}{M_{O_2}} \cdot \frac{\bar{M}}{m_{\text{total}}} \therefore 0,21 = \frac{m_{O_2}}{32} \cdot \frac{28,96}{m_{\text{total}}} \therefore \frac{m_{O_2}}{m_{\text{total}}} = \frac{0,21 \cdot 32}{28,96}$$

Como a razão $\frac{m_{O_2}}{m_{\text{total}}}$ é a fração em massa de O_2 , tem-se:

$$\frac{m_{O_2}}{m_{\text{total}}} \cong 0,23$$

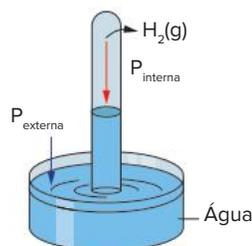
Esse resultado mostra que a fração molar não é a fração em massa. Essas duas frações só coincidem para um caso muito específico: quando a massa molar do gás for igual à massa molar média da mistura.

13 Gás hidrogênio foi recolhido sobre água, dentro de um tubo de ensaio. Após o recolhimento, fez-se coincidir os níveis de água dentro e fora do tubo. Já com o sistema em equilíbrio, na temperatura de 27 °C, mediu-se o volume de gases sobre a água, e o resultado foi 164 mL. Nessa temperatura, a pressão de vapor d'água é de 0,04 atm. A experiência foi realizada no nível do mar, onde a pressão atmosférica é de 1 atm. Pergunta-se:

- Qual a importância de se igualar os níveis interno e externo de água antes de se medir o volume dos gases recolhidos?
- Qual a pressão parcial do gás hidrogênio?
- Quais as frações molares de gás hidrogênio e de vapor d'água?
- Qual o número de mols de gás hidrogênio?
- Qual o número de mols de vapor d'água?
- Quais os volumes parciais dos gases?

Resolução:

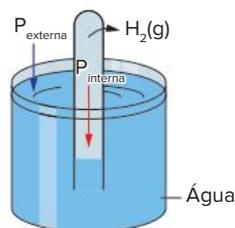
- Vamos supor que, após o recolhimento do gás, o sistema seria como representado na figura a seguir:



O nível de líquido que estiver mais baixo é o que está sendo submetido à pressão mais alta. Nesse caso, a pressão externa é maior do que a pressão interna. Como a pressão externa é conhecida, só é possível calcular a pressão interna fazendo-se a medida experimental do desnível (diferença de altura entre os níveis) e aplicando-se o teorema de Stevin para diferenças de pressão:

$$\Delta P = dg\Delta h \therefore P_{\text{externa}} - P_{\text{interna}} = dg\Delta h$$

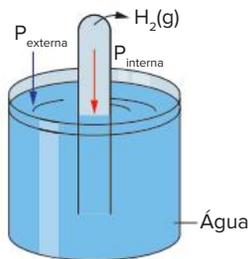
Mas se, após o recolhimento do gás, a situação for a da figura a seguir:



Então é porque a pressão interna é maior do que a pressão externa, já que o nível interno de água está mais baixo. Nesse caso, para calcular a pressão interna, deve-se aplicar novamente o teorema de Stevin:

$$\Delta P = dg\Delta h \therefore P_{\text{interna}} - P_{\text{externa}} = dg\Delta h$$

Entretanto, se após o recolhimento do gás a situação final for como se mostra na figura a seguir:



Então é porque as pressões interna e externa são iguais, já que não há desnível. Nesse caso, não há necessidade de medição do desnível, tampouco a aplicação do teorema de Stevin e qualquer cálculo subsequente. Portanto, das três situações, a melhor de todas é a terceira. Se, ao final do recolhimento do gás, os níveis interno e externo não coincidirem, basta fazer manualmente com que isso ocorra. No primeiro caso, deve-se empurrar o tubo para baixo até que os níveis coincidam e, no segundo caso, puxar o tubo para cima até que não haja desnível. Uma vez que os níveis estejam coincidentes, a pressão interna já é automaticamente conhecida. Após isso, basta medir o volume dos gases coletados.

- b) Todo gás que é recolhido sobre a água estará misturado com vapor d'água. Isso ocorre porque a água, inevitavelmente, evapora. Para cada temperatura, a água evapora de maneira distinta e exerce pressão parcial diferente. Segundo o enunciado, a pressão exercida pela água é de 0,04 atm. Dada a coincidência dos níveis interno e externo da água líquida, a pressão interna total da mistura gasosa é de 1 atm. Pela lei de Dalton:

$$P_{\text{total}} = P_{\text{H}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}} \therefore 1 = P_{\text{H}_2} + 0,04 \therefore P_{\text{H}_2} = 0,96 \text{ atm}$$

- c) As frações molares podem ser calculadas da seguinte forma:

$$X_{\text{H}_2} = \frac{P_{\text{H}_2}}{P_{\text{total}}} \therefore X_{\text{H}_2} = \frac{0,96}{1} \therefore X_{\text{H}_2} = 0,96$$

$$X_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}}}{P_{\text{total}}} \therefore X_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{0,04}{1} \therefore X_{\text{H}_2\text{O}} = 0,04$$

Note que as frações molares são números adimensionais, já que representam uma razão entre grandezas de mesma dimensão. Perceba também que a soma de todas as frações molares é necessariamente 1.

- d) Aplicando-se a equação de Clapeyron para pressões parciais, tem-se:

$$P_{\text{H}_2} \cdot V = n_{\text{H}_2} \cdot R \cdot T \therefore 0,96 \cdot 0,164 = n_{\text{H}_2} \cdot 0,082 \cdot 300 \therefore n_{\text{H}_2} = 6,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

- e) Aplicando-se a equação de Clapeyron para pressões parciais, tem-se:

$$P_{\text{H}_2\text{O}} \cdot V = n_{\text{H}_2\text{O}} \cdot R \cdot T \therefore 0,04 \cdot 0,164 = n_{\text{H}_2\text{O}} \cdot 0,082 \cdot 300 \therefore n_{\text{H}_2\text{O}} = 2,67 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

- f) Os volumes parciais podem ser calculados a partir das frações molares e do volume total:

$$X_{\text{H}_2} = \frac{V_{\text{H}_2}}{V_{\text{total}}} \therefore 0,96 = \frac{V_{\text{H}_2}}{164 \text{ mL}} \therefore V_{\text{H}_2} = 157,44 \text{ mL}$$

$$X_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{V_{\text{H}_2\text{O}}}{V_{\text{total}}} \therefore 0,04 = \frac{V_{\text{H}_2\text{O}}}{164 \text{ mL}} \therefore V_{\text{H}_2\text{O}} = 6,56 \text{ mL}$$

Note como a soma dos volumes parciais é o volume total da mistura gasosa.

- 14** Considere uma mistura dos gases He e SO₂. A fração em massa do gás He nessa mistura é 0,50. A mistura ocupa um volume de 17 L. Qual o volume parcial de SO₂ nessa mistura?

Resolução:

Primeiramente, deve-se calcular os números de mols:

$$n_{\text{He}} = \frac{m_{\text{He}}}{M_{\text{He}}} \therefore n_{\text{He}} = \frac{0,5 \cdot m_{\text{total}}}{4}$$

$$n_{\text{SO}_2} = \frac{m_{\text{SO}_2}}{M_{\text{SO}_2}} \therefore n_{\text{SO}_2} = \frac{0,5 \cdot m_{\text{total}}}{64}$$

Assim, o número de mols total é:

$$n_{\text{total}} = n_{\text{He}} + n_{\text{SO}_2} \therefore n_{\text{total}} = \frac{0,5 \cdot m_{\text{total}}}{4} + \frac{0,5 \cdot m_{\text{total}}}{64} \therefore n_{\text{total}} = \frac{8,5 \cdot m_{\text{total}}}{64}$$

Portanto:

$$X_{\text{He}} = \frac{n_{\text{He}}}{n_{\text{total}}} \therefore X_{\text{He}} = \frac{\frac{0,5 \cdot m_{\text{total}}}{4}}{\frac{8,5 \cdot m_{\text{total}}}{64}} \therefore X_{\text{He}} = \frac{0,5}{4} \cdot \frac{64}{8,5} \therefore X_{\text{He}} = \frac{8}{8,5}$$

$$\text{Mas: } X_{\text{He}} = \frac{V_{\text{He}}}{V_{\text{total}}} \therefore \frac{8}{8,5} = \frac{V_{\text{He}}}{17} \therefore V_{\text{He}} = 16 \text{ L}$$

Aplicando a lei de Amagat, tem-se:

$$V_{\text{total}} = V_{\text{He}} + V_{\text{SO}_2} \therefore 17 = 16 + V_{\text{SO}_2} \therefore V_{\text{SO}_2} = 1 \text{ L}$$

Densidade dos gases

A densidade de um sistema é a razão entre a sua massa e o seu volume. Portanto, pode-se escrever a densidade de um gás através da seguinte relação:

$$d = \frac{m}{V}$$

Mas, para gases ideais, a equação de estado é:

$$PV = nRT$$

Manipulando-se matematicamente a equação de estado, tem-se:

$$PV = nRT \therefore PV = \frac{m}{M} \cdot RT \therefore PM = \frac{m}{V} \cdot RT \therefore d = \frac{PM}{RT}$$

O primeiro cuidado que se deve tomar é com as unidades utilizadas. Geralmente se expressa a densidade de

sólidos e de líquidos em g/mL. Entretanto, a densidade dos gases é bem menor (o estado gasoso é formado por partículas envoltas por um grande espaço vazio), e a unidade mais comum para expressar a densidade dos gases é g/L. Observe através da análise dimensional:

$$[d] = \frac{[P] \cdot [M]}{[R] \cdot [T]} \therefore [d] = \frac{\text{atm} \cdot \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{\frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}} \therefore [d] = \text{g/L}$$

Ao se analisar a fórmula de densidade de um gás, pode-se concluir que:

- Densidade e pressão são grandezas diretamente proporcionais. Isso significa que, quanto maior for a pressão de um gás, maior será a sua densidade. No caso do ar atmosférico, a pressão é maior no nível do mar e vai diminuindo com o aumento da altitude. Dessa forma, o ar é mais denso próximo ao nível do mar, e a sua densidade vai diminuindo com o aumento da altitude. Por isso que o ar é rarefeito em altitudes mais elevadas.
- Densidade e temperatura são grandezas inversamente proporcionais. Isso quer dizer que, quanto maior for a temperatura de um gás, menos denso ele será. Esse é, fundamentalmente, o princípio de voo de um balão. Aquece-se o ar dentro do balão para que ele fique menos denso do que o ar atmosférico, e, com isso, o balão sobe. Para descer, basta diminuir a fonte de aquecimento do ar no interior do balão para que a sua densidade aumente.
- Densidade e massa molar são grandezas diretamente proporcionais, ou seja, quanto maior for a massa molar de um gás, maior será a sua densidade. Portanto, quando se enche uma bexiga com gás He ($M = 4 \text{ g/mol}$), ela sobe quando é solta no ar ($M = 29 \text{ g/mol}$). Porém, quando enchemos uma bexiga com CO_2 ($M = 44 \text{ g/mol}$) e a soltamos no ar, ela desce.

Saiba mais

A diferença de densidade entre os gases também tem um efeito fisiológico interessante. Gases menos densos do que o ar afinam a voz, ou seja, tornam-na mais aguda. É o caso do gás hélio, que, quando inalado, faz a voz sair bem mais fina. Há gases muito densos, como é o caso do SF_6 ($M = 146 \text{ g/mol}$), que, quando inalados, tornam a voz muito mais grossa (grave). Esse gás é tão denso que é capaz de fazer flutuar sobre ele um pequeno barquinho feito com papel alumínio.

Exercícios resolvidos

- 15** Qual a densidade do gás metano (CH_4) quando submetido à pressão de 1,64 atm e à temperatura de 127 °C?

Resolução:

Aplicando-se a fórmula de densidade dos gases, tem-se:

$$d = \frac{PM}{RT} \therefore d = \frac{1,64 \text{ atm} \cdot 16 \text{ g/mol}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K} \cdot 400 \text{ K}} \therefore d = 0,8 \text{ g/L}$$

- 16** Qual a densidade do ar atmosférico seco ($M = 29 \text{ g/mol}$) para a pressão de 1 atm e temperatura de 25 °C (CATP ou condições ambientes de temperatura e pressão)?

Resolução:

Aplicando-se a fórmula de densidade dos gases, tem-se:

$$d = \frac{PM}{RT} \therefore d = \frac{1 \text{ atm} \cdot 29 \text{ g/mol}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K} \cdot 298 \text{ K}} \therefore d = 1,187 \text{ g/L}$$

Portanto, o ar seco nas condições ambientes padrão tem uma densidade aproximada de 1,2 g/L.

- 17** Qual a densidade do ar atmosférico com teor de umidade de 2% em volume para a pressão de 1 atm e temperatura de 25 °C (CATP ou condições ambientes de temperatura e pressão)?

Resolução:

A situação-problema apresentada traz uma mistura gasosa com 98% de ar seco e 2% de vapor d'água. A massa molar média é dada por:

$$\bar{M} = \frac{M_{\text{ar seco}} \cdot P_{\text{ar seco}} + M_{\text{H}_2\text{O}} \cdot P_{\text{H}_2\text{O}}}{100\%} \therefore \bar{M} = \frac{29 \cdot 98\% + 18 \cdot 2\%}{100\%} \\ \bar{M}_{\text{ar úmido}} = 28,78 \text{ g/mol}$$

Aplicando-se a fórmula de densidade dos gases, tem-se:

$$d = \frac{PM}{RT} \therefore d = \frac{1 \text{ atm} \cdot 28,78 \text{ g/mol}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K} \cdot 298 \text{ K}} \therefore d = 1,178 \text{ g/L}$$

Com esse resultado, é possível concluir que:

$$d_{\text{ar seco}} > d_{\text{ar úmido}}$$

É comum que a nossa intuição nos leve a achar que o contrário que é correto. Isso ocorre porque tem-se a ideia de que o ar úmido é o ar seco acrescido de vapor d'água. Mas isso não é verdade. O ar úmido é o ar seco parcialmente substituído por vapor d'água. Para se obter ar úmido, é preciso, em um determinado volume de ar seco, *substituir* algumas moléculas de ar seco ($\bar{M} = 29 \text{ g/mol}$) por moléculas de vapor d'água ($M = 18 \text{ g/mol}$), que são mais leves do que o ar. Assim, a substituição de moléculas mais pesadas por moléculas mais leves torna o ar menos denso. Se algum planeta do Universo tiver uma atmosfera seca com massa molar inferior a 18 g/mol, sua atmosfera úmida será mais densa do que a sua atmosfera seca.

Lei de efusão e difusão de Graham

Efusão é a passagem de um gás através de um orifício pequeno. Difusão é o espalhamento de um gás ou propagação de um gás em um ambiente.

As velocidades de efusão e de difusão de um gás foram estudadas por um cientista escocês chamado Thomas Graham, que publicou suas conclusões acerca desse assunto em 1828.

A propagação de um gás está relacionada apenas ao movimento de translação de suas moléculas, não tendo correlação com seus movimentos de rotação ou de vibração. Lembre-se também de que a temperatura é uma grandeza que mede apenas o movimento de translação das partículas gasosas. Assim, se dois gases distintos estiverem no mesmo ambiente, eles estarão em equilíbrio térmico, ou seja, na mesma temperatura. De fato:

$$T_A = T_B$$

Como $E_{c, \text{translação}} = k \cdot T$, em que a constante k é a mesma para todos os gases ideais, pode-se escrever:

$$T_A = T_B \therefore \frac{(E_{c, \text{translação}})_A}{k} = \frac{(E_{c, \text{translação}})_B}{k} \therefore \frac{(M \cdot v_{\text{translação}}^2)_A}{2} = \frac{(M \cdot v_{\text{translação}}^2)_B}{2}$$

Como as velocidades de efusão e de difusão (que serão representadas apenas por v) são velocidades de translação das partículas, tem-se:

$$M_A \cdot (v_A)^2 = M_B \cdot (v_B)^2 \therefore \frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

Esse resultado final é conhecido como **lei de efusão e difusão de Graham**, que relaciona as velocidades de efusão e as velocidades de difusão de dois gases quando estão na mesma temperatura.

A lei também revela um resultado qualitativo muito importante. Gases mais leves se espalham mais rapidamente do que gases mais pesados, bem como escapam mais depressa através de orifícios pequenos. Se dois frascos forem abertos ao mesmo tempo, um contendo amônia e o outro contendo vinagre, será possível sentir primeiramente o cheiro da amônia. Isso ocorre porque a massa molar da amônia (NH_3) vale 17 g/mol, enquanto o vinagre, por ser uma solução aquosa de ácido acético (CH_3COOH), tem como substância odorífera moléculas de massa molar igual a 60 g/mol.

Exercícios resolvidos

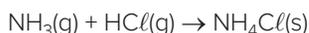
- 18** Qual é a relação entre as velocidades de difusão dos gases metano (CH_4) e dióxido de enxofre (SO_2)?

Resolução:

Aplicando-se a lei de efusão e difusão de Graham, tem-se:

$$\frac{v_{\text{CH}_4}}{v_{\text{SO}_2}} = \sqrt{\frac{M_{\text{SO}_2}}{M_{\text{CH}_4}}} \therefore \frac{v_{\text{CH}_4}}{v_{\text{SO}_2}} = \sqrt{\frac{64}{16}} \therefore \frac{v_{\text{CH}_4}}{v_{\text{SO}_2}} = 2$$

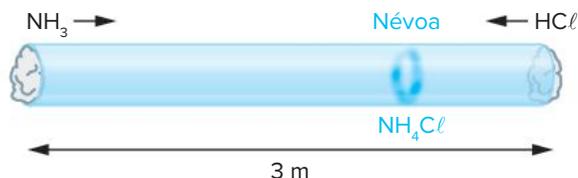
- 19** Um tubo de vidro de 3 m de comprimento apresenta dois orifícios abertos. Molham-se dois chumaços de algodão, um com solução aquosa de HCl e outro com solução aquosa de NH_3 . Os algodões são acoplados a rolhas e encaixados simultaneamente nas extremidades do tubo. Com isso, ocorre a evaporação dos gases a partir do algodão, e eles se propagam pelo tubo. Quando se encontram, ocorre entre eles uma reação, dada pela seguinte equação:



Como o sal é um sólido, no momento de sua formação, surge uma névoa branca, indicando a posição do encontro. A quantos metros da extremidade mais próxima se forma a névoa branca?

Resolução:

A situação proposta pode ser ilustrada da seguinte forma:



Aplicando-se a lei de efusão e difusão de Graham, tem-se:

$$\frac{v_{\text{NH}_3}}{v_{\text{HCl}}} = \sqrt{\frac{M_{\text{HCl}}}{M_{\text{NH}_3}}} \therefore \frac{v_{\text{NH}_3}}{v_{\text{HCl}}} = \sqrt{\frac{36,5}{17}} \therefore \frac{v_{\text{NH}_3}}{v_{\text{HCl}}} = 1,465 \quad (\text{i})$$

Somando-se as distâncias percorridas pelo HCl e pelo NH_3 até o momento do encontro, obtém-se o comprimento do tubo. De fato:

$$\Delta S_{\text{NH}_3} + \Delta S_{\text{HCl}} = 3 \cdot \text{m} \quad (\text{ii})$$

Da cinemática, tem-se:

$$\Delta S = vt \quad (\text{iii})$$

Substituindo (iii) em (ii):

$$\Delta S_{\text{NH}_3} + \Delta S_{\text{HCl}} = 3 \therefore v_{\text{NH}_3} \cdot t + v_{\text{HCl}} \cdot t = 3 \quad (\text{iv})$$

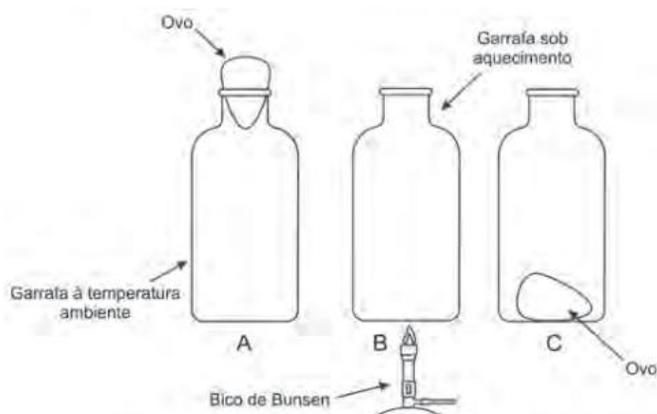
Substituindo (i) em (iv), tem-se:

$$\begin{aligned} v_{\text{NH}_3} \cdot t + v_{\text{HCl}} \cdot t = 3 \therefore 1,465 \cdot v_{\text{HCl}} \cdot t + v_{\text{HCl}} \cdot t = 3 \therefore \\ 2,465 \cdot v_{\text{HCl}} \cdot t = 3 \therefore v_{\text{HCl}} \cdot t \cong 1,22 \therefore S_{\text{HCl}} \cong 1,22 \text{ m} \end{aligned}$$

Como a distância percorrida pelo HCl é medida desde o ponto de encontro até a extremidade mais próxima do tubo, então essa distância é de aproximadamente 1,22 m.

Revisando

- 1 UFG 2012** Considere o esquema apresentado a seguir, em que um experimento é executado do seguinte modo: um ovo cozido e sem casca, colocado sobre o bocal de uma garrafa à temperatura ambiente, não passa para seu interior em virtude de seu diâmetro ser levemente maior que o do bocal, conforme desenho A. Em seguida o ovo é retirado e a garrafa é aquecida a 60 °C, conforme desenho B. Com a garrafa ainda aquecida, o ovo é recolocado sobre o bocal da garrafa e, durante o processo de resfriamento da garrafa, ele passa para seu interior conforme desenho C.



Explique o fenômeno que ocorre no experimento descrito e justifique por que o ovo, após o resfriamento, passa pelo bocal da garrafa.

- 2 UFG** O motor de Stirling é um sistema que regenera o ar quente em um ciclo fechado. As transformações que ocorrem nesse motor podem ser representadas, idealmente, pelas seguintes etapas:
1. o gás é aquecido a volume constante;
 2. o gás se expande a uma temperatura constante;
 3. o gás é resfriado a volume constante;
 4. o gás se contrai a uma temperatura constante.

Faça o diagrama pressão x volume para essas etapas do motor de Stirling.

- 3 UEPG** Certa massa de gás ocupa um volume de 1 m^3 a $323 \text{ }^\circ\text{C}$, exercendo uma pressão de 1 atm no recipiente que a contém. Reduzindo-se a temperatura para $25 \text{ }^\circ\text{C}$ e o volume ocupado pelo gás para 25 litros , qual será a pressão no sistema, em atm ?
- 4 UFG 2014** Em um ambiente climatizado a $20 \text{ }^\circ\text{C}$, havia balões de enfeite para uma festa, com volumes de $3, 5$ e 10 litros , preenchidos com nitrogênio. Durante o referido evento, uma falha na climatização permitiu um aumento da temperatura, que chegou a $30 \text{ }^\circ\text{C}$. Sabendo que a pressão máxima que as paredes dos balões são capazes de suportar é de $4,0 \text{ atm}$, determine se algum balão explodiu.
Dados: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
 $n = 0,5 \text{ mol}$
- 5 UEG** Uma bola de futebol de volume constante de $2,73 \text{ L}$ é cheia com oxigênio gasoso até alcançar a pressão interna de $4,1 \text{ atm}$ a $0 \text{ }^\circ\text{C}$. De acordo com estas informações, determine:
a) o número de mols do gás, na bola;
b) a massa do gás, na bola.
Dados:
Massa molar do $\text{O}_2 = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
- 6 UFG 2011** Um cilindro contendo 64 g de O_2 e 84 g de N_2 encontra-se em um ambiente refrigerado a $-23 \text{ }^\circ\text{C}$. O manômetro conectado a esse cilindro indica uma pressão interna de 4 atm . Além disso, o manômetro também indica um alerta de que as paredes do cilindro suportam, no máximo, $4,5 \text{ atm}$ de pressão. Devido a uma falha elétrica, a refrigeração é desligada e a temperatura do ambiente, em que o cilindro se encontra, se eleva a $25 \text{ }^\circ\text{C}$.
Dado:
 $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
a) Calcule o volume do cilindro e a pressão parcial de cada gás nas condições iniciais em que o cilindro se encontrava.
b) Demonstre, por meio de cálculos, se as paredes do cilindro vão resistir à nova pressão interna, a $25 \text{ }^\circ\text{C}$, após a falha elétrica.

- 7 **UFBA** Para suprir a demanda de energia, o Brasil ainda necessita importar gás natural. Através do gasoduto Brasil-Bolívia, construído em parceria pelos dois países, a Bolívia fornece gás natural para várias cidades do Centro-Sul brasileiro. O gás natural está sendo utilizado cada vez mais como combustível para automóveis pelo fato de ser mais econômico e menos poluente do que a gasolina.

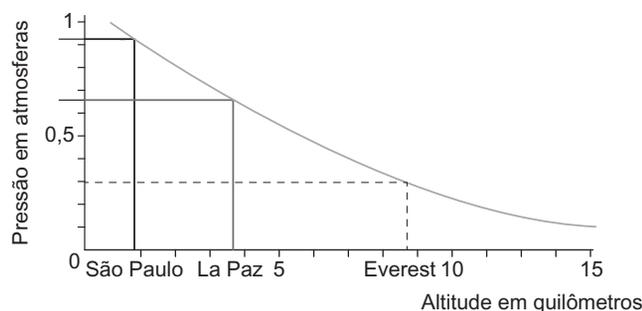
(FELTRE, 2004, p. 38-9).

Considere um cilindro de gás natural de um automóvel, com 100 L de gás natural ideal, carregado a 27 °C e 9,0 atm, em um posto de combustíveis. Admitindo que a composição, em quantidade de matéria, do gás natural é 80% de metano e 20% de etano, determine o valor da massa da mistura gasosa contida nesse cilindro, expressando o resultado com três algarismos significativos.

- 8 **UFPE** O ideal é que a pressão parcial do oxigênio no pulmão seja de 0,20 atm. Um mergulhador, que está sujeito a altas pressões, deve dosar o gás que respira para manter a pressão parcial do oxigênio neste valor. Se ele estiver mergulhando a uma profundidade onde a pressão seja de 2,5 atm, qual deve ser a fração molar de oxigênio numa mistura oxigênio/nitrogênio para que ele possa respirar sem dificuldades?

- 9 **UFG 2014** A equação da lei dos gases ideais, $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, é uma equação de estado que resume as relações que descrevem a resposta de um gás ideal a mudanças de pressão, volume, temperatura e quantidade de moléculas. Considerando o exposto, demonstre, por meio de equações matemáticas, como a densidade de um gás qualquer varia em função da temperatura e determine a massa molar de um gás considerando os dados a seguir.
Dados: $d = 0,97 \text{ g L}^{-1}$; $T = 210 \text{ °C}$; $P = 0,25 \text{ atm}$; $R = 62,36 \text{ L} \cdot \text{torr} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $1 \text{ atm} = 760 \text{ torr}$.

- 10 **UFTM 2013** Considere o gráfico, que relaciona a pressão atmosférica com a altitude.



www.uenf.br

- a) Considerando que a composição do ar se mantenha constante com a altitude e que o ar tenha comportamento de gás ideal, calcule o valor aproximado do quociente:

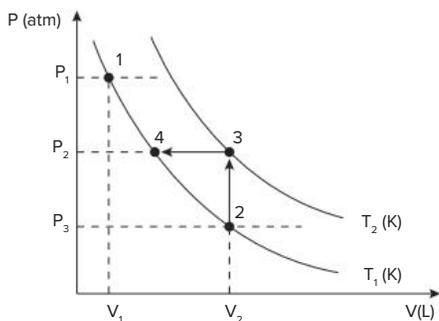
$$\frac{(\text{densidade do ar } 10^{\circ}\text{C em São Paulo})}{(\text{densidade do ar } 10^{\circ}\text{C em La Paz})}$$

Mostre como obteve esse valor.

- b) Considere duas garrafas contendo água mineral, proveniente de mesma fonte e à mesma temperatura, gaseificada artificialmente com gás carbônico, CO_2 . Uma dessas garrafas foi aberta em Aracaju (SE), cidade localizada no nível do mar, e a outra foi aberta em Ouro Preto (MG), cidade localizada em região serrana. Indique se a concentração de CO_2 dissolvido na água da garrafa aberta em Aracaju é maior, menor ou igual à concentração desse gás na água da garrafa aberta em Ouro Preto. Justifique sua resposta.

Exercícios propostos

1 Cesgranrio



A análise do gráfico anterior, que mostra as transformações sofridas por um gás ideal quando variamos a sua temperatura, pressão ou volume, nos permite afirmar que o gás evolui:

- A Isobaricamente de 1 a 2.
- B Isotermicamente de 2 a 3.
- C Isobaricamente de 3 a 4.
- D Isometricamente de 4 a 2.
- E Isometricamente de 3 a 4.

2 Fuvest 2014 O rótulo de uma lata de desodorante em aerosol apresenta, entre outras, as seguintes informações: “Propelente: gás butano. Mantenha longe do fogo”. A principal razão dessa advertência é:

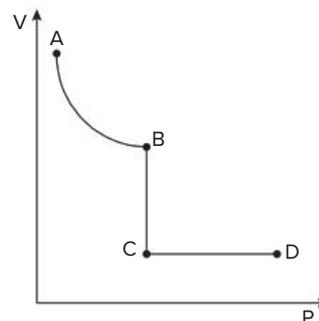
- A O aumento da temperatura faz aumentar a pressão do gás no interior da lata, o que pode causar uma explosão.
- B A lata é feita de alumínio, que, pelo aquecimento, pode reagir com o oxigênio do ar.
- C O aquecimento provoca o aumento do volume da lata, com a consequente condensação do gás em seu interior.
- D O aumento da temperatura provoca a polimerização do gás butano, inutilizando o produto.
- E A lata pode se derreter e reagir com as substâncias contidas em seu interior, inutilizando o produto.

3 IFCE Usando os conceitos relacionados ao estudo dos gases, podemos afirmar corretamente que:

- A através da lei de Boyle, é possível comprovar que, a uma temperatura constante, o volume ocupado por uma massa fixa de um gás é diretamente proporcional à pressão.
- B de acordo com a teoria cinética molecular dos gases, um gás é formado por moléculas em constante movimento e, em um gás ideal, não há atração nem repulsão entre as moléculas.
- C pela lei de Charles, para transformações isobáricas, o volume de um gás é inversamente proporcional à temperatura absoluta.
- D pela lei de Gay-Lussac, proposta em 1802, quando uma massa variável de um gás sofre transformação isocórica, a pressão do gás será diretamente proporcional à temperatura absoluta do sistema.

E pela hipótese de Avogadro, gases diferentes, nas mesmas condições de volume, de pressão e de temperatura, sempre apresentarão diferentes números de moléculas.

4 UFG Considere um gás ideal submetido às seguintes transformações:



Considere, também, as seguintes leis:

Sob volume constante, a pressão exercida por uma determinada massa gasosa é diretamente proporcional à sua temperatura absoluta.

(“Lei de Gay Lussac”)

Sob temperatura constante, o volume ocupado por determinada massa gasosa é inversamente proporcional à sua pressão.

(“Lei de Boyle”)

Sob pressão constante, o volume ocupado por uma determinada massa gasosa é diretamente proporcional à sua temperatura absoluta.

(“Lei de Charles”)

- a) Associe as transformações A → B; B → C e C → D às leis correspondentes. Justifique sua resposta.
- b) Esboce os gráficos dessas transformações, mostrando as grandezas que sofrem variações e identificando a(s) que permanece(m) constante(s).

5 Ufop A pressão interna do pneu de um carro aumenta quando este é conduzido em uma rodovia por trajetórias longas. A razão disso é que o atrito aquece os pneus, e o volume permanece praticamente constante.



Pressão inicial do pneu = P_1

Pressão final do pneu = P_2

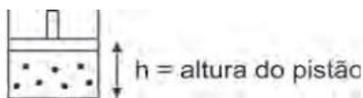
Temperatura inicial do pneu = T_1

Temperatura final do pneu = T_2

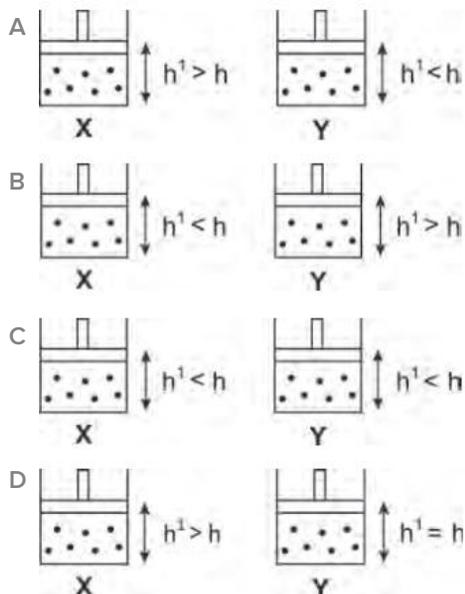
Com base nessa ilustração e considerando o volume do pneu constante, a equação que permite calcular a pressão do pneu após longas trajetórias é

- A $P_2 = P_1(T_1/T_2)$
- B $P_2 = P_1(T_2/T_1)$
- C $P_2 = nR(T_1/T_2)/V_2$
- D $P_2 = nR(T_2/T_1)/V_2$

- 6 Ufla Um estudante de Química confinou uma amostra de gás em um recipiente com um pistão móvel, como o da ilustração:



Em uma situação **X**, a temperatura do gás foi aumentada de 300 K para 500 K, enquanto a pressão foi mantida constante; na situação **Y**, a pressão externa sobre o pistão foi aumentada de 1 atm para 2 atm, enquanto a temperatura foi mantida constante. Se considerarmos h^1 como sendo a altura do pistão após o processo, as situações **X** e **Y** são melhor representadas por



- 7 UFJF A calibração dos pneus de um automóvel deve ser feita periodicamente. Sabe-se que o pneu deve ser calibrado a uma pressão de 30 lb/pol² em um dia quente, a uma temperatura de 27 °C. Supondo que o volume e o número de mol injetados são os mesmos, qual será a pressão de calibração (em atm) nos dias mais frios, em que a temperatura atinge 12 °C?

Dado: Considere 1 atm \cong 15 lb/pol².

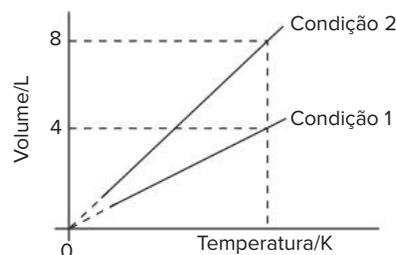
- A 1,90 atm. C 4,50 atm. E 14,3 atm.
B 2,11 atm. D 0,89 atm.

- 8 Unesp Segundo a lei de Charles-Gay Lussac, mantendo-se a pressão constante, o volume ocupado por um gás aumenta proporcionalmente ao aumento da temperatura. Considerando a teoria cinética dos gases e tomando como exemplo o gás hidrogênio (H₂), é correto afirmar que este comportamento está relacionado ao aumento

- A do tamanho médio de cada átomo de hidrogênio (H), devido à expansão de suas camadas eletrônicas.
B do tamanho médio das moléculas de hidrogênio (H₂), pois aumentam as distâncias de ligação.
C do tamanho médio das moléculas de hidrogênio (H₂), pois aumentam as interações entre elas.

- D do número médio de partículas, devido à quebra das ligações entre os átomos de hidrogênio (H₂ → 2H).
E das distâncias médias entre as moléculas de hidrogênio (H₂) e das suas velocidades médias.

- 9 UFG No gráfico a seguir, está representada a variação de volume com a temperatura de um mol de gás, em duas condições diferentes:



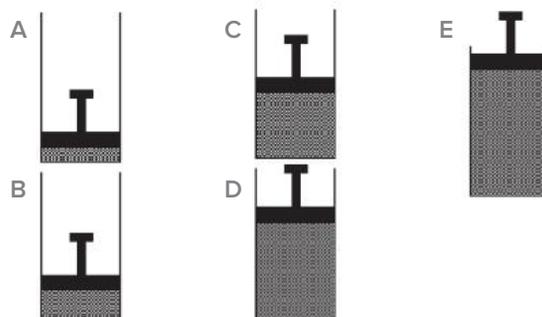
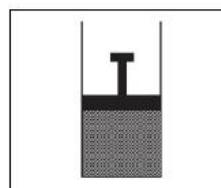
Nessas condições,

- em V = 4 L, as pressões são idênticas.
 as massas são diferentes.
 as variações representadas ocorrem a pressão constante.
 em V = 8 L, as temperaturas são idênticas.

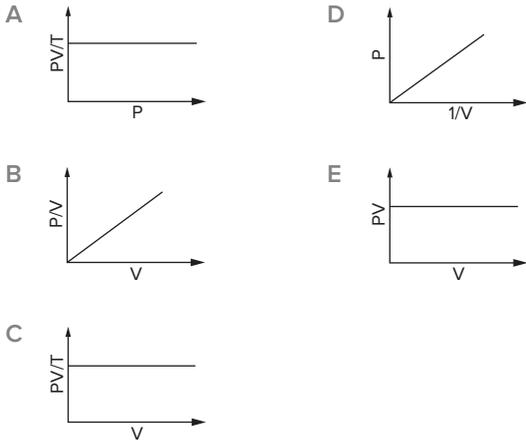
- 10 UFF Num recipiente com 12,5 mL de capacidade, está contida certa amostra gasosa cuja massa exercia uma pressão de 685,0 mmHg, à temperatura de 22 °C. Quando esse recipiente foi transportado com as mãos, sua temperatura elevou-se para 37 °C e a pressão exercida pela massa gasosa passou a ser, aproximadamente:

- A 0,24 atm C 0,95 atm E 2,00 atm
B 0,48 atm D 1,50 atm

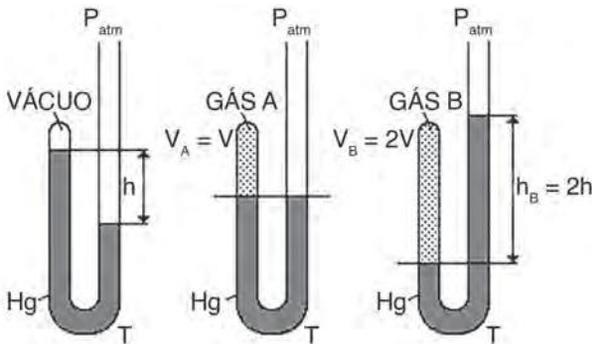
- 11 UFV Considere uma amostra de gás contida num cilindro com pistão nas condições normais de temperatura e pressão (0 °C ou 273 K e 1 atm), conforme figura a seguir. Suponha que a pressão sobre o gás seja dobrada (2 atm) e que a temperatura seja aumentada para 273 °C. Se o gás se comporta como gás ideal, nessas novas condições, a figura que melhor representa a amostra gasosa no cilindro com pistão é:



12 ITA Um cilindro provido de um pistão móvel, sem atrito, contém um gás ideal. Qual dos gráficos a seguir representa, qualitativamente, o comportamento **incorreto** do sistema quando a pressão (P) e/ou o volume (V) são modificados, sendo mantida constante a temperatura (T)?



13 FEI Assinale a alternativa correta que relacione o número de mol do gás (n_A) com o número de mol do gás (n_B), utilizando o esquema a seguir, onde se encontram representadas as condições de volume, pressão e temperatura:



P_{atm} – pressão atmosférica (mmHg)

h – altura (desnível) (mm)

T – temperatura (K)

V – volume (L)

A $n_B = n_A$

B $n_B = 2 n_A$

C $n_B = 4 n_A$

D $n_B = 5 n_A$

E $n_B = 6 n_A$

14 UFG 2014 Um gás ideal, a uma temperatura de 344 K, ocupa completamente o interior de uma bexiga elástica com superfície esférica de raio 6 cm. Mantendo a pressão constante e variando a temperatura para 258 K, o raio da superfície esférica, em centímetros, que contém o gás, será de:
Dado: $\pi \approx 3$.

A $3\sqrt{6}$

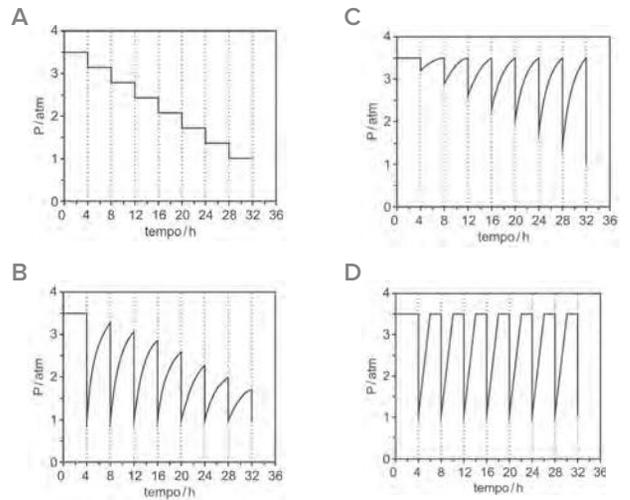
B $\sqrt{6}$

C $\sqrt{3}$

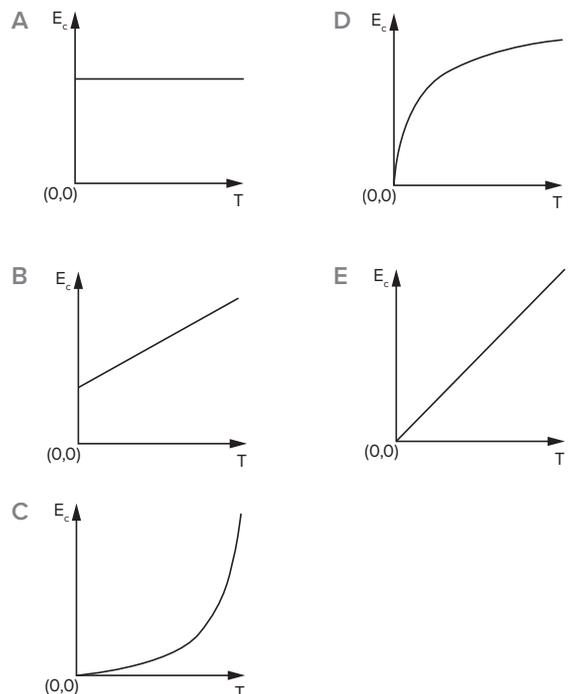
D $3\sqrt[3]{12}$

E $3\sqrt[3]{6}$

15 Unicamp 2017 Bebidas gaseificadas apresentam o inconveniente de perderem a graça depois de abertas. A pressão do CO_2 no interior de uma garrafa de refrigerante, antes de ser aberta, gira em torno de 3,5 atm, e é sabido que, depois de aberta, ele não apresenta as mesmas características iniciais. Considere uma garrafa de refrigerante de 2 litros, sendo aberta e fechada a cada 4 horas, retirando-se de seu interior 250 mL de refrigerante de cada vez. Nessas condições, pode-se afirmar corretamente que, dos gráficos a seguir, o que mais se aproxima do comportamento da pressão dentro da garrafa, em função do tempo, é o



16 ITA 2016 Considerando um gás monoatômico ideal, assinale a opção que contém o gráfico que melhor representa como a energia cinética média (E_c) das partículas que compõem este gás varia em função da temperatura absoluta (T) deste gás.



17 UPF 2014 Ao fazer uma análise do comportamento físico-químico dos gases, foram feitas as seguintes constatações:



- I. Numa bexiga cheia de ar, as moléculas dos gases estão em constante movimento e, conseqüentemente, chocam-se contra as paredes do recipiente que as contém, devido à energia cinética que possuem.
- II. Numa panela de pressão, o aumento da pressão interna faz com que a água utilizada no aquecimento entre em ebulição em temperatura menor do que em pressão de 1 atm e por isso os alimentos sejam cozidos mais rapidamente.
- III. Quando um gás está armazenado em um recipiente de volume variável, numa transformação isobárica, e for exposto a aumento de temperatura, a energia cinética de suas moléculas será maior e, com isso, ocupará menor volume.
- IV. A temperatura de um gás, à pressão constante, é definida como a medida da energia cinética média de suas moléculas e, dessa forma, quanto maior for a energia cinética, maior será a temperatura.

Está correto apenas o que se afirma em:

- | | |
|-------------|------------|
| A I e II. | D I e IV. |
| B II e III. | E II e IV. |
| C III e IV. | |

18 Fuvest 2011 Um laboratório químico descartou um frasco de éter, sem perceber que, em seu interior, havia ainda um resíduo de 7,4 g de éter, parte no estado líquido, parte no estado gasoso. Esse frasco, de 0,8 L de volume, fechado hermeticamente, foi deixado sob o sol e, após um certo tempo, atingiu a temperatura de equilíbrio $T = 37\text{ }^{\circ}\text{C}$, valor acima da temperatura de ebulição do éter. Se todo o éter no estado líquido tivesse evaporado, a pressão dentro do frasco seria

NOTE E ADOTE

No interior do frasco descartado havia apenas éter.

Massa molar do éter = 74 g

$K = ^{\circ}\text{C} + 273$

R (constante universal dos gases) = $0,08\text{ atm}\cdot\text{L}/(\text{mol}\cdot\text{K})$

- | | |
|-------------|------------|
| A 0,37 atm. | D 3,1 atm. |
| B 1,0 atm. | E 5,9 atm. |
| C 2,5 atm. | |

19 Unigranrio 2017 Gases ideais são aqueles nos quais as interações entre átomos, íons ou moléculas em suas constituições são desprezadas e esse comportamento se intensifica em pressões baixas. Na descrição

desses gases a equação de estado para gases perfeitos é a mais adequada. Considere uma quantidade de matéria de 2,5 mols de um gás de comportamento ideal que ocupa um volume de 50 L à pressão de 1246 mmHg. A temperatura desse gás nas condições citadas será de:

Dado: $R = 62,3 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$

- A 400 K
- B 127 K
- C 273 K
- D 200 K
- E 254 K

20 Unemat As propriedades dos gases, como a variação da pressão, do volume e da temperatura, são conhecidas como “leis dos gases”.

Assinale a alternativa correta.

- A A lei de Charles diz que, sob volume constante, a pressão exercida por uma determinada massa gasosa é inversamente proporcional à sua temperatura absoluta.
- B A lei de Boyle diz que, para uma quantidade fixa de gás em temperatura constante, o volume é inversamente proporcional à pressão.
- C A lei de Avogadro diz que volumes iguais de gases quaisquer, quando medidos a mesma pressão e temperatura, encerram número diferente de moléculas.
- D O valor R na função $PV = nRT$ varia de acordo com a natureza dos gases.
- E Quando a temperatura de um gás aumenta sob pressão constante, o volume diminui.

21 Fuvest Uma amostra de 0,212 g de um haleto de alquila, quando vaporizada, apresentou um volume de 82 mL a $227\text{ }^{\circ}\text{C}$ e 1 atm. Uma possível fórmula desse haleto é

Dados:

Volume molar de gás a $227\text{ }^{\circ}\text{C}$ e 1 atm = 41L/mol

Massas molares (g/mol): H = 1, C = 12, Cl = 35, Br = 80

- | | |
|-----------------------------------|--------------------------------------|
| A $\text{C}_3\text{H}_7\text{Cl}$ | D $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{Cl}$ |
| B $\text{C}_3\text{H}_7\text{Br}$ | E $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{Br}$ |
| C $\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}$ | |

22 Mackenzie 2016 Em um experimento no qual foi envolvido um determinado gás ideal X, uma amostra de 2,0 g desse gás ocupou o volume de 623 mL de um balão de vidro, sob temperatura de $127\text{ }^{\circ}\text{C}$ e pressão de 1000 mmHg. Considerando-se que esse gás X seja obrigatoriamente um dos gases presentes nas alternativas a seguir, identifique-o.

Dados: massas molares ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$) H = 1, N = 14, O = 16

e S = 32 constante universal dos gases ideais

$(R) = 62,3\text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

- | | |
|-----------------|-----------------|
| A H_2 | D SO_2 |
| B O_2 | E SO_3 |
| C NO_2 | |

23 Unicid 2017 Numa sala de triagem de um pronto-socorro, acidentalmente, um termômetro se quebrou e praticamente todo o mercúrio contido no bulbo se espalhou pelo chão. No momento do acidente, a temperatura da sala era de 25 °C.

- a) Considerando o volume da sala 240 m³, a pressão atmosférica do mercúrio $2,6 \cdot 10^{-6}$ atm a 25 °C e $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$, calcule a quantidade de vapor de mercúrio, em g, que se espalhou na sala.
- b) Qual é o nome da liga metálica formada entre o mercúrio e outro metal? Esse tipo de liga é uma mistura homogênea ou heterogênea?

24 FGV O gás hélio é utilizado para encher balões e bexigas utilizados em eventos comemorativos e em festas infantis. Esse gás pode ser comercializado em cilindros cujo conteúdo apresenta pressão de 150 bar a 300 K. Considerando-se que 1 atm = 1 bar, e que a massa de gás He no cilindro é 170 g, então, o valor que mais se aproxima do volume de gás hélio contido naquele cilindro a 300 K é:

Dado: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

- A 14 L. C 1,0 L. E 140 mL.
B 7,0 L. D 500 mL.

25 Fuvest 2014 A tabela a seguir apresenta informações sobre cinco gases contidos em recipientes separados e selados.

Recipiente	Gás	Temperatura (K)	Pressão (atm)	Volume (L)
1	O ₃	273	1	22,4
2	Ne	273	2	22,4
3	He	273	4	22,4
4	N ₂	273	1	22,4
5	Ar	273	1	22,4

Qual recipiente contém a mesma quantidade de átomos que um recipiente selado de 22,4 L, contendo H₂, mantido a 2 atm e 273 K?

- A 1 C 3 E 5
B 2 D 4

26 Unesp 2012 Enquanto estudava a natureza e as propriedades dos gases, um estudante anotou em seu caderno as seguintes observações sobre o comportamento de 1 litro de hidrogênio e 1 litro de argônio, armazenados na forma gasosa à mesma temperatura e pressão:

- I. Têm a mesma massa.
II. Comportam-se como gases ideais.
III. Têm o mesmo número de átomos.
IV. Têm o mesmo número de mols.

É correto o que o estudante anotou em

- A I, II, III e IV.
B I e II, apenas.
C II e III, apenas.
D II e IV, apenas.
E III e IV, apenas.

27 Cesgranrio Num tanque de gás, havia 8,2 m³ de oxigênio a -23 °C e 2 atm de pressão. Tendo ocorrido um vazamento, verificou-se que a pressão diminuiu em 0,5 atm. Que massa de oxigênio foi perdida, sabendo-se que a temperatura permaneceu constante?

(Dados: O = 16; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K}$)

- A 0,6 kg
B 6,4 kg
C 19,2 kg
D 25,6 kg
E 32,0 kg

28 Unesp Uma mistura de 4,00 g de H₂ gasoso com uma quantidade desconhecida de He gasoso é mantida nas condições normais de pressão e temperatura.

Se uma massa de 10,0 g de H₂ gasoso for adicionada à mistura, mantendo-se as condições de pressão e temperatura constantes, o volume dobra.

Calcule a massa de He gasoso presente na mistura.

Massas atômicas: H = 1; He = 4.

Constante universal dos gases = 0,0821 L atm/mol K.

Volume ocupado por um mol de gás nas condições normais de pressão e temperatura = 22,4 litros.

29 Uefs 2016 Os refrigerantes são bebidas fabricadas industrialmente e constituídos por água, açúcar, aromatizantes, acidulantes e dióxido de carbono, dentre outras substâncias químicas. Por meio de agitação e aquecimento, o dióxido de carbono foi retirado de 1,0 L de refrigerante e a análise quantitativa revelou a presença de 1,25 L do CO₂(g), isento de água e recolhido a 1,0 atm e 27 °C.

Considerando-se as informações e admitindo-se que o dióxido de carbono se comporta como um gás ideal, é correto afirmar:

Dados: C = 12; O = 16; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

- A A massa de gás presente na amostra analisada é de, aproximadamente, 2,2 g.
B O volume do dióxido de carbono medido nas CNTP é de, aproximadamente, 0,6 L.
C A quantidade de matéria do dióxido de carbono recolhido a 1,0 atm e 27 °C é de 5,0 mol.
D O aumento da temperatura ambiente promove a redução da pressão exercida pelo gás dentro do recipiente que contém o refrigerante.
E A diminuição da pressão de 1,0 atm para 0,5 atm implica a redução do volume para a metade do volume inicial, à temperatura constante.

5 mol de N_2 e 20 mol de H_2 . Considerando que o rendimento dessa reação nessas condições é de 40% e que não houve variação de temperatura, a relação entre a pressão final e inicial do sistema é

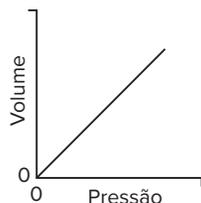
- A $P_f = 0,84 P_i$ D $P_f = 0,4 P_i$
 B $P_f = P_i$ E $P_f = 0,6 P_i$
 C $P_f = 1,19 P_i$

- 37 UEL** Considere a mistura de 0,5 mol de CH_4 e 1,5 mol de C_2H_6 , contidos num recipiente de 30,0 litros a 300 K. A pressão parcial do CH_4 , em atmosfera, é igual a
- A 1,0 D 0,41
 B 0,82 E 0,10
 C 0,50

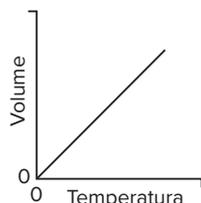
- 38 UFC** Considere um recipiente de 10 L contendo uma mistura gasosa de 0,20 mol de metano, 0,30 mol de hidrogênio e 0,40 mol de nitrogênio, a 25 °C. Admitindo-se o comportamento do gás ideal, pede-se:
- a) a pressão, em atmosferas, no interior do recipiente.
 b) as pressões parciais dos componentes.
- Dado: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

- 39 UFPE 2012** Gases ideais são sistemas muito importantes em Química e Física, pois têm equações de estado conhecidas. Sobre o comportamento de gases ideais, é correto afirmar que:

- as equações de estado de gases ideais independem da natureza química do gás.
- num gás que apresenta comportamento ideal, as energias de interações médias entre as moléculas são desprezíveis, comparadas com as suas energias cinéticas médias.
- para uma mistura de dois gases ideais, a pressão total do sistema é maior que a soma das pressões parciais dos gases.
- o gráfico a seguir representa a dependência do volume com a pressão para um gás ideal numa temperatura constante.



- o gráfico a seguir representa a dependência do volume com a temperatura para um gás ideal numa pressão constante.



- 40 UFPE** Um frasco de 22,4 L contém 2,0 mol de H_2 e 1,0 mol de N_2 , a 273,15 K ($R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$). Portanto, podemos afirmar que:

- as frações molares de H_2 e N_2 são respectivamente $\frac{2}{3}$ e $\frac{1}{3}$.
- as pressões parciais de H_2 e N_2 são respectivamente 2,0 atm e 1,0 atm.
- a pressão total no vaso é de 3,0 atm.
- ao comprimirmos os gases, até a metade do volume inicial do frasco, teremos uma pressão final de 1,5 atm.
- os gases H_2 e N_2 possuem densidades diferentes e, por isso, não se misturam.

- 41 UEM 2014** Considere uma mistura gasosa formada por 8 g de H_2 e 32 g de O_2 que exerce uma pressão total igual a 50 kPa em um recipiente de 40 litros e assinale o que for correto.

- 01 A fração, em mols, de hidrogênio é 0,8.
 02 A pressão parcial do oxigênio é 10 kPa.
 04 O volume parcial do hidrogênio é 32 litros.
 08 A porcentagem, em volume, do oxigênio é 20%.
 16 A pressão parcial do hidrogênio é 45 kPa.

Soma:

- 42 PUC-PR 2016** A atmosfera é uma camada de gases que envolve a terra, sua composição em volume é basicamente feita de gás nitrogênio (78%), gás oxigênio (21%) e 1% de outros gases, e a pressão atmosférica ao nível do mar é de aproximadamente 100000 Pa. A altitude altera a composição do ar, diminui a concentração de oxigênio, tornando-o menos denso, com mais espaços vazios entre as moléculas; conseqüentemente, a pressão atmosférica diminui. Essa alteração na quantidade de oxigênio dificulta a respiração, caracterizando o estado clínico conhecido como hipóxia, que causa náuseas, dor de cabeça, fadiga muscular e mental, entre outros sintomas. Em La Paz, na Bolívia, capital mais alta do mundo, situada a 3600 metros acima do nível do mar, a pressão atmosférica é cerca de 60000 Pa e o teor de oxigênio no ar atmosférico é cerca de 40% menor que ao nível do mar. Os 700000 habitantes dessa região estão acostumados ao ar rarefeito da Cordilheira dos Andes e comumente mascam folhas de coca para atenuar os efeitos da altitude. Em La Paz, a pressão parcial do gás oxigênio, em volume, é aproximadamente de:

- A 10200 Pa. C 16000 Pa. E 24000 Pa.
 B 12600 Pa. D 20000 Pa.

- 43 FICSAE 2017** Foi realizada a combustão do gás butano em reator fechado. Inicialmente, a pressão parcial de gás butano era de 100 mbar, enquanto a pressão parcial de gás oxigênio era de 500 mbar.

Considerando que todo butano e oxigênio foram consumidos e que os únicos produtos formados foram

água, dióxido de carbono e monóxido de carbono, pode-se afirmar que a relação entre a pressão parcial de CO e a pressão parcial de CO₂, após o término da reação, é aproximadamente igual a

- A 3. B 2. C 1. D $\frac{1}{2}$.

44 Uneb 2014 Em média, os seres humanos respiram automaticamente 12 vezes por minuto e esse ciclo, em conjunto com os batimentos cardíacos, é um dos dois ritmos biológicos vitais. O cérebro ajusta a cadência da respiração às necessidades do corpo sem nenhum esforço consciente. Mas o ser humano tem a capacidade de deliberadamente prender a respiração por curtos períodos. Essa capacidade é valiosa quando se precisa evitar que água ou poeira invadam os pulmões, estabilizar o tórax antes do esforço muscular e aumentar o fôlego quando necessário para se falar sem pausas.

Muito antes que a falta de oxigênio ou excesso de dióxido de carbono possa danificar o cérebro, algum mecanismo, aparentemente, leva ao ponto de ruptura, além do qual se precisa desesperadamente de ar.

Uma explicação lógica hipotética para o ponto de ruptura é que sensores especiais do corpo analisam alterações fisiológicas associadas ao inspirar e expirar antes que o cérebro apague.

O ponto de ruptura é o momento exato em que uma pessoa em apneia precisa desesperadamente de ar. O treinamento da apneia pode ampliá-la, assim como a meditação, que inunda o corpo com oxigênio, eliminando o dióxido de carbono, CO₂.

(PARKES. 2013. p. 22-27)

Considerando-se que no ponto de ruptura, momento exato em que uma pessoa em apneia precisa desesperadamente de ar, a composição média em volume do ar expirado pelos pulmões, ao nível do mar, é de 80% de nitrogênio, N₂(g), 15% de oxigênio, O₂(g), e 5% de dióxido de carbono, CO₂(g), é correto afirmar:

- A A fração em mol do CO₂(g) é 2,20.
 B O volume parcial do nitrogênio é 17,92 L.
 C A pressão parcial do oxigênio é igual a 114 mmHg.
 D O CO₂(g) é essencial à manutenção do estado de consciência.
 E O metabolismo celular deixa completamente de produzir energia, durante o estado meditativo.

45 UFPB A atmosfera é uma preciosa camada de gases considerada vital, protegendo os seres vivos de radiações nocivas e fornecendo substâncias importantes como oxigênio, nitrogênio, dióxido de carbono, água, dentre outras. Além disso, os gases têm ampla aplicabilidade: o N₂O é usado como anestésico; o CO₂, no combate a incêndios; o CH₄, como combustível; o O₂, em equipamentos de mergulho etc.

Considerando os conceitos relacionados com a teoria dos gases ideais, numere a segunda coluna de acordo com a primeira.

1. Fração molar
 2. Princípio de Avogadro
 3. Transformação isocórica
 4. Lei de Dalton das pressões parciais

5. Transformação isobárica
 6. Transformação isotérmica

- Para uma quantidade fixa de um gás ideal, a volume constante, a pressão é diretamente proporcional à temperatura.
 ■ Sob as mesmas condições de temperatura e pressão, volumes iguais de dois gases ideais contêm igual número de moléculas.
 ■ A pressão total de uma mistura de gases ideais é igual à soma das pressões individuais de cada gás presente na mistura.
 ■ Razão entre o número de mols de um gás ideal, presente em uma mistura gasosa, e o número total de mols dos gases constituintes da mistura.
 ■ Para uma quantidade fixa de um gás ideal, à pressão constante, o volume é diretamente proporcional à temperatura.

A sequência correta é:

- A 6, 1, 4, 2, 5 C 3, 2, 4, 1, 5 E 3, 1, 4, 2, 6
 B 6, 2, 4, 1, 3 D 3, 4, 2, 1, 6

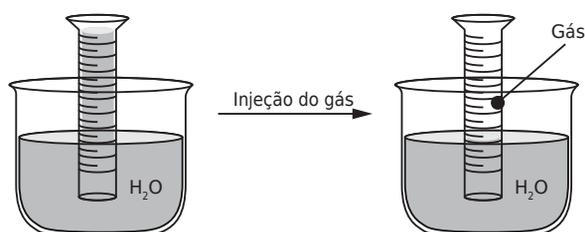
46 Fuvest Na respiração humana o ar inspirado e o ar expirado têm composições diferentes. A tabela a seguir apresenta as pressões parciais, em mmHg, dos gases da respiração em determinado local.

gás	ar inspirado	ar expirado
oxigênio	157,9	115,0
dióxido de carbono	0,2	x
nitrogênio	590,2	560,1
argônio	7,0	6,6
vapor d'água	4,7	46,6

Qual é o valor de x, em mmHg?

- A 12,4 C 48,2 E 71,3
 B 31,7 D 56,5

47 UFG 2014 Em um experimento, 90 cm³ de um gás são injetados em uma proveta submersa, de modo que o nível do gás em seu interior tenha a mesma altura que a água da cuba, conforme esquema apresentado a seguir. O experimento ocorre a 29 °C. A massa do gás injetado é de 203 mg.



Dados: Pressão de vapor da H₂O a 29 °C = 30 mmHg
 R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹

Considerando o exposto, determine a massa molar do gás em questão e escreva a fórmula estrutural plana de um dos isômeros do gás.

48 FEI A mistura gasosa ciclopropano-oxigênio pode ser usada como anestésico. Sabendo-se que as pressões parciais do ciclopropano C_3H_6 e do oxigênio O_2 na mistura são respectivamente iguais a 160 mmHg e 525 mmHg, a relação entre suas correspondentes massas é:

Dados: Massas molares: $C_3H_6 = 42 \text{ g/mol}$; $O_2 = 32 \text{ g/mol}$
A 160/525 **C** 2/5 **E** 2/7
B 42/32 **D** 160/685

49 UFPR 2013 Num depósito há três cilindros idênticos de gás, numa mesma temperatura, e cada cilindro possui um rótulo com as seguintes informações:

Cilindro 1	7 g de N_2	16 g de O_2	6 g de He
Cilindro 2	14 g N_2	8 g de O_2	13 g de CO_2
Cilindro 3	8 g de CH_4	13 g de O_2	4 g H_2

Dados MM(g/mol): C = 12,01; H = 1,008; O = 15,999; N = 14,007; He = 4,003.

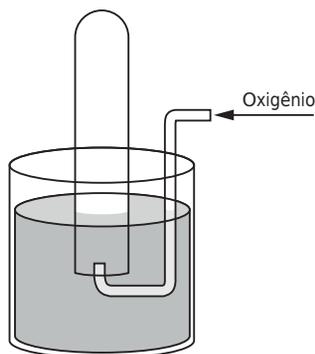
Com base nesse quadro, considere as seguintes afirmativas:

- O cilindro 1 apresenta a maior pressão parcial de O_2 .
- O cilindro 2 apresenta a menor pressão parcial de N_2 .
- O cilindro 3 apresenta a menor pressão parcial de O_2 .
- O cilindro 3 apresenta a maior pressão total.

Assinale a alternativa correta.

- A** Somente as afirmativas 1 e 4 são verdadeiras.
B Somente as afirmativas 2 e 3 são verdadeiras.
C Somente as afirmativas 1, 2 e 4 são verdadeiras.
D Somente as afirmativas 2, 3 e 4 são verdadeiras.
E As afirmativas 1, 2, 3 e 4 são verdadeiras.

50 Unifesp A figura representa um experimento de coleta de 0,16 g de gás oxigênio em um tubo de ensaio inicialmente preenchido com água destilada a $27^\circ C$.



Quando o nível da água dentro do tubo de ensaio é o mesmo que o nível de fora, a pressão no interior do tubo é de 0,86 atm. Dadas a pressão de vapor (H_2O) a $27^\circ C = 0,040 \text{ atm}$ e $R = 0,082 \text{ atm} \cdot L \cdot K^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$, o volume de gás, em mL, dentro do tubo de ensaio é igual a:

- A** 30 **C** 150 **E** 300
B 140 **D** 280

51 ITA 2017 Um frasco fechado contém dois gases cujo comportamento é considerado ideal: hidrogênio molecular e monóxido de nitrogênio. Sabendo que a pressão parcial do monóxido de nitrogênio é igual a $3/5$ da pressão parcial do hidrogênio molecular e que a massa total da mistura é de 20 g, assinale a alternativa que fornece a porcentagem em massa do hidrogênio molecular na mistura gasosa.

- A** 4% **B** 6% **C** 8% **D** 10% **E** 12%

52 UEM 2016 Assinale o que for correto.

- No que diz respeito à interpretação microscópica de uma transformação isobárica, pode-se dizer que o aumento da violência das colisões contra as paredes internas do recipiente, provocado pelo aumento de temperatura, é compensado pela diminuição da frequência com que as colisões ocorrem.
- Um balão de festas de 2 L, mantido a $21^\circ C$ em um ambiente com ar condicionado, é levado para o exterior, onde a temperatura é $32^\circ C$. Admitindo-se que as variações de pressão possam ser desprezadas, o aumento de volume do balão será inferior a 10% do volume inicial.
- Considere a decomposição do $CaCO_3(s)$ em $CaO(s)$ e $CO_2(g)$. Admitindo-se que 50,0 g de $CaCO_3(s)$ tenham sido totalmente decompostos, a pressão do $CO_2(g)$ produzido será de aproximadamente 4,1 atm se este gás tiver sido coletado em um recipiente de 3 L e estabilizado a uma temperatura de $27^\circ C$. Dados: $R = 0,082 \text{ (atm} \cdot L)/(\text{mol} \cdot K)$; $Ca = 40$; $C = 12$; $O = 16$.
- Um gás real, sendo resfriado isobaricamente a 1 atm, atingirá seu menor volume possível, no estado gasoso, a $-273^\circ C$.
- Segundo a Lei de Amagat, o volume total de uma mistura gasosa é igual à soma dos volumes parciais de seus componentes.

Soma:

53 UFG Os veículos abastecidos com gás natural veicular (GNV) possuem um cilindro para armazenar o gás, cujo volume, quando cheio d'água, é de 30,0 L. Quando cheio de gás, a $27^\circ C$, a pressão interna desse cilindro é de 200 atm. Considere a composição do gás apresentada na tabela a seguir e os valores da constante universal dos gases.

Composição do GNV	
substância	% molar
metano	88,0
etano	9,0
propano	0,4
nitrogênio	1,2
outros	1,4

Constante universal dos gases (R)

$$8,20578 \cdot 10^{-2} \text{ L atm K}^{-1} \text{mol}^{-1}$$

$$8,3145 \text{ L kPa K}^{-1} \text{mol}^{-1}$$

$$62,3693 \text{ L mmHg K}^{-1} \text{mol}^{-1}$$

Qual a massa, em quilogramas, de dióxido de carbono produzida quando todo GNV contido num cilindro com as características apresentadas acima for utilizado por um veículo?

- A $2,44 \cdot 10^2$
- B $1,28 \cdot 10^2$
- C 11,50
- D 10,70
- E 9,40

54 ITA Dois compartimentos, 1 e 2, têm volumes iguais e estão separados por uma membrana de paládio, permeável apenas à passagem de hidrogênio. Inicialmente, o compartimento 1 contém hidrogênio puro (gás) na pressão $P(\text{H}_2, \text{puro}) = 1 \text{ atm}$, enquanto que o compartimento 2 contém uma mistura de hidrogênio e nitrogênio, ambos no estado gasoso, com pressão total $P(\text{mist}) = (P(\text{H}_2) + P(\text{N}_2)) = 1 \text{ atm}$. Após o equilíbrio termodinâmico entre os dois compartimentos ter sido atingido, é correto afirmar que:

- A $P(\text{H}_2, \text{puro}) = 0$.
- B $P(\text{H}_2, \text{puro}) = P(\text{N}_2, \text{mist})$.
- C $P(\text{H}_2, \text{puro}) = P(\text{mist})$.
- D $P(\text{H}_2, \text{puro}) = P(\text{H}_2, \text{mist})$.
- E $P(\text{compartimento } 2) = 2 \text{ atm}$.

55 Fuvest Dados referentes aos planetas:

VÊNUS:

% (em volume) de N_2 na atmosfera = 4,0
 Temperatura na superfície (K) = 750
 Pressão na superfície (atm) = 100

TERRA:

% (em volume) de N_2 na atmosfera = 80
 Temperatura na superfície (K) = 300
 Pressão na superfície (atm) = 1,0

A relação entre o número de moléculas de N_2 em volumes iguais das atmosferas de Vênus e da Terra é:

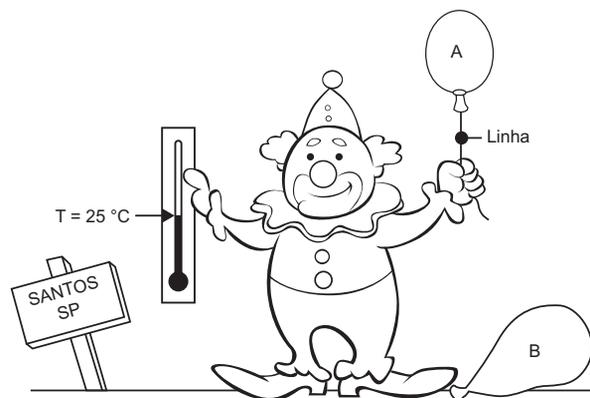
- A 0,10
- B 0,28
- C 2,0
- D 5,7
- E 40

56 UFJF 2015 A lei dos gases ideais pode ser utilizada para determinar a massa molar de uma substância. Sabendo-se que a densidade (d) do enxofre na forma gasosa, na temperatura de $500 \text{ }^\circ\text{C}$ e pressão de $0,888 \text{ atm}$, é $3,710 \text{ g L}^{-1}$, é correto dizer que a fórmula da molécula de enxofre nessas condições é:

Dados: $R = 0,082 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$; massa molar do $\text{S} = 32 \text{ g mol}^{-1}$

- A S_2
- B S_4
- C S_6
- D S_8
- E S_9

57 Fuvest



Ao nível do mar e a $25 \text{ }^\circ\text{C}$:

volume molar de gás = 25 L/mol

densidade do ar atmosférico = $1,2 \text{ g/L}$

(Dados: $\text{H} = 1$, $\text{C} = 12$, $\text{N} = 14$, $\text{O} = 16$ e $\text{Ar} = 40$)

As bexigas A e B podem conter, respectivamente:

- A argônio e dióxido de carbono.
- B dióxido de carbono e amônia.
- C amônia e metano.
- D metano e amônia.
- E metano e argônio.

58 PUC-Campinas A massa molar de um gás que possui densidade da ordem de $0,08 \text{ g/L}$ a $27 \text{ }^\circ\text{C}$ e 1 atm é, aproximadamente,

Dados:

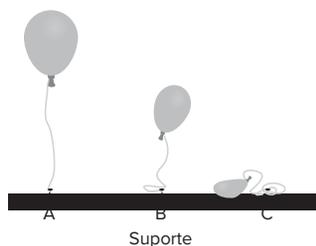
$R =$ Constante universal dos gases $8 \cdot 10^{-2} \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

- A 5 g/mol .
- B 4 g/mol .
- C 3 g/mol .
- D 2 g/mol .
- E 1 g/mol .

59 Unicamp O gás hidrogênio é constituído por moléculas diatômicas, H_2 . Sua densidade, a $0 \text{ }^\circ\text{C}$ e 1 atm de pressão, é $0,090 \text{ g/L}$. Cada átomo de hidrogênio é formado por 1 próton e por 1 elétron. Sabendo-se que o deutério é o isótopo de hidrogênio que contém 1 próton, 1 elétron e 1 nêutron:

- a) qual é a relação entre as massas dos átomos de hidrogênio e de deutério?
- b) qual é a densidade do gás deutério nas mesmas condições?

60 Fuvest A velocidade com que um gás atravessa uma membrana é inversamente proporcional à raiz quadrada de sua massa molar. Três bexigas idênticas, feitas com membrana permeável a gases, expostas ao ar e inicialmente vazias, foram preenchidas, cada uma, com um gás diferente. Os gases utilizados foram hélio, hidrogênio e metano, não necessariamente nessa ordem. As bexigas foram amarradas, com cordões idênticos, a um suporte. Decorrido algum tempo, observou-se que as bexigas estavam como na figura.



Dados:

Massas molares (g/mol): H = 1,0; He = 4,0; C = 12.

Massa molar média do ar: 29 g/mol

Conclui-se que as bexigas A, B e C foram preenchidas, respectivamente, com

- A hidrogênio, hélio e metano.
- B hélio, metano e hidrogênio.
- C metano, hidrogênio e hélio.
- D hélio, hidrogênio e metano.
- E metano, hélio e hidrogênio.

61 Unicamp Durante os dias quentes de verão, uma brincadeira interessante consiste em pegar um saco plástico, leve e de cor preta, encher 3/4 do seu volume, com ar, amarrar hermeticamente a sua boca, expondo-o, em seguida aos raios solares. O ar no interior do saco é aquecido, passando a ocupar todo o volume. Como consequência, o saco sobe na atmosfera como um balão.

- a) Considere a pressão atmosférica constante durante a brincadeira e considerando ainda que inicialmente o ar estava a 27 °C, calcule a variação da temperatura do ar no interior do saco plástico, entre a situação inicial e a final, quando o gás ocupa todo o volume.
- b) Qual é a relação entre as densidades do ar no início e no instante em que todo o volume do saco é ocupado?

62 Fuvest Uma balança de dois pratos, tendo em cada prato um frasco aberto ao ar, foi equilibrada nas condições-ambiente de pressão e temperatura. Em seguida, o ar atmosférico de um dos frascos foi substituído, totalmente, por outro gás. Com isso, a balança se desequilibrou, pendendo para o lado em que foi feita a substituição.

- a) Dê a equação da densidade de um gás (ou mistura gasosa), em função de sua massa molar (ou massa molar média).
- b) Dentre os gases da tabela, quais os que, não sendo tóxicos nem irritantes, podem substituir o ar atmosférico para que ocorra o que foi descrito? Justifique.

Gás	H ₂	He	NH ₃	CO	ar	O ₂	CO ₂	NO ₂	SO ₂
M/g mol ⁻¹	2	4	17	28	29	32	44	46	64

Equação dos gases ideais: $PV = nRT$

P = pressão

V = volume

n = quantidade de gás

R = constante dos gases

T = temperatura

M = massa molar (ou massa molar média)

63 Unicamp Um balão meteorológico de cor escura, no instante de seu lançamento, contém 100 mols de gás hélio (He). Após ascender a uma altitude de 15 km, a pressão do gás se reduziu 100 mmHg e a temperatura, devido à irradiação solar, aumentou para 77 °C.

Calcule nestas condições:

- a) o volume do balão meteorológico.
- b) a densidade do hélio em seu interior.

Constante dos gases ideais

$R = 62 \text{ L} \cdot \text{mmHg} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

Massa molar de He = $4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

64 Mackenzie A velocidade de difusão do gás hidrogênio é igual a 27 km/min, em determinadas condições de pressão e temperatura. Nas mesmas condições, a velocidade de difusão do gás oxigênio em km/h é de:

(Massas atômicas: H = 1; O = 16)

- A 4 km/h.
- B 108 km/h.
- C 405 km/h.
- D 240 km/h.
- E 960 km/h.

65 UEL Os gases do estômago, responsáveis pelo arroto, apresentam composição semelhante à do ar que respiramos: nitrogênio, oxigênio, hidrogênio e dióxido de carbono. Nos gases intestinais, produzidos no intestino grosso pela decomposição dos alimentos, encontra-se também o gás metano. Considerando cada gás individualmente, qual seria a ordem esperada de liberação destes para o ambiente, em termos de suas velocidades médias de difusão no ar?

- A N₂, O₂, CO₂, H₂, CH₄.
- B H₂, N₂, O₂, CH₄, CO₂.
- C H₂, CH₄, N₂, O₂, CO₂.
- D CO₂, O₂, N₂, H₂, CH₄.
- E CH₄, CO₂, N₂, O₂, H₂.

66 ITA Dois frascos, A e B, contêm soluções aquosas concentradas em HCl e NH₃, respectivamente. Os frascos são mantidos aproximadamente a um metro de distância entre si, à mesma temperatura ambiente. Abertos os frascos, observa-se a formação de um aerossol branco entre os mesmos. Descreva o fenômeno e justifique por que o aerossol branco se forma em uma posição mais próxima a um dos frascos do que ao outro.

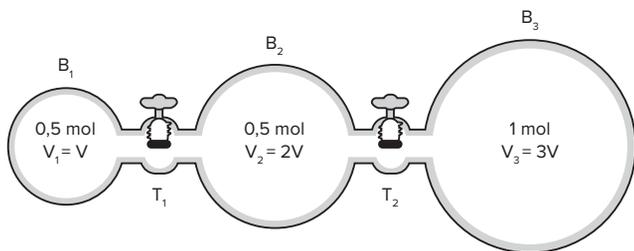
67 UEM 2012 Balões vendidos em parques e festas sobem porque são preenchidos com hélio ou hidrogênio. Após algumas horas, esses balões tendem a murchar, pois o gás escapa pela borracha do balão. A esse respeito, assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

- 01 Hidrogênio e hélio escapam do balão através de um processo chamado difusão de gases.
- 02 Se um balão fosse preenchido com hidrogênio e hélio, esta mistura de gases seria homogênea.
- 04 A velocidade de efusão de gases depende somente do meio pelo qual esses gases efundem.

- 08 A densidade absoluta de um gás pode ser expressa como sendo a razão entre a sua massa molar em gramas e 22,4 litros, nas CNTP.
- 16 Gás sulfídrico, um gás tóxico, por ser mais denso que o ar, acumula-se junto ao solo quando escapa de seu recipiente.

Soma:

- 68 UFV A figura a seguir mostra um sistema de três balões de vidro contendo gás nitrogênio (N_2) nas quantidades e nos volumes indicados. Esses balões são interligados por meio das torneiras T_1 e T_2 , inicialmente fechadas.



Considerando que o N_2 comporta-se como um gás ideal e que a temperatura nos três balões é a mesma e permanece constante, analise as seguintes afirmativas:

- A pressão em B_1 é igual à pressão em B_2 .
- Os produtos P_1V_1 , P_2V_2 e P_3V_3 são iguais entre si.

- Se apenas a torneira T_1 for aberta, a pressão em B_2 ficará igual à pressão em B_3 .
- Se apenas a torneira T_2 for aberta, haverá difusão do gás de B_3 para B_2 .
- Se as torneiras T_1 e T_2 forem abertas, o número de moles em B_1 continuará sendo igual a 0,5.

Assinale a alternativa correta:

- Apenas as afirmativas III e IV são verdadeiras.
- Apenas as afirmativas II, IV e V são verdadeiras.
- Apenas as afirmativas I, II e III são verdadeiras.
- Apenas as afirmativas I, II, IV e V são verdadeiras.
- Todas as afirmativas são verdadeiras.

- 69 UFG O processo de enriquecimento de urânio passa pela separação de hexafluoretos de urânio, UF_6 , que são constituídos por diferentes isótopos de urânio. As velocidades de efusão desses hexafluoretos são muito próximas, sendo que a razão entre a velocidade de efusão do hexafluoreto que contém o isótopo de urânio mais leve em relação ao que contém o mais pesado é de 1,0043. De acordo com a lei de efusão de Graham, essa razão é igual à raiz quadrada da relação inversa de suas massas molares. Sendo a massa molar da substância que contém o isótopo de urânio mais leve igual a 349 g/mol, calcule a massa atômica do isótopo mais pesado.

Texto complementar

Entendendo melhor os gases reais

Equação de Van der Waals

O modelo do gás ideal veio simplificar o estudo dos gases. Durante todo o capítulo, tivemos a oportunidade de estudar os gases ideais. Mas quais são as principais diferenças, mesmo que na maioria das vezes sutis, existentes entre os gases ideais e os gases reais?

Primeiramente, as moléculas gasosas têm dimensão, ou seja, não são estruturas pontuais. Devido a isso, o espaço vazio que existe dentro do recipiente não é mais o volume do recipiente. Nesse caso:

$$V_{\text{recipiente}} = V_{\text{espaço vazio}} + V_{\text{moléculas}}$$

Portanto, o volume de espaço efetivamente vazio é dado por:

$$V_{\text{espaço vazio}} = V_{\text{recipiente}} - V_{\text{moléculas}}$$

Como representamos o volume do recipiente simplesmente por V , temos:

$$V_{\text{espaço vazio}} = V - V_{\text{moléculas}} \quad (i)$$

Entretanto, define-se o valor b como sendo o volume de 1 mol de moléculas. Deve-se entender que não é o volume que essas moléculas ocupam junto com o espaço vazio que as circunda, mas é o volume que essas moléculas têm. Assim, se dentro de um recipiente há n mols de moléculas, então:

$$V_{\text{moléculas}} = n \cdot b \quad (ii)$$

Substituindo (ii) em (i), temos:

$$V_{\text{espaço vazio}} = V - V_{\text{moléculas}} \therefore V_{\text{espaço vazio}} = V - nb \quad (iii)$$

O valor de b é específico para cada gás e é medido experimentalmente. Há uma tabela para os valores de b de diversos gases, que será apresentada mais a frente.

Com relação à pressão, a diferença que existe entre os gases reais e ideais reside no fato de que, nos gases reais, há uma pequena força atrativa entre as moléculas, de natureza predominantemente eletromagnética. Essas pequenas interações resultam em duas importantes consequências:

- diminuição da frequência de choques entre as moléculas e as paredes do recipiente.
- diminuição da força de cada um dos choques contra as paredes do recipiente.

Esses dois fatores fazem com que a pressão do gás real seja menor do que a pressão que o gás exerceria se fosse ideal.

A diminuição da frequência de choques entre as moléculas e as paredes do recipiente se dá pelo fato de que, como as moléculas se atraem entre si (mesmo que pouco), as forças atrativas atuam em todos os sentidos, mas a resultante para cada molécula está apontada para o centro de massa do recipiente. Como o sentido do centro de massa é o oposto das paredes, isso resulta em uma frequência menor de choques contra as paredes do recipiente, quando se compara com o mesmo gás sem essas forças atrativas (gás ideal). Consequentemente, isso faz com que a pressão do gás real seja menor do que a do gás ideal. Observe o esquema a seguir:

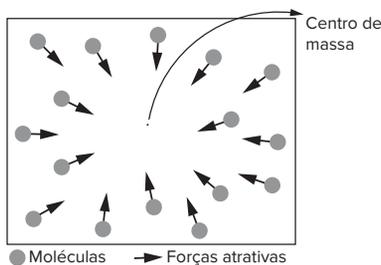


Fig. 31 Forças atrativas resultantes em cada molécula apontando para o centro de massa do recipiente, fator que diminui a frequência de choques das moléculas gasosas contra as paredes.

Os choques contra as paredes do recipiente, além de menos frequentes, são mais fracos. Isso ocorre porque, quando uma molécula está na iminência do choque contra a parede, todas as outras moléculas gasosas a atraem no sentido oposto, diminuindo a força do choque. Veja na figura a seguir:

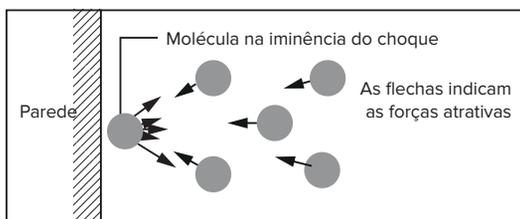


Fig. 32 Forças atrativas atuando na molécula que está na iminência do choque contra o recipiente, fator que diminui a força do choque dessa molécula gasosa contra a parede.

A perda de frequência dos choques e a perda de força de cada choque são proporcionais à concentração de moléculas gasosas dentro do recipiente, ou seja, proporcionais à razão $\frac{n}{V}$. Isso ocorre porque as forças atrativas, que são a causa desses dois efeitos, serão tanto maiores quanto mais moléculas houver e tanto menores quanto maior for a distância entre elas. Essa distância será maior quanto maior for o volume. Assim, as perdas de pressão são ambas proporcionais a $\frac{n}{V}$. Dessa forma:

$$P_{\text{real}} = P_{\text{ideal}} - \text{perdas} \therefore P_{\text{real}} = P_{\text{ideal}} - \underbrace{k' \cdot \frac{n}{V}}_{\text{perda de frequência}} \cdot \underbrace{k'' \cdot \frac{n}{V}}_{\text{perda de força}} \therefore$$

$$P_{\text{real}} = P_{\text{ideal}} - a \cdot \left(\frac{n}{V}\right)^2$$

O valor de a é específico para cada gás e é medido experimentalmente. Uma tabela com valores de a de diversos gases será mostrada mais à frente.

Como a equação de Clapeyron vale para o gás ideal, podemos escrever:

$$P_{\text{ideal}} \cdot V_{\text{ideal}} = nRT$$

Mas o volume do gás ideal é o volume de espaço vazio que há no recipiente (as moléculas de um gás ideal são pontuais). Com isso:

$$P_{\text{ideal}} \cdot V_{\text{ideal}} = nRT \therefore \left(P + a \frac{n^2}{V^2}\right) \cdot (V - nb) = nRT \text{ (equação de Van der Waals)}$$

Em que P é a pressão real e V o volume do recipiente.

Essa equação foi proposta pelo holandês Johannes Diderik Van der Waals, como conclusão de seus estudos acerca da inexatidão do comportamento

dos gases com a teoria de Boyle e Charles. Ele concluiu haver forças muito pequenas de atração entre as moléculas gasosas que alteram o comportamento do gás em relação ao modelo do gás ideal. Essas forças foram chamadas de forças de Van der Waals, e o estudo sobre elas fez com que o cientista holandês fosse laureado com o prêmio Nobel de Física de 1910.

A equação de Van der Waals ainda não revela de maneira exata o comportamento de um gás real, mas é uma aproximação bem melhor do que a equação de Clapeyron, principalmente em situações para as quais o gás em estudo foge da idealidade.

Manipulando-se matematicamente a equação de Van der Waals, temos:

$$\left(P + a \frac{n^2}{V^2}\right) \cdot (V - nb) = nRT \therefore \left(P + a \frac{n^2}{V^2}\right) = \frac{nRT}{(V - nb)} \therefore P = \frac{nRT}{(V - nb)} - a \frac{n^2}{V^2}$$

Segundo essa última equação, note que o aumento da constante a diminui a pressão exercida pelo gás. Isso significa que a constante a está relacionada a forças atrativas.

$$P \downarrow = \frac{nRT}{(V - nb)} - a \uparrow \frac{n^2}{V^2}$$

Por sua vez, o aumento da constante b aumenta a pressão exercida pelo gás. Isso indica que a constante b está relacionada a forças repulsivas.

$$P \uparrow = \frac{nRT}{(V - nb \uparrow)} - a \frac{n^2}{V^2}$$

Essas constantes são chamadas de constantes de Van der Waals e, como vimos, é uma propriedade específica de cada gás. Veja alguns valores na tabela a seguir:

Substância	$a(\text{L}^2 \cdot \text{atm}/\text{mol}^2)$	$b(\text{L}/\text{mol})$
He	0,0341	0,02370
Ne	0,211	0,0171
Ar	1,34	0,0322
Kr	2,32	0,0398
Xe	4,19	0,0510
H ₂	0,244	0,0266
N ₂	1,39	0,0391
O ₂	1,36	0,0318
F ₂	1,06	0,0290
Cl ₂	6,49	0,0562
H ₂ O	5,46	0,0305
NH ₃	4,17	0,0371
CH ₄	2,25	0,0428
CO ₂	3,59	0,0427
CCl ₄	20,4	0,1383

Fonte: Brown, T L.; H. E.; Bursten, B. E.; Burdge, J. R. *Química, a ciência central*. 9ª edição. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005.

Tabela: Constantes de Van der Waals para alguns gases.

Note que, como as moléculas de H₂ e He são muito pequenas, seus valores de b são bem menores do que os dos outros gases. Da mesma forma, como a água tem forças intermoleculares atrativas muito fortes, seu valor de a é maior do que os dos outros gases.

Exercícios resolvidos

1 Um recipiente de 2 L contém 4 mols de gás nitrogênio, a temperatura de 27 °C. Sabendo que as constantes de Van der Waals para o N₂ são

$$a = 1,39 \frac{\text{atm L}^2}{\text{mol}^2} \text{ e } b = 0,03913 \text{ L/mol}, \text{ pergunta-se:}$$

- Qual a pressão exercida pelo gás se ele for tratado como ideal?
- Qual a pressão exercida pelo gás se ele for tratado como gás real?
- Esse gás real tem comportamento próximo do gás ideal?

Resolução:

a) Quando o gás tem comportamento ideal, seu comportamento é descrito pela equação de Clapeyron:

$$PV = nRT \therefore P \cdot 2 = 4 \cdot 0,082 \cdot 300 \therefore P_{\text{ideal}} = 49,2 \text{ atm}$$

b) Quando o gás tem comportamento não ideal, seu comportamento é melhor descrito pela equação de Van der Waals:

$$\left(P + a \frac{n^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT \therefore \left(P + 1,39 \cdot \frac{4^2}{2^2}\right)(2 - 4 \cdot 0,03913) = 4 \cdot 0,082 \cdot 300 = P = 47,82 \text{ atm}$$

c) Uma boa maneira de avaliarmos se um gás real tem comportamento próximo do modelo do gás ideal é avaliando o erro relativo, que é dado por:

$$\text{Erro} = \frac{|P_{\text{ideal}} - P_{\text{real}}|}{P_{\text{real}}} = \frac{|49,2 - 47,82|}{47,82} = 0,0289 \text{ ou } 2,89\%$$

Um erro inferior a 5% mostra que a diferença de comportamento entre o gás real e o modelo do gás ideal é pequena. Portanto, esse gás real tem comportamento próximo do modelo do gás ideal.

Fator de compressibilidade (z)

Uma outra forma de analisarmos se um gás se aproxima ou se afasta do modelo do gás ideal é através da medida de uma grandeza chamada fator de compressibilidade (representado por z). Define-se fator de compressibilidade como sendo a razão entre o volume real que 1 mol de gás ocupa e o volume que ele ocuparia caso fosse ideal. De fato:

$$z = \frac{V_{\text{real}}}{V_{\text{ideal}}}$$

Como V_{ideal} pode ser calculado pela equação de Clapeyron, pode-se expressá-lo por:

$$V_{\text{ideal}} = \frac{nRT}{P}$$

Para 1 mol de gás, temos:

$$V_{\text{ideal}} = \frac{RT}{P}$$

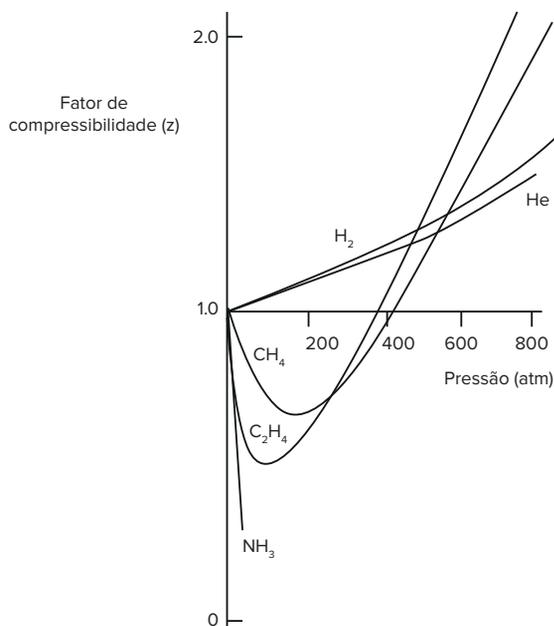
Dessa forma:

$$z = \frac{V_{\text{real}}}{V_{\text{ideal}}} \therefore z = \frac{V_{\text{real}}}{\frac{RT}{P}} \therefore z = \frac{PV_{\text{real}}}{RT}$$

Podemos concluir que:

- se $z > 1$, então para esse gás predominam as forças de repulsão.
- se $z = 1$, o gás tem comportamento de gás ideal.
- se $z < 1$, então para esse gás predominam as forças de atração.

O gráfico do fator de compressibilidade (z) em função da pressão a que o gás está sendo submetido é dado a seguir:



Atkins, Peter William Jones Loretta *Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. 5ª edição. Porto Alegre: Bookman, 2012. Chiang Raymond *Físico-Química para as Ciências Químicas e Biológicas*, 3ª edição. São Paulo: McGrawHill, 2010.

Fig. 33 Fator de compressibilidade de alguns gases em função da pressão.

Por meio desses gráficos, podemos chegar a algumas importantes conclusões:

- Para pressões tendendo a zero, o gás tende ao comportamento ideal. Isso ocorre porque um gás cada vez mais rarefeito tem forças intermoleculares muito próximas de zero e espaços vazios imensos entre as moléculas. Por isso, z tende a 1. Quando a pressão é teoricamente zero, z é teoricamente 1.
- Para pressões não nulas, mas não muito grandes, as forças são predominantemente atrativas, o que resulta em $z < 1$ para a grande maioria dos gases. As duas exceções são H₂ e He. Isso ocorre porque são moléculas com apenas 2 elétrons. Isso resulta em forças de dispersão de London tão pequenas que, para esses dois gases, predominam as forças repulsivas ($z > 1$).
- Para pressões bem altas, todos os gases têm suas moléculas próximas demais. Por isso, predominam as forças repulsivas para todos os gases nessas condições, sendo que, com o aumento da pressão, as forças repulsivas também aumentam. Devido a esse motivo, todos os gases têm $z > 1$ para pressões muito altas, sendo o z crescente para essas condições.
- Entre os gases mostrados, o NH₃ é o que apresenta as maiores forças intermoleculares. Sendo assim, é o gás que atinge o menor z e, portanto, o que mais se afasta da idealidade.

Isotermas de Andrews

Para os gases ideais, as isotermas em um diagrama P versus V são hipérbolas equiláteras. Isso ocorre porque, para um gás ideal, não está prevista nenhuma mudança de estado físico, já que não há forças intermoleculares em sistemas desse tipo.

Entretanto, para um gás real, um aumento de pressão pode resultar em mudança de estado físico, já que há forças intermoleculares.

Para entendermos melhor esse problema, vamos supor uma seringa (sem agulha), como se mostra a imagem a seguir:

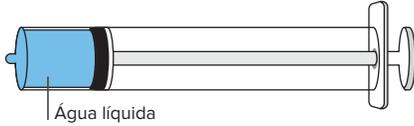


Fig. 34 Seringa contendo apenas água líquida em seu interior.

Puxa-se devagar o êmbolo para fora, com o intuito de que, durante todo o processo, a temperatura permaneça constante. Qual seria, para esse caso, o diagrama P versus V ?

Para podermos construir essa resposta, deve-se primeiramente analisar o diagrama P versus T para a água.

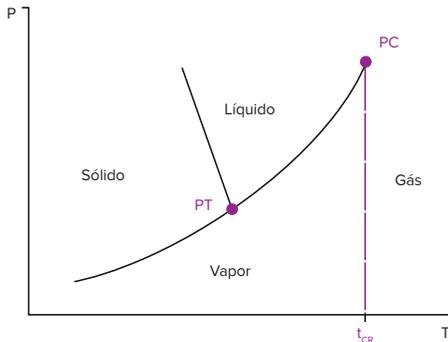


Fig. 35 Diagrama de equilíbrio de fases da água pura. PT representa o ponto triplo da água; PC representa o ponto crítico da água; t_{CR} representa a temperatura crítica da água.

Nesse caso, temos água líquida submetida a uma determinada condição de temperatura e pressão. Se puxarmos o êmbolo devagar, estaremos diminuindo a pressão e mantendo a temperatura constante.

Portanto, o caminho desse procedimento no gráfico é mostrado a seguir:

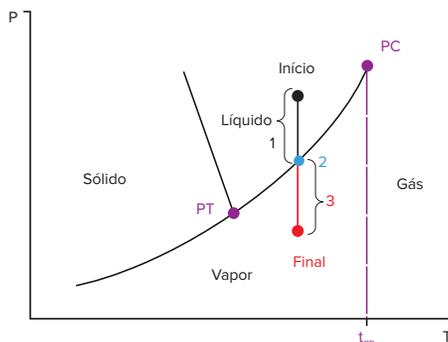


Fig. 36 Descompressão isotérmica de água líquida.

A descompressão é subdividida em três trechos:

1. A pressão diminui a temperatura constante. Entretanto, a água líquida permanece integralmente líquida. Nesse caso, a variação de volume é praticamente desprezível.
2. Ocorre mudança de estado. Toda a água líquida se converte em vapor d'água. Toda essa mudança de estado ocorre à temperatura

constante e para um único valor de pressão. Contudo, o volume do sistema aumenta muito nessa fase, já que os gases ocupam muito mais volume do que os seus respectivos líquidos.

3. A água já se encontra na forma de vapor. Nesse trecho, a isoterma passa a ser a de qualquer gás próximo da idealidade, que é uma hipérbole equilátera.

Assim, o diagrama P versus V pode ser representado por:

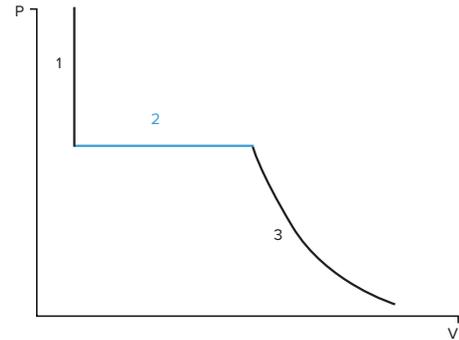


Fig. 37 Isoterma de um gás real e seu respectivo líquido após compressão.

Mas, se traçarmos várias isotermas distintas para esse caso, teremos:

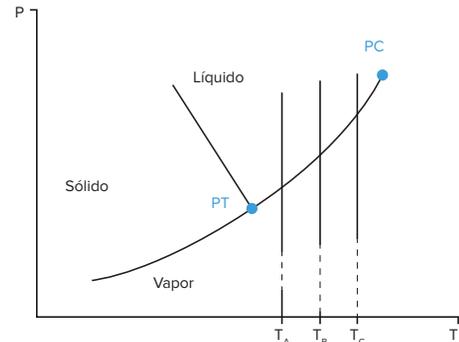


Fig. 38 Diagrama P versus T para água pura, contendo três isotermas distintas.

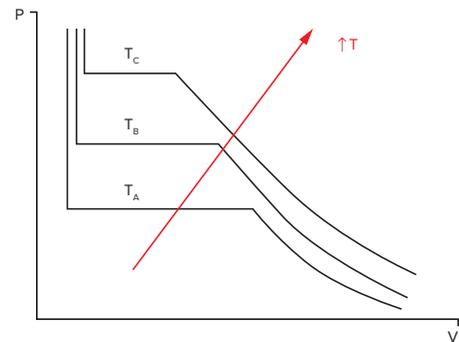


Fig. 39 Respectivas isotermas da figura 38 para o diagrama P versus V , para gases reais e seus respectivos líquidos.

Note que, na figura 39, quanto maior for a temperatura, mais longe da origem estará a curva. Mais importante ainda, a grande diferença entre a isoterma de um gás real e de um gás ideal é que em gases ideais a curva é uma hipérbole equilátera, e, no caso de um gás real, a curva é como mostrada nas figuras 37 e 39. As isotermas de um gás real são chamadas de **isotermas de Andrews**.

Se unirmos os pontos de início e final de mudança de estado através de uma linha pontilhada, obteremos um domo (bastante típico em isotermas de Andrews). Veja no gráfico a seguir:

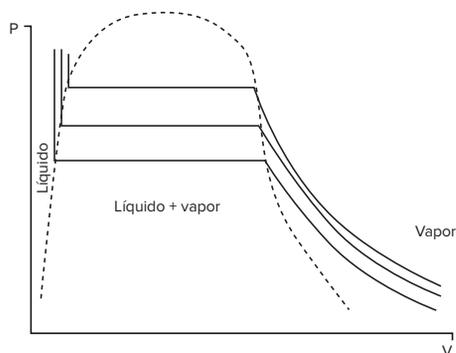
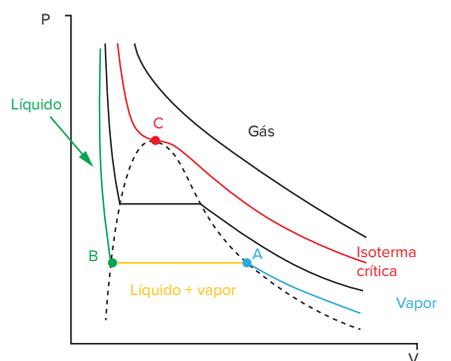


Fig. 40 Isotermas de Andrews e seu domo típico que subdivide o diagrama em três regiões distintas: líquido, líquido e vapor coexistindo em equilíbrio e apenas vapor.

Perceba que, quanto maior for a temperatura, mais a isoterma se aproxima do domo (figura 40) e da temperatura crítica (figura 38). A isoterma de maior temperatura que toca o domo é também a maior temperatura em que se tem a distinção entre os estados líquido e vapor.

Essa temperatura é chamada de **temperatura crítica**. Acima dela, não se nota mais a diferença entre líquido e o estado gasoso. A partir dessa temperatura crítica, o vapor é chamado especificamente de gás e não pode mais ser liquefeito por compressão isotérmica.



Fonte: <http://www2.montes.upm.es/dptos/digfa/cfisica/termo1p/gasreal.html>

Fig. 41 Isotermas de Andrews.

Resumindo

- A atmosfera terrestre é fina, mas exerce uma pressão relevante sobre a superfície do planeta. Sua composição aproximada é de 78% de N_2 , 21% de O_2 e 1% de argônio. A massa molar média do ar seco é de 28,96 g/mol.

- Variáveis de estado:

- Pressão: é o resultado dos choques das moléculas gasosas contra as paredes de um recipiente.

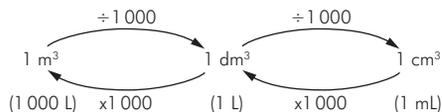
$$1 \text{ atm} = 76 \text{ cmHg} = 760 \text{ mmHg (Torr)} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$$

- Temperatura: é uma medida da energia cinética média translacional das partículas de um sistema.

$$T_{(K)} = t_{(c)} + 273$$

- Volume: é o espaço ocupado por um gás.



- Transformações gasosas:

- Isotérmica (temperatura constante): $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$

- Isobárica (pressão constante): $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

- Isocórica (volume constante): $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$

- Equação geral dos gases: $\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$

- Equação de estado (equação de Clapeyron): $PV = nRT$

- Lei de Avogadro: se dois gases ocupam os mesmos volumes, nas mesmas condições de temperatura e pressão, eles têm o mesmo número de mols (número de moléculas).

- Misturas gasosas:

- Pressão parcial de um gás em uma mistura é a pressão que ele exerceria caso estivesse sozinho no recipiente que contém a mistura.

$$\left. \begin{aligned} P_A \cdot V &= n_A \cdot R \cdot T \\ P_B \cdot V &= n_B \cdot R \cdot T \\ P_C \cdot V &= n_C \cdot R \cdot T \end{aligned} \right\} \text{ (Pressões parciais)}$$

A soma das pressões parciais é a pressão total:

$$P_{\text{total}} = P_X + P_Y + P_Z \quad \text{(Lei de Dalton)}$$

- Volume parcial de um gás em uma mistura é o volume que ele ocuparia sozinho para exercer a pressão total da mistura.

$$\left. \begin{aligned} P \cdot V_A &= n_A \cdot R \cdot T \\ P \cdot V_B &= n_B \cdot R \cdot T \\ P \cdot V_C &= n_C \cdot R \cdot T \end{aligned} \right\} \text{ (Volumes parciais)}$$

A soma dos volumes parciais é o volume total:

$$V_{\text{total}} = V_X + V_Y + V_Z \quad \text{(Lei de Amagat)}$$

- Fração molar de um gás A:

$$X_A = \frac{n_A}{n_{\text{total}}} = \frac{P_A}{P_{\text{total}}} = \frac{V_A}{V_{\text{total}}}$$

- Densidade dos gases:

$$d = \frac{PM}{RT}$$

- Lei de efusão e difusão de Graham:

- Efusão é a passagem de um gás por um orifício pequeno.
- Difusão é o espalhamento de um gás por um ambiente.
- Relação entre as velocidades de propagação dos gases:

$$\frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$



Sites

- Simulador que mostra algumas propriedades dos gases: https://phet.colorado.edu/pt_BR/simulation/legacy/gas-properties.
- Temperatura, pressão e volume molar: <http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc02/atual2.pdf>.

Exercícios complementares

1 Unesp 2012 Os desodorantes do tipo aerossol contêm em sua formulação solventes e propelentes inflamáveis. Por essa razão, as embalagens utilizadas para a comercialização do produto fornecem no rótulo algumas instruções, tais como:

- Não expor a embalagem ao sol.
- Não usar próximo a chamas.
- Não descartar em incinerador.



Uma lata desse tipo de desodorante foi lançada em um incinerador a 25 °C e 1 atm. Quando a temperatura do sistema atingiu 621 °C, a lata explodiu. Considere que não houve deformação durante o aquecimento. No momento da explosão a pressão no interior da lata era

A 1,0 atm. C 3,0 atm. E 30,0 atm.
 B 2,5 atm. D 24,8 atm.

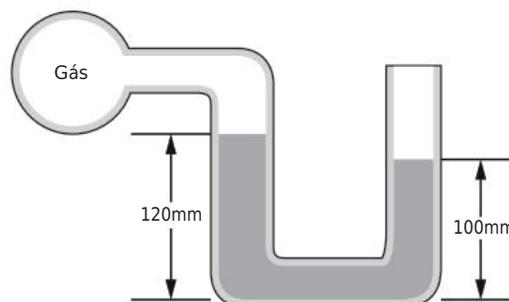
2 UEM 2016 Os gases são substâncias presentes em nosso cotidiano em fatos como: a subida de um balão; o murchar, com o tempo, de uma bexiga de aniversário; o aumento da pressão interna de um pneu em dias quentes; a respiração do ser humano; entre outros. Sobre os gases, assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

- 01 Em um gás, as moléculas estão em contínuo movimento e separadas entre si por grandes espaços vazios em relação ao tamanho delas. Além disso, o movimento das moléculas se dá em todas as direções e em todos os sentidos.
- 02 Um gás não possui forma própria. A forma adquirida é a do recipiente que o contém. Quando um gás é confinado em um recipiente, as moléculas do gás colidem continuamente contra as paredes do recipiente. Dessas colisões resulta o que se chama de pressão do gás.
- 04 Em um gás ideal ou perfeito a pressão é diretamente proporcional ao volume quando a temperatura é constante.

- 08 Um mol de um gás possui aproximadamente $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas do mesmo.
- 16 As moléculas constituintes de um gás possuem movimento desordenado. Esse movimento é denominado agitação térmica. Quanto mais intensa é a agitação térmica maior é a energia cinética de cada molécula e, em consequência, maior é a temperatura do gás.

Soma:

3 UFU Na figura a seguir, a altura do mercúrio no braço direito aberto à pressão atmosférica (760 mmHg) é de 100 mm e a altura no braço esquerdo é de 120 mm. A pressão do gás no bulbo é



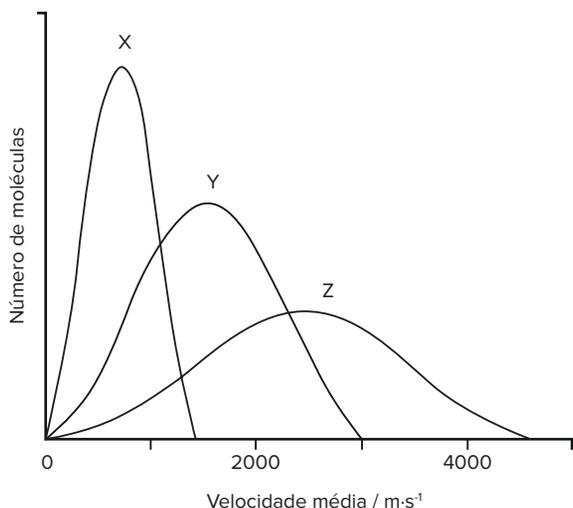
- A 780 mmHg.
- B 640 mmHg.
- C 740 mmHg.
- D 20 mmHg.

4 UnB Estudo das propriedades macroscópicas dos gases permitiu o desenvolvimento da teoria cinético-molecular, a qual explica, ao nível microscópico, o comportamento dos gases. A respeito dessa teoria, julgue os itens que se seguem.

- O comportamento dos gases está relacionado ao movimento uniforme e ordenado de suas moléculas.
- A temperatura de um gás é uma medida da energia cinética de suas moléculas.
- Os gases ideais não existem, pois são apenas modelos teóricos em que o volume das moléculas e suas interações são considerados desprezíveis.
- A pressão de um gás dentro de um recipiente está associada às colisões das moléculas do gás com as paredes do recipiente.

5 UFC

- a) Preencha as lacunas a seguir com as palavras corretas.
Um dado sistema gasoso ideal é constituído por moléculas em movimento constante, uniforme, _____ e _____. As distâncias intermoleculares são muito _____ que as dimensões moleculares, minimizando a possibilidade de _____. As moléculas se chocam entre si e/ou com as paredes do recipiente que as contém de modo elástico com uma dada força, originando a _____ do sistema.
- b) O gráfico a seguir representa curvas de distribuição de número de moléculas em função da velocidade média para gases ideais.



Considere os seguintes sistemas:

- gás H_2 a 100 K;
- gás Cl_2 a 100 K;
- gás Cl_2 a 1000 K.

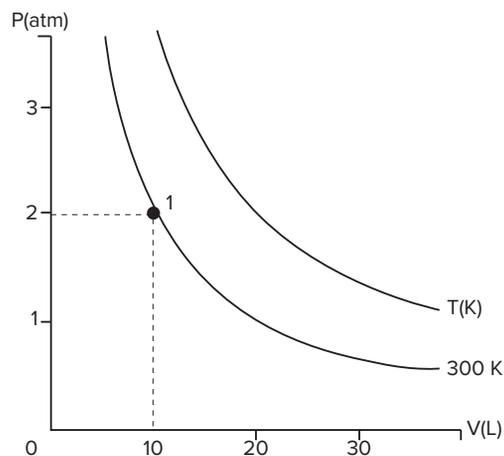
Faça a correta associação entre estes sistemas e as curvas X, Y e Z. Justifique sua resposta.

- 6 **Ufes** O volume V de um gás ideal é diretamente proporcional a sua temperatura absoluta, medida em Kelvin, representado por K .

Se $V = 1500 \text{ cm}^3$ quando $T = 300 \text{ K}$, qual será a temperatura quando o volume for 2500 cm^3 ?

Qual será o volume quando a temperatura for 200 K ? Esboce um gráfico que represente a relação entre V e T .

- 7 **FEI** Um cilindro munido de êmbolo contém um gás ideal representado pelo ponto 1 no gráfico. A seguir o gás é submetido sucessivamente à transformação isobárica (evolui do ponto 1 para o ponto 2), isocórica (evolui do ponto 2 para o ponto 3) e isotérmica (evolui do ponto 3 para o ponto 1). Ao representar os pontos 2 e 3 nas isotermas indicadas, conclui-se que:



- A a temperatura do gás no estado 2 é 450 K .
B a pressão do gás no estado 3 é 2 atm .
C a temperatura do gás no estado 3 é 600 K .
D o volume do gás no estado 2 é 10 L .
E a pressão do gás no estado 2 é 2 atm .

- 8 **Unicamp** Uma garrafa de $1,5$ litros, indeformável e seca, foi fechada por uma tampa plástica. A pressão ambiente era de $1,0$ atmosfera e a temperatura de 27°C . Em seguida, essa garrafa foi colocada ao sol e, após certo tempo, a temperatura em seu interior subiu para 57°C e a tampa foi arremessada pelo efeito da pressão interna.

- a) Qual era a pressão no interior da garrafa no instante imediatamente anterior à expulsão da tampa plástica?
b) Qual é a pressão no interior da garrafa após a saída da tampa? Justifique.

- 9 **UPE/SSA 2016** Cada vez mais conhecido no Nordeste, o futebol americano se consolida em Pernambuco. Entre as regras desse esporte, um lance chama a atenção dos espectadores, o chute de campo (*Field goal*). Para o chute valer 3 pontos, a bola, de formato oval e confeccionada com couro natural ou sintético, tem de passar pelo meio da trave em Y, que fica no final do campo (*endzone*). O recorde de distância do *field goal* é de 64 jardas e pertence a Matt Prater, então jogador do time americano do Denver Broncos. Tanto o referido chute quanto os outros dois maiores, ambos de 63 jardas, ocorreram em Denver, no Colorado, a 1700 metros de altitude e com temperatura média anual de 10°C .

A ocorrência de maiores distâncias de *field goals* em Denver reside no fato de que:

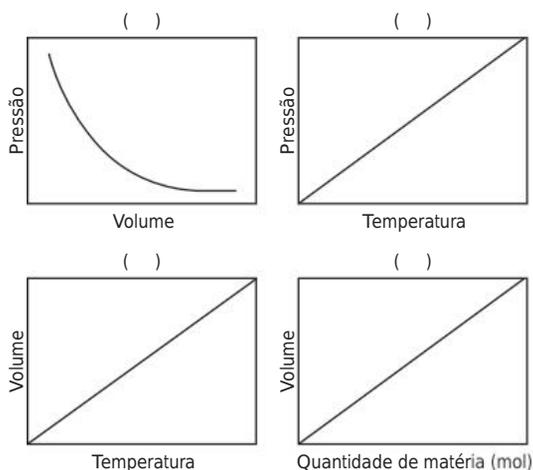
- A a temperatura baixa influencia no volume da bola, favorecendo um chute mais preciso.
B a altitude de Denver deixa o ar mais rarefeito, possibilitando uma menor resistência do ar e facilitando o chute.
C a altitude de Denver influencia no metabolismo do atleta de forma positiva, possibilitando chutes mais potentes.

- D a temperatura baixa influencia no material usado na fabricação da bola, tornando os chutes mais potentes e precisos.
- E a altitude de Denver e a baixa temperatura combinadas fazem nevar o ano inteiro, nessa capital, o que facilita o chute.

10 UFPR 2014 A equação geral dos gases ideais é uma equação de estado que correlaciona pressão, temperatura, volume e quantidade de matéria, sendo uma boa aproximação ao comportamento da maioria dos gases.

Os exemplos descritos a seguir correspondem às observações realizadas para uma quantidade fixa de matéria de gás e variação de dois parâmetros. Numere as representações gráficas relacionando-as com as seguintes descrições.

1. Ao encher um balão com gás hélio ou oxigênio, o balão apresentará a mesma dimensão.
2. Ao encher um pneu de bicicleta, é necessária uma pressão maior que a utilizada em pneu de carro.
3. O cozimento de alimentos é mais rápido em maiores pressões.
4. Uma bola de basquete cheia no verão provavelmente terá aparência de mais vazia no inverno, mesmo que não tenha vazado ar.



Assinale a alternativa que apresenta a sequência correta na numeração das representações gráficas.

- A 1 – 3 – 4 – 2
- B 2 – 3 – 4 – 1
- C 4 – 2 – 1 – 3
- D 4 – 3 – 1 – 2
- E 2 – 4 – 3 – 1

11 Unisinos 2012 Os gases perfeitos obedecem a três leis bastante simples: a lei de Boyle, a lei de Gay-Lussac e a lei de Charles, formuladas segundo o comportamento de três grandezas que descrevem as propriedades dos gases: o volume (V), a pressão (P) e a temperatura absoluta (T).

O número de moléculas influencia a pressão exercida pelo gás, ou seja, a pressão depende também, diretamente, da massa do gás. Considerando esses resultados, Paul Emile Clapeyron (1799-1844) estabeleceu uma relação entre as variáveis de estado com

esta expressão matemática: $pV = nRT$ onde n é o número de mols, e R é a constante universal dos gases perfeitos.

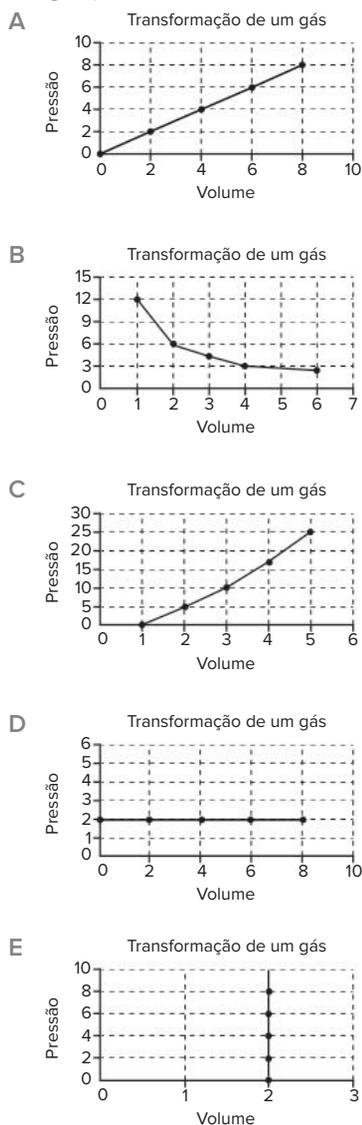
Ao calibrar um pneu, altera-se o número de moléculas de ar no interior dele. Porém, a pressão e o volume podem, também, sofrer modificação com a variação da temperatura.



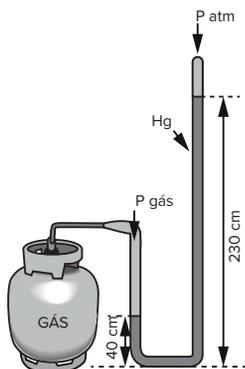
Calibrando pneu

(Disponível em <http://www.comofazeronline.com/como-calibrar-os-pneus/>. Acesso em 10 out. 2011)

O gráfico pressão versus volume, que representa uma transformação isotérmica de uma quantidade fixa de um gás perfeito, é o



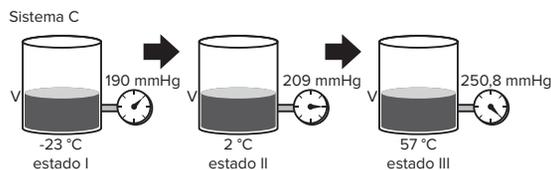
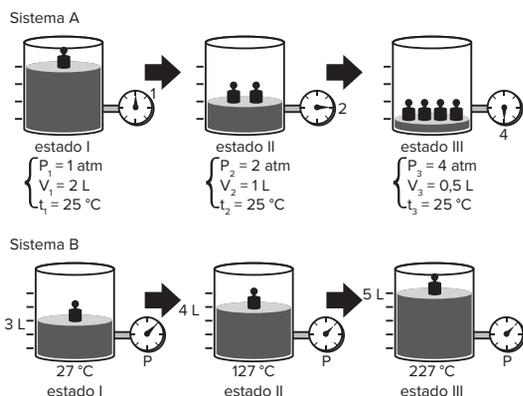
12 UEM 2011 O manômetro é um aparelho que serve para medir a pressão de um gás. Ele consiste em um tubo em forma de U, aberto nas duas extremidades, contendo em seu interior Hg, conforme ilustrado na figura. Uma das extremidades está conectada à válvula de saída de gás do botijão. Com relação ao funcionamento desse manômetro, analise as alternativas a seguir e assinale o que for correto.



- 01 Se a pressão atmosférica no local da medida é 710 mmHg, tem-se que a pressão do gás é 2 610 mmHg.
- 02 Se essa medida fosse realizada ao nível do mar e no topo do Monte Everest e, em ambos os casos, a uma temperatura de $-5\text{ }^{\circ}\text{C}$, os valores encontrados para a pressão do gás seriam diferentes.
- 04 Se, nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP), substituíssemos o Hg por água, os valores da altura da coluna no tubo em U seriam diferentes, pois a água possui densidade menor que a do Hg.
- 08 A elevação ou diminuição da temperatura de todo o sistema (botijão e manômetro) não alterará a diferença entre os níveis do Hg no tubo.
- 16 Supondo que a massa de 13 kg de gás butano contido no botijão fosse substituída por 13 kg de gás hidrogênio na mesma temperatura, não haveria alteração entre os níveis de Hg no tubo.

Soma:

13 UEM 2011 Analise os três sistemas a seguir, em que ocorrem variações de pressão, volume e temperatura em um gás, como indicado, e assinale a(s) alternativa(s) correta(s).



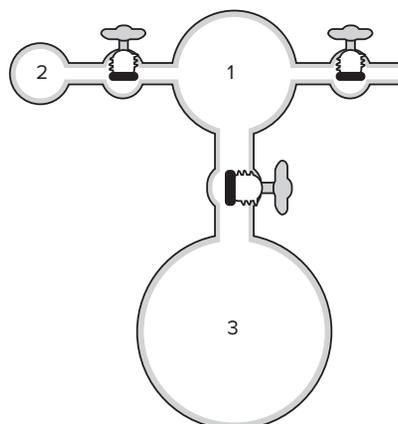
- 01 A transformação que ocorre no sistema A é chamada de isotérmica.
- 02 Para o sistema A, o valor de PV é constante, em função da variação de pressão.
- 04 A transformação que ocorre no sistema B é chamada isocórica.
- 08 O sistema C demonstra a descoberta de Charles e Gay-Lussac. Nesse sistema, sem se alterar o volume, a pressão de certa massa de gás varia linearmente com a variação da temperatura.
- 16 Transformações isobáricas de um gás ocorrem sem a variação da razão V/T desse gás.

Soma:

14 IME Um sistema fechado e sem fronteiras móveis contém uma determinada massa gasosa inerte. Sabe-se que, após aquecimento, o sistema registra um aumento de 5% na pressão e de $15\text{ }^{\circ}\text{C}$ na temperatura (considere que o gás se comporta idealmente). A respeito do valor da temperatura inicial, pode-se dizer que:

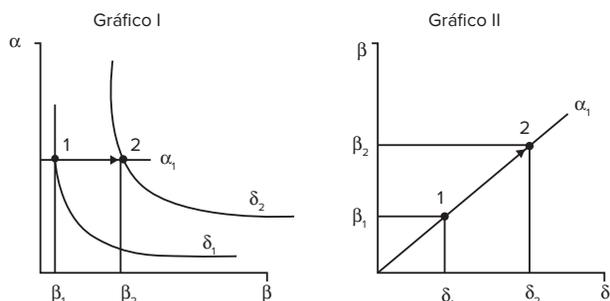
- A é igual ou inferior a $30\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- B é superior a $30\text{ }^{\circ}\text{C}$ e inferior a $300\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- C é igual ou superior a $300\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- D somente pode ser calculado conhecendo-se o volume e a massa de gás.
- E somente pode ser calculado conhecendo-se o volume, a massa e a pressão inicial do gás.

15 Unicamp O esquema a seguir representa um dispositivo para se estudar o comportamento de um gás ideal. Inicialmente, no frasco 1, é colocado um gás à pressão de 1 atmosfera, ficando sob vácuo os frascos 2 e 3. Abre-se, em seguida, a torneira entre os frascos 1 e 2 até que se estabeleça o equilíbrio. Fecha-se, então, esta torneira e abre-se a torneira entre os frascos 1 e 3. O volume do frasco 1 é 9 vezes maior do que o do frasco 2 e o do 3 é 9 vezes maior que o do 1.



- a) Feito o procedimento descrito anteriormente, em que frasco haverá menor quantidade de moléculas do gás? Justifique.
- b) Sendo p_2 a pressão final no frasco 2 e p_3 a pressão final do frasco 3 qual será o valor da relação p_2/p_3 , ao final do experimento? Justifique.
Observação: Desprezar o volume dos tubos das conexões.

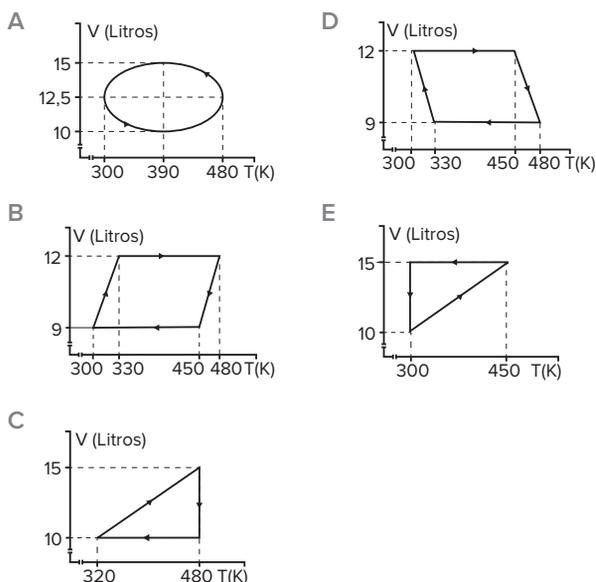
16 IME 2011 Um gás ideal sofre uma mudança de estado ilustrada pelos gráficos I e II abaixo.



Dentre as alternativas a seguir, assinale aquela que se ajusta aos gráficos apresentados.

- A α é o volume, β é a temperatura, δ é a pressão e o processo é uma expansão a temperatura constante.
- B δ é a temperatura, β é a pressão, α é o volume e o processo é uma compressão.
- C α é o volume, β é a pressão, δ é a temperatura e o processo é um resfriamento isobárico.
- D α é o volume, β é a temperatura, δ é a pressão e o processo é uma compressão isotérmica.
- E α é a pressão, β é o volume, δ é a temperatura e o processo é um aquecimento isobárico.

17 IME As alternativas a seguir representam processos hipotéticos envolvendo 2 mols de um gás ideal, contidos em um conjunto cilindro-pistão. Assinale a alternativa que apresenta mais de três estados (V, T) nos quais a pressão é máxima:



18 FGV 2014 Créditos de carbono são certificações dadas a empresas, indústrias e países que conseguem reduzir a emissão de gases poluentes na atmosfera. Cada tonelada de CO_2 não emitida ou retirada da atmosfera equivale a um crédito de carbono.

Disponível em: <www.brasil.gov.br/meio ambiente/2012/04/credito-carbono>. (Adaptado).

Utilizando-se $R = 0,082 \text{ L atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$, a quantidade de CO_2 equivalente a 1 (um) crédito de carbono, quando coletado a 1,00 atm e 300 K, ocupa um volume aproximado, em m^3 , igual a

Dados: C = 12; O = 16.

- A 100 C 400 E 800
B 200 D 600

19 Unifesp A oxigenoterapia, tratamento terapêutico com gás oxigênio, é indicada para pacientes que apresentam falta de oxigênio no sangue, tais como portadores de doenças pulmonares. O gás oxigênio usado nesse tratamento pode ser comercializado em cilindros a elevada pressão, nas condições mostradas na figura.

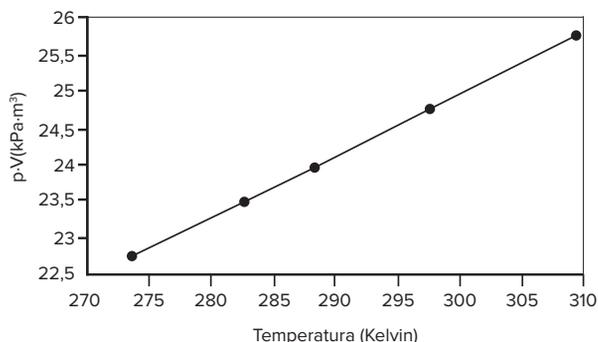


No cilindro, está indicado que o conteúdo corresponde a um volume de 3 m^3 de oxigênio nas condições ambientes de pressão e temperatura, que podem ser consideradas como sendo 1 atm e 300 K, respectivamente.

Dado $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$, a massa de oxigênio, em kg, armazenada no cilindro de gás representado na figura é, aproximadamente:

- A 0,98 C 1,95 E 3,90
B 1,56 D 2,92

20 UFRN Na figura a seguir, tem-se um gráfico de $p \cdot V$ (p = pressão; V = volume), no eixo das ordenadas, versus T , no eixo das abscissas, para 0,01 mol de um gás ideal.



A inclinação dessa reta permite o cálculo da:

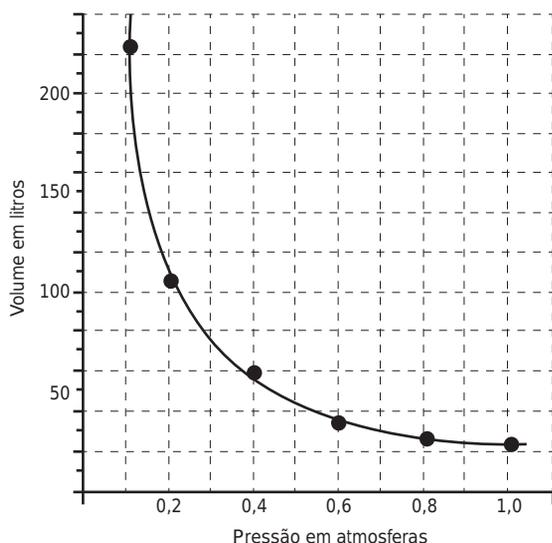
- A densidade absoluta do gás.
- B constante universal dos gases.
- C pressão atmosférica.
- D massa molar do gás.

21 Unesp 2011 Incêndio é uma ocorrência de fogo não controlado, potencialmente perigosa para os seres vivos. Para cada classe de fogo existe pelo menos um tipo de extintor. Quando o fogo é gerado por líquidos inflamáveis como álcool, querosene, combustíveis e óleos, os extintores mais indicados são aqueles com carga de pó químico ou gás carbônico.

Considerando-se a massa molar do carbono = $12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, a massa molar do oxigênio = $16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ e $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$, o volume máximo, em litros, de gás liberado a 27°C e 1 atm , por um extintor de gás carbônico de $8,8 \text{ kg}$ de capacidade, é igual a:

- A 442,8
- B 2460,0
- C 4477,2
- D 4920,0
- E 5400,0

22 Unimontes 2012 A curva a seguir expressa a relação entre os valores da pressão e do volume para $32,0 \text{ g}$ de oxigênio, O_2 , gasoso, medidos nas condições normais de temperatura e pressão.



Qual será o volume desse gás sob pressão de 12 atm de pressão?

- A 44,8 L.
- B 1,87 L.
- C 11,2 L.
- D 22,4 L.

23 IME 2011 Um recipiente de paredes rígidas, contendo apenas ar, aberto para a atmosfera, é aquecido de 27°C a 127°C . Calcule a percentagem mássica de ar que saiu do recipiente, quando atingido o equilíbrio final.

- A 79%
- B 75%
- C 30%
- D 25%
- E 21%

24 Fuvest Uma equipe tenta resgatar um barco naufragado que está a 90 m de profundidade. O porão do barco tem tamanho suficiente para que um balão seja inflado dentro dele, expulse parte da água e permita que o barco seja içado até uma profundidade de 10 m . O balão dispõe de uma válvula que libera o ar, à medida que o barco sobe, para manter seu volume inalterado. No início da operação, a 90 m de profundidade, são injetados 20000 mols de ar no balão. Ao alcançar a profundidade de 10 m , a porcentagem do ar injetado que ainda permanece no balão é (Pressão na superfície do mar = 1 atm ; no mar, a pressão da água aumenta de 1 atm a cada 10 m de profundidade. A pressão do ar no balão é sempre igual à pressão externa da água.)

- A 20%
- B 30%
- C 50%
- D 80%
- E 90%

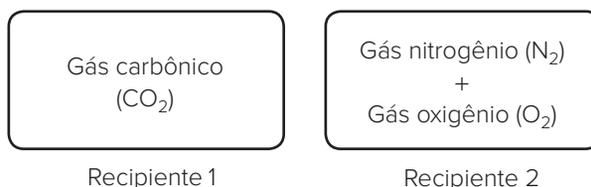
25 Unicamp Após a limpeza do banheiro, Rango foi à sala e removeu todos os móveis e, de tão feliz e apaixonado, começou a cantarolar: “Beijando teus lindos cabelos, Que a neve do tempo marcou... Estavas vestida de noiva, Sorrindo e querendo chorar...” De repente, volta à realidade lembrando que tinha que limpar aquela sala de 50 m^2 e de 3 m de altura, antes que Dina voltasse. “Hoje a temperatura está em 32°C e a pressão atmosférica na sala deve ser, aproximadamente, 4 vezes o valor da minha pressão arterial sistólica (180 mmHg ou aproximadamente 21000 Pa), sem medicação. Ah, se eu fosse tão leve quanto o ar dessa sala!”, pensava Rango...

- a) “Se o ar se comporta como um gás ideal, quantos mols dessa mistura gasosa devem estar presentes aqui na sala?”
- b) “Se minha massa corpórea é de 120 kg , e eu acho que estou fora do peso ideal, então, se eu tivesse a mesma massa que o ar dessa sala, eu estaria melhor? Por quê?”

Dados: constante dos gases = $8,314 \text{ Pa m}^3 \text{ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$, $T/\text{K} = 273 + t/^\circ\text{C}$; o ar é composto de, aproximadamente, 78% em massa de nitrogênio, 21% de oxigênio, $1,0\%$ de argônio.

26 UFRGS Considere o enunciado a seguir e as três propostas para completá-lo.

Em dada situação, substâncias gasosas encontram-se armazenadas, em idênticas condições de temperatura e pressão, em dois recipientes de mesmo volume, como representado a seguir.



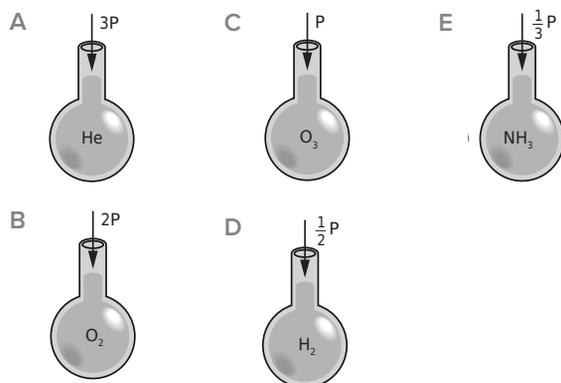
Nessa situação, os recipientes 1 e 2 contêm:

- o mesmo número de moléculas;
- a mesma massa de substâncias gasosas;
- o mesmo número de átomos de oxigênio.

Quais propostas estão corretas?

- A Apenas 1.
 B Apenas 2.
 C Apenas 3.
 D Apenas 2 e 3.
 E 1, 2 e 3.

- 27 UEL** Comparando-se os sistemas representados a seguir, de mesmo volume e à mesma temperatura, onde P = pressão, conclui-se que aquele que contém maior massa de gás é:



- 28 Fuvest** Têm-se três cilindros de volumes iguais e à mesma temperatura, com diferentes gases. Um deles contém 1,3 kg de acetileno (C_2H_2), o outro 1,6 kg de óxido de dinitrogênio (N_2O) e o terceiro 1,6 kg de oxigênio (O_2).

Massas molares (g/mol)

C_2H_2 26

N_2O 44

O_2 32

Comparando-se as pressões dos gases nesses três cilindros, verifica-se que:

- A são iguais apenas nos cilindros que contêm C_2H_2 e O_2 .
 B são iguais apenas nos cilindros que contêm N_2O e O_2 .
 C são iguais nos três cilindros.
 D é maior no cilindro que contém N_2O .
 E é menor no cilindro que contém C_2H_2 .

- 29 Unesp** Sabendo-se que o volume molar de um gás nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP) é igual a 22,4 L e que $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$, o maior número de moléculas está contido em 1,0 L de:

- A H_2 , nas CNTP.
 B N_2 , nas CNTP.
 C H_2 , a -73°C e 2 atm.
 D H_2 , a 27°C e 1 atm.
 E Uma mistura equimolar de H_2 e N_2 , a 127°C e 1,5 atm.

- 30 UEPG 2016** Um balão sonda cheio de gás hélio é lançado de uma estação meteorológica ao nível do mar. Sobre o sistema proposto, assinale o que for correto.

Dados:

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$R = 62,3 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$\text{Constante de Avogadro} = 6 \cdot 10^{23}$$

$$\text{He} = 4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- 01 Ao nível do mar e à temperatura de 27°C , um balão com volume de 820 L contém aproximadamente $2 \cdot 10^{25}$ átomos de He.
 02 Na madrugada, a temperatura da estação meteorológica chega a 15°C e o volume do balão fica maior em relação ao volume encontrado com 27°C , porque ocorre a expansão isobárica dos gases.
 04 O volume do balão será maior na altitude de 1 km do que ao nível do mar, porque a pressão atmosférica é menor nessa altitude (supondo que não ocorra alteração da temperatura na atmosfera até a altura de 1 km).
 08 Ao nível do mar e à temperatura de 27°C , um balão contendo 40 g de gás hélio tem o volume de 123 litros.
 16 Se não ocorrer alteração do volume do gás, o aumento da temperatura promove a diminuição da pressão do gás.

Soma:

- 31 Unicamp** Após tomar posse das terras “brasileiras”, Cabral seguiu para as Índias, onde se envolveu em um conflito, acabando por bombardear, ininterruptamente, a cidade de Calicut, durante dois dias. A pólvora usada pelos portugueses naquele tempo apresentava aproximadamente a seguinte composição em massa: 66% de nitrato de potássio, 24% de carvão e o restante, enxofre.

- a) O oxigênio necessário para a reação explosiva que ocorre com a pólvora é oriundo apenas de um de seus componentes. Escreva a fórmula química deste componente.
 b) Considerando a combustão completa de 1,0 kg de pólvora, calcule nas condições normais de pressão e temperatura o volume de gás carbônico formado nessa reação. (Massa molar do carbono = 12 g mol^{-1} .)
 c) Desenhe um gráfico que represente esquematicamente a variação da pressão no interior do canhão, em função do tempo, desde o momento em que foi aceso o pavio até depois da saída da bala pela boca do canhão.

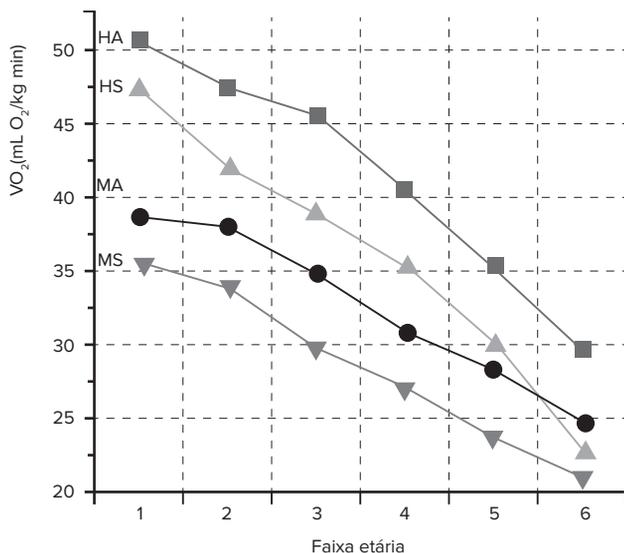
- 32 UEM 2015** Uma garrafa metálica aberta, de volume interno de 1 (um) litro, é colocada em um sistema onde sua temperatura pode ser alterada (aquecida ou resfriada), sem que seu volume interno se altere. Assinale a(s) afirmação(ões) correta(s) sobre esse sistema, inicialmente colocado na temperatura de 27°C , nos experimentos descritos abaixo, realizados ao

nível do mar, onde a pressão atmosférica é 1,0 atm, ou na cidade de La Paz, na Bolívia, onde a pressão atmosférica é de $\sim 0,75$ atm. Dados: $R = 0,082$ (atm · litro)/(mol · K).

- 01 Tanto ao nível do mar como em La Paz, constatou-se que a quantidade de gás dentro da garrafa diminui com o seu aquecimento.
- 02 Ao se aquecer a garrafa ao nível do mar até 127 °C, a quantidade de ar dentro da garrafa será aproximadamente igual à quantidade de ar dentro da garrafa colocada em La Paz na temperatura de 27 °C.
- 04 Tanto ao nível do mar como em La Paz, ao se aquecer a garrafa até a temperatura de 250 °C, tampá-la e resfriá-la à temperatura ambiente, a pressão do gás no interior da garrafa será menor do que a pressão atmosférica.
- 08 Na temperatura de 0 °C, o número de moléculas de ar no interior da garrafa colocada ao nível do mar ou colocada na cidade de La Paz é idêntico.
- 16 O número de moléculas de ar dentro da garrafa a 27 °C dividido pelo número de moléculas de ar dentro da garrafa a 227 °C não será o mesmo para experimentos feitos ao nível do mar ou em La Paz.

Soma:

- 33 Unicamp 2016** De modo simplificado, pode-se dizer que o parâmetro VO_2 máximo representa a capacidade orgânica máxima de um indivíduo absorver, transportar e utilizar o oxigênio do ar atmosférico para a produção de energia via aeróbia. Esse parâmetro pode ser informado para um indivíduo como um todo (mL O_2 /min) ou por massa corporal (mL O_2 /kg min). O gráfico a seguir mostra valores médios de VO_2 máximo para várias faixas etárias, para homens (H) e mulheres (M), ativos (A) e sedentários (S). As faixas etárias são: 1 (15 a 24 anos), 2 (25 a 34 anos), 3 (35 a 44 anos), 4 (45 a 54 anos), 5 (55 a 64 anos) e 6 (65 a 74 anos).

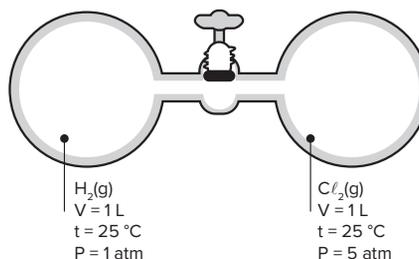


- a) Na maioria das competições esportivas, homens e mulheres são separados por se considerar que eles não competiriam em igualdade. No entanto, de

acordo com as informações fornecidas, existiria alguma condição em que homens e mulheres teriam mesma capacidade orgânica máxima de absorver, transportar e utilizar o oxigênio do ar atmosférico, por massa corporal, para a produção da energia via aeróbia? Justifique.

- b) Considere uma mulher ativa, que pesa 58 kg e que se encontra na faixa etária 4. De acordo com a figura, se essa mulher se exercitar em seu VO_2 máximo, ao final de uma hora quantos gramas de gás oxigênio ela terá utilizado? Considere o volume molar do oxigênio igual a 25 L mol⁻¹.

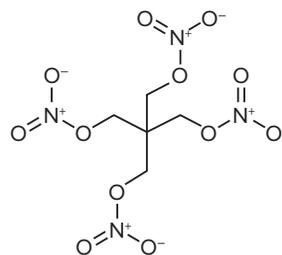
- 34 Fuvest** $H_2(g)$ e $Cl_2(g)$ estão contidos em balões interligados por meio de um tubo com torneira, nas condições indicadas no desenho. Ao se abrir a torneira, os gases se misturam e a reação entre eles é iniciada por exposição à luz difusa. Forma-se então $HCl(g)$, em uma reação completa até desaparecer totalmente, pelo menos um dos reagentes.



Quanto vale a razão entre as quantidades, em mols, de $Cl_2(g)$ e de $HCl(g)$, após o término da reação?

- A 1 C 3 E 6
B 2 D 4

- 35 IME 2015** Uma amostra de 1,264 g de Nitropenta, uma substância sólida explosiva cuja fórmula estrutural é dada abaixo, é detonada num vaso fechado resistente de 0,050 dm³ de volume interno, pressurizado com a quantidade estequiométrica de oxigênio puro, a 300 K necessária para a combustão completa. Calcule a pressão inicial do vaso, considerando o comportamento dos gases como ideal.



- 36 Fuvest** Em automóveis, o hidrogênio é um possível combustível alternativo à gasolina.

- a) Usando os dados a seguir, calcule a pressão da quantidade de hidrogênio que fornece a mesma energia e ocupa o mesmo volume, a 27 °C, que um litro de gasolina.

- b) Qual a vantagem do hidrogênio e a desvantagem da gasolina como combustíveis, em termos
- b1)** ambientais?
- b2)** da disponibilidade das fontes naturais das quais são obtidos?
- Calores de combustão
 Gasolina: $3,0 \cdot 10^7$ J/L
 Hidrogênio: $2,4 \cdot 10^5$ J/mol
 Constante dos gases: $8 \cdot 10^{-2}$ L atm mol⁻¹ K⁻¹

- 37 UFV** Considere um balão de aniversário contendo 2,3 L de ar seco. Aproximadamente 20% deste gás são constituídos por oxigênio (O₂). Suponha que 1 mol de gás ocupa aproximadamente um volume de 23 L, a 25 °C e sob a pressão de 1 atm. O número aproximado de moléculas de oxigênio presentes no balão será:
- A $6,0 \cdot 10^{22}$ moléculas.
 B $6,0 \cdot 10^{23}$ moléculas.
 C $1,2 \cdot 10^{22}$ moléculas.
 D 23 moléculas.
 E 0,46 moléculas.

- 38 PUC-Rio** O gás natural, embora também seja um combustível fóssil, é considerado mais limpo do que a gasolina, por permitir uma combustão mais completa e maior eficiência do motor. Assim, um número crescente de táxis rodam na cidade movidos por este combustível. Estes veículos podem ser reconhecidos por terem parte de seu porta-malas ocupado pelo cilindro de aço que contém o gás. Um cilindro destes, com volume de 82 litros, foi carregado em um posto, numa temperatura de 27 °C, até uma pressão de 6 atm. Qual a massa de gás natural nele contido, considerando o gás natural formado (em mols) por 50% de metano (CH₄) e 50% de etano (C₂H₆)?
- Dado: $R = 0,082$ atm · L/K · mol

- 39 UFRRJ** Em um recipiente fechado foram colocados 2 mols de N₂(g), 4 mols de O₂(g) e 4 mols de H₂(g) sem reagirem entre si. Sabendo que o volume total ocupado foi de 22,0 L e que a temperatura foi mantida a 0 °C, calcule:
- a) a fração molar de cada componente.
 b) a pressão total exercida pela mistura.

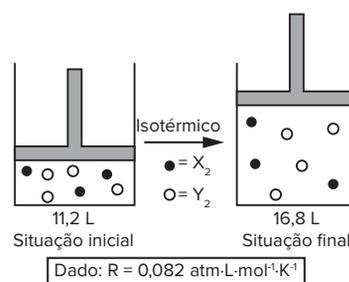
- 40 Cesgranrio** O gás de cozinha, também chamado de gás liquefeito de petróleo (GLP), é formado por 50% de propano e 50% de butano. Sabendo-se que uma família domiciliada no Rio de Janeiro gastou 49,2 m³ de GLP no mês de setembro, o número de moléculas de gás butano queimado nesse mês foi:
- Dados: volume molar do butano a 27 °C e 1 atm = 24,6 litros; constante de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23}$
- A $6,0 \cdot 10^{27}$
 B $6,0 \cdot 10^{26}$
 C $6,0 \cdot 10^{25}$
 D $3,0 \cdot 10^{26}$
 E $3,0 \cdot 10^{25}$

- 41 Unimontes 2011** Durante um experimento, utilizou-se uma mistura gasosa com o propósito de simular a atmosfera de um planeta hipotético. Foram misturados, a 300 °C, 0,320 g de metano, CH₄, 0,175 g de argônio, Ar, e 0,225 g de nitrogênio, N₂. Considerando que a pressão parcial do nitrogênio é igual a 0,15 atm, é **incorreto** afirmar que:

- A a quantidade de matéria (mol) de N₂ é cerca do dobro da quantidade de Ar.
 B a pressão total exercida pelos gases na mistura é de, aproximadamente, 0,6 atm.
 C o gás metano exerce uma pressão parcial inferior à pressão exercida pelo N₂.
 D a soma das frações parciais dos gases na mistura é igual a uma unidade.

- 42 Unifesp** Um recipiente de 10 L, contendo 2,0 mol de H₂ e 1,0 mol de Cl₂, é aquecido e mantido a 105 °C. A pressão no interior do recipiente, antes da reação, nestas condições, é 9,3 atm. Após alguns dias, o H₂(g) e o Cl₂(g) reagem completamente formando HCl(g). Após reação total, a quantidade total de gases no recipiente a pressão parcial do HCl no interior do recipiente, à temperatura de 105 °C, devem ser, respectivamente:
- A 1,0 mol e 3,1 atm. D 3,0 mol e 9,3 atm.
 B 2,0 mol e 6,2 atm. E 5,0 mol e 6,2 atm.
 C 3,0 mol e 6,2 atm.

- 43 UEG 2011** A figura a seguir representa duas situações distintas de um recipiente a 85,4 °C, contendo dois gases hipotéticos, X₂ e Y₂. O número de mols de cada um desses componentes no sistema é de 3 e 4, respectivamente.



- Após a análise da figura, calcule a pressão:
- a) total do sistema na situação inicial.
 b) parcial exercida por X₂ na situação final.

- 44 UEM 2013** Um recipiente hermeticamente fechado, que pode ter sua temperatura e sua pressão controladas, está preenchido com 30 g de gás hidrogênio, 64 g de gás oxigênio e 84 g de gás nitrogênio. A partir dessas informações, assinale a(s) alternativa(s) correta(s). Assuma que os gases se comportam como gases ideais.
- 01 Nas CNTP, a pressão parcial do gás hidrogênio é maior do que a soma das pressões parciais dos gases oxigênio e nitrogênio.
 02 Nas CNTP, o volume parcial de oxigênio é 10% do volume total.

- 04 A razão entre as pressões parciais de hidrogênio e oxigênio se altera com a mudança na temperatura do recipiente de 300 K para 350 K, na pressão de 1 atm.
- 08 Nas CNTP, o volume do recipiente é de 448 litros.
- 16 Essa mistura será sempre homogênea, entre as temperaturas de $-270\text{ }^{\circ}\text{C}$ e $300\text{ }^{\circ}\text{C}$, a 5 atm de pressão.

Soma:

45 Fuvest Os humanos estão acostumados a respirar ar com pressão parcial de O_2 próxima de $2,1 \cdot 10^4$ Pa, que corresponde, no ar, a uma porcentagem (em volume) desse gás igual a 21%. No entanto, podem se adaptar a uma pressão parcial de O_2 na faixa de $(1 \text{ a } 6) \cdot 10^4$ Pa, mas não conseguem sobreviver se forçados a respirar O_2 fora desses limites.

- a) Um piloto de uma aeronave, em uma cabine não pressurizada, voando a uma altitude de 12 km, onde a pressão atmosférica é de $2,2 \cdot 10^4$ Pa, poderá sobreviver se a cabine for alimentada por O_2 puro? Explique.
- b) Um mergulhador no mar, a uma profundidade de 40 m, está sujeito a uma pressão cinco vezes maior do que na superfície. Para que possa sobreviver, ele deve respirar uma mistura de gás He com O_2 , em proporção adequada. Qual deve ser a porcentagem de O_2 , nessa mistura, para que o mergulhador respire um "ar" com a mesma pressão parcial de O_2 existente no ar da superfície, ou seja, $2,1 \cdot 10^4$ Pa? Justifique.

Obs.: O He substitui com vantagem o N_2 .

46 Uespi 2012 Uma criança com severa infecção nos brônquios apresenta problemas respiratórios, e o médico administra "heliox", uma mistura de oxigênio e hélio com 90,0% em massa de O_2 . Se a pressão atmosférica é igual a 1 atm, calcule a pressão parcial de oxigênio que foi administrada à criança.

Dados: Massas molares em $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: He = 4; O = 16

A 0,53 atm. C 0,69 atm. E 0,82 atm.

B 0,60 atm. D 0,75 atm.

47 UFPE 2013 O metano (CH_4 , massa molar 16 g mol^{-1}) é considerado um gás estufa, pois pode contribuir para aumentar a temperatura da atmosfera, que, por sua vez, é composta praticamente por 75% em massa de dinitrogênio (N_2 , massa molar 28 g mol^{-1}) e 25% em massa de dióxido de carbono (CO_2 , massa molar 44 g mol^{-1}). Considerando gases ideais na mesma temperatura, analise as proposições a seguir.

- A uma mesma pressão, 16 g de CH_4 ocupa o mesmo volume que 28 g de N_2 .
- Na atmosfera, a pressão parcial de N_2 é três vezes menor que a pressão parcial de O_2 .
- Num recipiente com volume constante contendo a mesma massa de CH_4 e de O_2 , a pressão parcial de CH_4 é duas vezes maior que a pressão parcial de O_2 .

- A energia cinética média de um mol de N_2 é 7/8 menor que a de um mol de O_2 .
- Um mol de CH_4 tem 5/2 vezes mais energia potencial que um mol de N_2 .

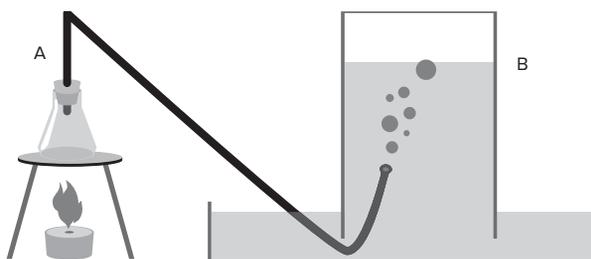
48 Unicamp Algumas misturas gasosas podem ser importantes em ambientes hospitalares, assim como na prática de esportes, como mergulho autônomo a grandes profundidades. Uma dessas misturas, denominada Trimix, contém 16% de oxigênio, 24% de hélio e 60% de nitrogênio (porcentagem em volume). Suponha um cilindro de Trimix mantido à temperatura ambiente e a uma pressão de 9000 kPa.

- a) Escreva as fórmulas dos gases da mistura.
- b) Qual é a pressão parcial do hélio no cilindro? Mostre os cálculos.
- c) Qual é a massa molar média da mistura? Mostre os cálculos.

Dado: $R = 8,3\text{ kPa L mol}^{-1}\text{ K}^{-1}$

49 Uerj O oxigênio gasoso pode ser obtido em laboratório por meio da decomposição térmica do clorato de potássio.

Em um experimento, o gás foi produzido em um frasco A e recolhido em um frasco B que, inicialmente, continha apenas água. Observe o esquema:



Ao final do experimento, verificaram-se as seguintes medidas no interior do frasco B:

- volume de gás recolhido: 123 mL
- temperatura interna: $27\text{ }^{\circ}\text{C}$
- pressão total no nível da água: 786,7 mmHg
- pressão de vapor da água: 26,7 mmHg

Determine a massa de oxigênio gasoso, em gramas, recolhida no frasco B, e apresente a equação química completa e balanceada correspondente a sua obtenção.

50 UEG A $25\text{ }^{\circ}\text{C}$, uma mistura de propano e butano ocupa um certo volume, sob uma pressão total de 1,25 atm. Quando é realizada a combustão completa dessa mistura e apenas dióxido de carbono é coletado, verifica-se que a pressão desse gás é de 0,5 atm, quando este ocupa um volume oito vezes superior ao volume inicial sob a mesma temperatura.

Dado: $R = 0,082\text{ atm L K}^{-1}\text{ mol}^{-1}$

- a) Calcule a fração molar de butano na amostra original.
- b) Explique, do ponto de vista da teoria cinética dos gases, por que o aumento de temperatura a volume constante provoca um aumento na pressão.

58 Fatec Três balões A, B e C foram enchidos, respectivamente, com os gases nitrogênio, oxigênio e hidrogênio. Os três balões foram soltos numa sala cheia de ar, a 25 °C e 1 atm.

São dadas as densidades, a 25 °C e 1 atm:

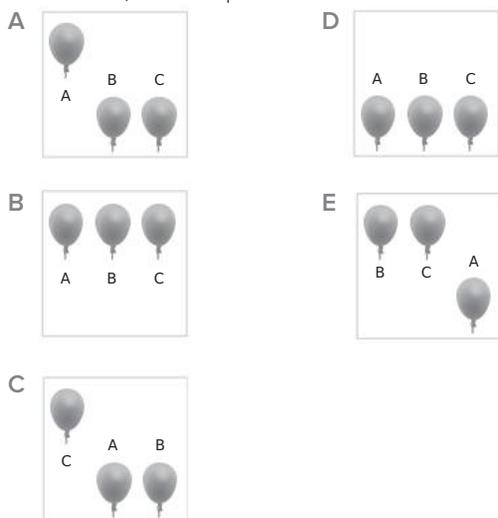
$$d_{\text{N}_2} = 1,14 \text{ g L}^{-1}$$

$$d_{\text{O}_2} = 1,31 \text{ g L}^{-1}$$

$$d_{\text{H}_2} = 0,0820 \text{ g L}^{-1}$$

$$d_{\text{ar}} = 1,10 \text{ g L}^{-1}$$

As posições dos balões dentro da sala, após terem sido soltos, estão representadas em:



59 ITA Assumindo um comportamento ideal dos gases, assinale a opção com a afirmação correta.

- A De acordo com a Lei de Charles, o volume de um gás torna-se maior quanto menor for a sua temperatura.
- B Numa mistura de gases contendo somente moléculas de oxigênio e nitrogênio, a velocidade média das moléculas de oxigênio é menor do que as de nitrogênio.
- C Mantendo-se a pressão constante, ao aquecer um mol de gás nitrogênio sua densidade irá aumentar.
- D Volumes iguais dos gases metano e dióxido de carbono, nas mesmas condições de temperatura e pressão, apresentam as mesmas densidades.
- E Comprimindo-se um gás a temperatura constante, sua densidade deve diminuir.

60 ITA Considere as afirmações abaixo relativas ao aquecimento de um mol de gás N_2 contido em um cilindro provido de um pistão móvel sem atrito:

- I. A massa específica do gás permanece constante.
- II. A energia cinética média das moléculas aumenta.
- III. A massa do gás permanece a mesma.
- IV. O produto pressão \times volume permanece constante.

Das afirmações feitas, estão corretas:

- A apenas I, II e III.
- B apenas I e IV.
- C apenas II e III.
- D apenas II, III e IV.
- E todas.

61 ITA Três recipientes fechados, providos de êmbolos móveis, contêm a mesma quantidade (mol) do único gás especificado: N_2 no recipiente 1; CO no recipiente 2 e CO_2 no recipiente 3. Considerando a temperatura medida em Kelvin e a pressão em atm, são feitas as afirmações:

- I. Se a pressão e a temperatura forem as mesmas, as massas específicas dos gases nos recipientes 1 e 2 serão praticamente iguais.
- II. Se a pressão e a temperatura forem as mesmas, as massas específicas dos gases nos recipientes 2 e 3 serão praticamente iguais.
- III. Se a temperatura for a mesma, mas a pressão no interior do recipiente 1 for o duplo da pressão no recipiente 2, a massa específica do gás no recipiente 1 será praticamente o duplo da massa específica do gás no recipiente 2.
- IV. Se a temperatura for a mesma, mas a pressão no interior do recipiente 3 for o duplo da pressão no recipiente 2, a massa específica do gás no recipiente 3 será maior do que o duplo da massa específica do gás no recipiente 2.
- V. Se a pressão for a mesma, mas a temperatura do recipiente 1 for o duplo da temperatura no recipiente 2, a massa específica do gás no recipiente 1 será praticamente o duplo da massa específica do gás no recipiente 2.

Estão corretas apenas:

- A I, III e IV.
- B I e II.
- C I e V.
- D II e V.
- E III e IV.

62 ITA Considere as duas amostras seguintes, ambas puras e a 25 °C e 1 atm:

P 1 litro de propano (g)

B 1 litro de butano (g)

Em relação a estas duas amostras são feitas as afirmações seguintes:

- I. P é menos densa que B.
- II. A massa de carbono B é maior que em P.
- III. O volume de oxigênio consumido na queima completa de B é maior que aquele consumido na queima completa de P.
- IV. O calor liberado na queima completa de B é maior que aquele liberado na queima completa de P.
- V. B contém um número total de átomos maior que P.
- VI. B e P são mais densas que o ar na mesma pressão e temperatura.

Das afirmações anteriores são corretas:

- A Todas.
- B Nenhuma.
- C Apenas I, II e III.
- D Apenas I, III e V.
- E Apenas II, IV e VI.

63 UEL De acordo com a lei da efusão dos gases de Graham: "A velocidade com que um gás atravessa pequeno orifício é proporcional à velocidade molecular média que por sua vez é inversamente proporcional a \sqrt{M} , sendo M a massa molar do gás."

Considere um recipiente contendo igual quantidade, em mols, das seguintes substâncias no estado gasoso e nas mesmas condições de pressão e temperatura:

H_2S (cheiro de ovo podre)

$(CH_3)_2O$ (cheiro de éter)

SO_2 (cheiro do gás produzido ao riscar um palito de fósforo)

Ao abrir pequeno orifício no recipiente, os gases devem ser sentidos na seguinte sequência:

A H_2S , SO_2 e $(CH_3)_2O$.

B H_2S , $(CH_3)_2O$ e SO_2 .

C SO_2 , H_2S e $(CH_3)_2O$.

D SO_2 , $(CH_3)_2O$ e H_2S .

E $(CH_3)_2O$, SO_2 e H_2S .

64 UFPI Em águas naturais, sobretudo as de superfície, são encontrados gases dissolvidos, como O_2 , CO_2 e H_2S . Analise as afirmativas a seguir e marque a opção correta:

A A difusão destes gases em água aumenta com o decréscimo da temperatura.

B Nas mesmas condições, as velocidades de difusão dos gases são iguais.

C Supondo esses gases ideais, com mesma fração molar, o CO_2 exercerá maior pressão parcial.

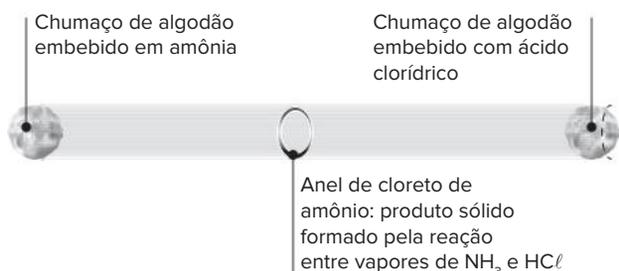
D A solubilidade do gás depende da temperatura, mas não depende da pressão.

E A difusão de um gás em água depende da concentração, em temperatura e pressão constante.

Texto para a próxima questão:

Estudos mostram que as moléculas de dois gases, a uma mesma temperatura, possuem igual energia cinética média. Para ilustrar esta teoria, um professor montou o experimento abaixo esquematizado, no qual, em cada extremidade de um tubo de vidro com 1 m de comprimento, foram colocados dois chumaços de algodão embebidos, respectivamente, em uma solução de amônia e em uma solução de ácido clorídrico, ambas com a mesma concentração. Após determinado período de tempo, observou-se a formação do cloreto de amônio na região do tubo mais próxima à extremidade que contém o ácido.

Considere que os vapores formados no experimento se comportam como gases.



(Adaptado de SANTOS, Wildson Luiz P. *et alli* (Coord.). "Química e sociedade". São Paulo: Nova Geração, 2003.)

65 Uerj Decorridos 15 segundos do início da difusão dos vapores, verificou-se a formação do anel de cloreto de amônio a 59,4 cm da extremidade que contém o algodão com amônia e a 40,6 cm da extremidade que contém o algodão com ácido clorídrico.

A razão entre as velocidades médias de difusão das moléculas de NH_3 e HCl é:

A 1,75

B 1,46

C 0,96

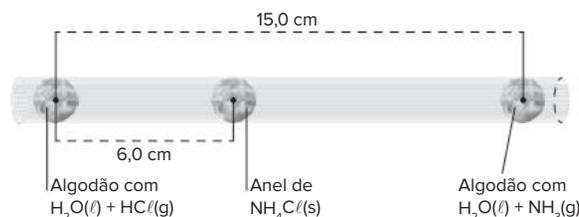
D 0,74

66 Unicamp 2012 Recentemente a Prefeitura de São Paulo ameaçava fechar as portas de um centro comercial por causa do excesso de gás metano em seu subsolo. O empreendimento foi construído nos anos 1980 sobre um lixão e, segundo a CETESB, o gás metano poderia subir à superfície e, eventualmente, causar explosões.

a) Uma propriedade que garante a ascensão do metano na atmosfera é a sua densidade. Considerando que os gases se comportam como ideais, e que a massa molar média do ar atmosférico é de $28,8 \text{ g mol}^{-1}$, justifique esse comportamento do metano em relação ao ar atmosférico.

b) Na época do acontecimento, veiculou-se na imprensa que, "numa mistura com o ar, se o metano se encontra dentro de um determinado percentual (5% a 15% em volume quando em ar ambiente com 21% de oxigênio) e existe uma faísca ou iniciador, a explosão irá ocorrer". Partindo-se do ar atmosférico e de metano gasoso, seria possível obter a mistura com a composição acima mencionada, pela simples mistura desses gases? Justifique.

67 Fuvest 2012



Uma estudante de Química realizou um experimento para investigar as velocidades de difusão dos gases HCl e NH_3 . Para tanto, colocou, simultaneamente, dois chumaços de algodão nas extremidades de um tubo de vidro, como mostrado na figura acima. Um dos chumaços estava embebido de solução aquosa de $HCl(g)$, e o outro, de solução aquosa de $NH_3(g)$. Cada um desses chumaços liberou o respectivo gás. No ponto de encontro dos gases, dentro do tubo, formou-se, após 10 s, um anel de sólido branco (NH_4Cl), distante 6,0 cm do chumaço que liberava HCl (g).

a) Qual dos dois gases, desse experimento, tem maior velocidade de difusão? Explique.

- b) Quando o experimento foi repetido a uma temperatura mais alta, o anel de $\text{NH}_4\text{Cl}(s)$ se formou na mesma posição. O tempo necessário para a formação do anel, a essa nova temperatura, foi igual a, maior ou menor do que 10 s? Justifique.
- c) Com os dados do experimento descrito, e sabendo-se a massa molar de um dos dois gases, pode-se determinar a massa molar do outro. Para isso, utiliza-se a expressão

$$\frac{\text{velocidade de difusão do } \text{NH}_3(g)}{\text{velocidade de difusão do } \text{HCl}(g)} = \sqrt{\frac{\text{massa molar do } \text{HCl}}{\text{massa molar do } \text{NH}_3}}$$

Considere que se queira determinar a massa molar do HCl . Caso o algodão embebido de solução aquosa de $\text{NH}_3(g)$ seja colocado no tubo um pouco **antes** do algodão que libera $\text{HCl}(g)$ (e não simultaneamente), como isso afetará o valor obtido para a massa molar do HCl ? Explique.

Texto para a próxima questão:

Um brinquedo que se tornou popular no Rio de Janeiro é um balão preto confeccionado com um saco de polietileno bem fino. A brincadeira consiste em encher parcialmente o balão com ar atmosférico (massa molar igual a 28,8 g/mol), fechá-lo e deixá-lo ao Sol para que o ar em seu interior se aqueça. Dessa forma, o ar se expande, o balão infla e começa a voar quando sua densidade fica menor do que a do ar atmosférico.

- 68 **UFRJ** Considere que o ar no interior do balão se comporte como gás ideal, que sua pressão seja igual à atmosférica e que a massa do saco de polietileno usado para confeccionar o balão seja igual a 12 g. Determine a temperatura do ar, em graus Celsius ($^{\circ}\text{C}$), no interior do balão no momento em que seu volume atinge 250 L e sua densidade se iguala à do ar atmosférico (1,2 g/L).

- 69 **UEM 2012** Sabendo-se que um recipiente fechado, de capacidade de um litro, contém 10 g de um gás considerado como ideal, a 273 K assinale o que for correto. Dados: $R = 0,082 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{mol}\cdot\text{K}$.

- 01 Não é possível calcular o valor da pressão exercida pelo gás, pois é preciso saber sua massa molar.
- 02 Se a massa molar do gás for igual a 10 g/mol então o volume molar desse gás é igual a 22,4 litros.
- 04 Ao se dobrar a temperatura do sistema, a pressão também dobra.
- 08 Se a massa molar do gás for igual a 10 g/mol, sua densidade absoluta, nas CNTP, é igual a 10 g/litro.
- 16 Para um gás, alterações de temperatura e pressão interferem na sua densidade absoluta exclusivamente através da influência dessas alterações sobre o volume e não sobre a massa.

Soma:

FRENTE 3

CAPÍTULO

3

Termoquímica

A Termoquímica é a parte da Química que estuda as trocas de calor que ocorrem durante os fenômenos químicos. Se essas trocas forem classificadas como exotérmicas, liberam calor e podem produzir fogo. Se forem endotérmicas, absorvem calor e podem produzir gelo.

Introdução

Os fenômenos químicos trocam calor com o meio reacional. Essa troca também pode ocorrer em alguns fenômenos físicos, como os que envolvem mudança de temperatura ou de estado físico. As reações químicas que liberam calor para o meio reacional são chamadas de exotérmicas e, quando ocorrem, deixam o meio reacional mais quente, ou seja, provocam aumento de temperatura. As reações químicas que absorvem calor são chamadas de endotérmicas e, quando ocorrem, deixam o meio reacional mais frio, ou seja, provocam diminuição de temperatura.

Muitos fenômenos químicos cotidianos apresentam comportamento termoquímico facilmente notável, como a queima de combustíveis (exotérmico) e a adição de sal em gelo (endotérmico). Para compreendermos melhor esse tema, o estudo da Termoquímica será dividido em alguns tópicos:

- Entalpia
- Reações exotérmicas
- Reações endotérmicas
- Equações termoquímicas
- Fatores que alteram o ΔH
- Lei de Hess
- Entalpia de formação
- Energia de ligação

Entalpia (H)

Em todos os sistemas químicos, há energia armazenada. Nossos corpos têm energia acumulada, assim como ocorre com um pedaço de carvão, com o ar atmosférico em nossos pulmões, com a água que ingerimos, com um giz de cera e, de modo geral, com todos os sistemas que apresentam substâncias químicas. Essa energia armazenada é uma energia potencial química. Entretanto, a denominação mais apropriada é **entalpia**, que é representada pela letra **H** (de *heat*, em inglês, palavra que significa calor).

Se, durante um fenômeno, um sistema químico liberar parte da entalpia na forma de calor, a entalpia do sistema resultante será menor do que a inicial. Mas também é possível que, durante um fenômeno, um sistema absorva energia do meio reacional na forma de calor, fazendo com que a entalpia do sistema resultante seja maior do que a inicial. Assim, podemos definir entalpia da seguinte forma:

Entalpia é o calor potencial de um sistema.

A entalpia é uma grandeza definida pelos cientistas, mas não pode ser medida. O que podemos medir é a variação de entalpia (ΔH), que é a quantidade de calor que um sistema pode trocar com o seu meio reacional. O fato de não ser possível determinar a entalpia de um sistema é um problema facilmente contornável. Mais adiante, no tópico entalpia de formação, mostraremos como os cientistas fizeram esse estudo. Além disso, se um fenômeno libera 100 kJ de calor, o fato de os reagentes terem entalpia de 200 kJ, 500 kJ ou qualquer outro

valor acima de 100 kJ não acarreta nenhuma diferença do ponto de vista termoquímico. Ou seja, não conhecer a entalpia dos reagentes nem a entalpia dos produtos não impede que se determine a variação de entalpia. Dessa forma, como as variações se referem à diferença entre os estados final e inicial, temos:

$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

Para simplificar, chamaremos H_{produtos} de H_P e $H_{\text{reagentes}}$ de H_R . Com isso:

$$\Delta H = H_P - H_R$$

Reações exotérmicas

As reações exotérmicas (*exo* = para fora e *thermós* = calor) são aquelas que liberam calor. Como exemplos, podemos citar a queima do carvão, do álcool e da gasolina, a dissolução de soda cáustica em água, entre outros. Quando um fenômeno exotérmico ocorre, há aumento de temperatura do meio reacional.

Para representar essas reações, é possível construir um gráfico de entalpia do sistema *versus* caminho da reação. É preciso atenção para não confundir caminho da reação com tempo de reação, uma vez que o caminho não leva em conta a velocidade do fenômeno.

Esse gráfico se divide em três partes bem distintas: reagentes, momento da reação e produtos. Para o caso de uma reação exotérmica, há uma energia armazenada (entalpia) nos reagentes, e parte dessa energia é liberada na forma de calor para o meio reacional. Desse modo, haverá nos produtos menos energia armazenada (entalpia) do que no início. Observe o gráfico a seguir:

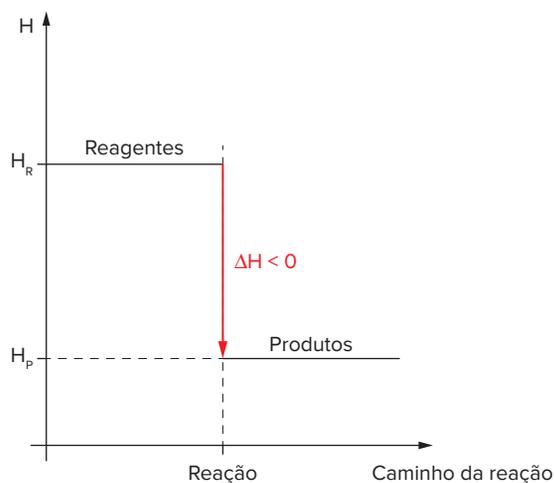


Fig. 1 Entalpia ao longo do caminho da reação para um fenômeno exotérmico.

Nesse gráfico, note que:

- o momento da reação é a fronteira entre os reagentes (que vêm antes do fenômeno) e os produtos (que vêm depois do fenômeno);
- o caminho da reação também pode ser chamado de coordenada da reação (abreviado por C.R.) e não leva em consideração a velocidade da reação. Portanto, não tem correlação em escala com o tempo;

- a variação de entalpia (ΔH) pode ser representada por uma flecha que parte do patamar dos reagentes (H_R) e termina no patamar dos produtos (H_P). Como a flecha está apontando para baixo, o ΔH é negativo. Uma outra forma de se verificar isso é por meio da seguinte equação:

$$\Delta H = H_P - H_R$$

Como, para reações exotérmicas, $H_P < H_R$, temos que $\Delta H < 0$.

Outro ponto que deve ser discutido é uma confusão bastante comum: quando uma reação libera calor, o meio reacional esquenta; entretanto, isso não ocorre às custas do resfriamento da reação. A energia que aquece o meio não vem da perda de calor dos reagentes, mas de uma perda de energia química, que não acarreta a diminuição de temperatura, mas sim a conversão de substâncias mais entálpicas (reagentes, que nesse caso guardam mais energia química) em substâncias menos entálpicas (produtos, que nesse caso guardam menos energia química).

Se o aquecimento do meio reacional fosse proveniente do resfriamento dos reagentes, a queima de carvão aqueceria o meio à custa do resfriamento do próprio carvão que está sendo queimado, o que é impossível. Portanto, quando ocorre um fenômeno exotérmico, o meio reacional esquenta – devemos entender por meio reacional todo o conjunto formado por reagentes que ainda não reagiram, produtos que já foram formados e suas respectivas vizinhanças.

Reações endotérmicas

As reações endotérmicas (“*endo*” = “para dentro” e “*thermós*” = “calor”) são aquelas que absorvem calor. Os exemplos químicos de fenômenos endotérmicos são mais raros, e entre eles podemos citar a conversão de grafite em diamante e a reação entre nitrato de amônio e hidróxido de bário hidratado, que pode fazer a temperatura local atingir cerca de $-20\text{ }^\circ\text{C}$. Quando um fenômeno endotérmico ocorre, há diminuição de temperatura do meio reacional.

Para o caso de uma reação endotérmica, há uma energia armazenada (entalpia) nos reagentes. Como a reação absorve calor das suas vizinhanças, que é armazenado na forma de energia química (entalpia), nos produtos haverá mais energia armazenada (entalpia) do que no início. Observe o gráfico:

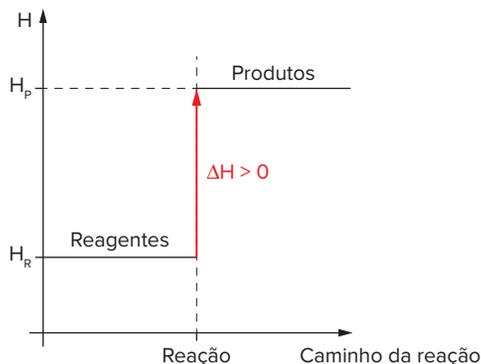


Fig. 2 Entalpia ao longo do caminho da reação para um fenômeno endotérmico.

Note que:

- a variação de entalpia (ΔH) pode ser representada por uma flecha que parte do patamar dos reagentes (H_R) e termina no patamar dos produtos (H_P). Como a flecha está apontando para cima, o ΔH é positivo. Outra forma de se verificar isso é por meio da seguinte equação:

$$\Delta H = H_P - H_R$$

Como, para reações endotérmicas, $H_P > H_R$, temos que $\Delta H > 0$.

Para esse caso também vale discutir a variação de temperatura que ocorre durante a reação química. Quando uma reação absorve calor, o meio reacional esfria. Entretanto, isso não ocorre à custa do aquecimento da reação. A energia absorvida do meio não será acumulada no sistema na forma de energia térmica, mas sim de energia química. Esse acúmulo de entalpia não gera aumento de temperatura; ele provoca a conversão de substâncias menos entálpicas (reagentes, que nesse caso guardam menos energia química) em substâncias mais entálpicas (produtos, que nesse caso guardam mais energia química).

Portanto, quando ocorre um fenômeno endotérmico, o meio reacional esfria – devemos entender por meio reacional todo o conjunto formado por reagentes que ainda não reagiram, produtos que já foram formados e suas respectivas vizinhanças.

Equações termoquímicas

O calor trocado por uma reação química com o seu meio reacional depende de vários fatores: estado físico das substâncias, formas alotrópicas, quantidade de reagentes e temperatura. É por isso que, para que um fenômeno termoquímico esteja corretamente descrito, é preciso que todas essas informações sejam fornecidas, caracterizando uma **equação termoquímica**.

Para todas as equações a seguir, foram considerados temperatura e pressão nas condições ambiente ($P = 1\text{ atm}$ e $T = 25\text{ }^\circ\text{C}$), que são as condições padrão termoquimicamente.

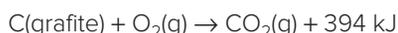
Veja o exemplo a seguir:



Essa equação representa a queima do carbono grafite. Sobre esse fenômeno, note que:

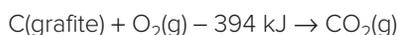
- todos os estados físicos e as formas alotrópicas são fornecidos. A temperatura e a pressão também (condições ambiente). Além disso, a variação de entalpia foi informada para uma quantidade bem determinada de substâncias, que é dada pelos coeficientes estequiométricos (valores em mols). O conjunto de todas essas informações caracteriza uma equação termoquímica;
- o ΔH dessa equação é negativo. Portanto, a reação é exotérmica, libera calor, e sua ocorrência torna o meio reacional mais quente;
- o ΔH é representado após a equação, separado dela por ponto e vírgula.

Também é comum a representação do calor trocado como se fosse reagente ou produto, embutido na própria equação, e não destacado, como na representação anterior. Dessa forma, como o calor está sendo liberado, ele deve ser representado nos produtos. A leitura mais apropriada seria que os reagentes geram produtos e calor. Assim:

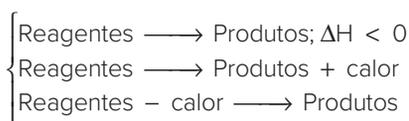


Vale ressaltar que o calor representado não é o ΔH da reação. É comum que se interprete que a equação dada seja endotérmica. Entretanto, isso é um grave equívoco, uma vez que, quando o calor está inserido na equação, ao lado dos produtos, a reação é exotérmica.

Ainda cabe uma última representação, menos comum, em que se passa o calor algebricamente para o membro dos reagentes, com o sinal trocado:



Portanto, existem três representações possíveis para fenômenos exotérmicos:



Observe outro exemplo:

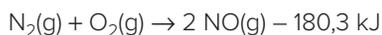


São apresentadas todas as informações necessárias para que se caracterize uma equação termoquímica. O sinal positivo do ΔH indica que a reação é endotérmica, ou seja, absorve calor e deixa o meio reacional mais frio.

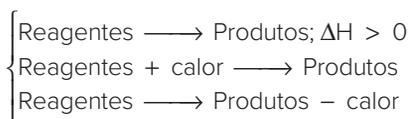
Outra maneira de descrever esse fenômeno termoquímico é inserindo o calor trocado na própria equação. Como o calor é absorvido pelos reagentes para gerar os produtos, ele deve ser representado somado aos reagentes:



Fazendo a manobra algébrica com o calor, obtemos outra forma de apresentar a equação, que é a menos comum:



Portanto, analogamente, existem três representações possíveis para fenômenos endotérmicos:



Fatores que alteram o ΔH

Estados físicos

Uma substância química que pode ser encontrada nos três estados diferentes da matéria armazena energias químicas (entalpias) distintas. Isso porque cada um dos estados físicos apresenta diferentes intensidades de forças intermoleculares e diferentes energias cinéticas médias de suas partículas.

O estado gasoso é aquele que armazena mais energia, pois apresenta as partículas com as maiores energias cinéticas e é também o estado que acumula a maior energia potencial, que se reflete nas forças intermoleculares mais fracas. De fato, é necessário fornecer energia para que um sistema no estado líquido passe para o estado gasoso. O estado sólido, por sua vez, é aquele que armazena a menor energia, pois apresenta as moléculas com as menores energias cinéticas e as menores energias potenciais, o que resulta nas forças intermoleculares mais fortes. O fato se comprova quando se percebe experimentalmente que a passagem do líquido para o sólido requer que se absorva (se retire) energia do sistema. Dessa forma:

$$H_{X(\text{g})} > H_{X(\ell)} > H_{X(\text{s})}$$

Graficamente, temos:

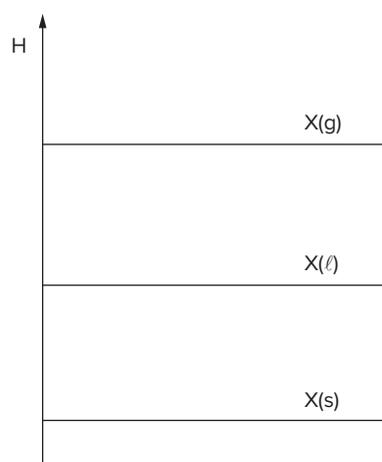


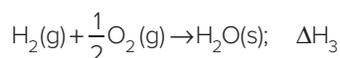
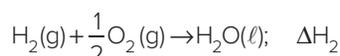
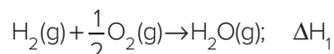
Fig. 3 Comparação entre as entalpias de uma mesma substância química em três estados físicos distintos (fora de escala).

Duas observações merecem atenção:

- Só podemos estabelecer a comparação que determina que $H_{X(\text{g})} > H_{X(\ell)} > H_{X(\text{s})}$ quando for a mesma substância em estados físicos distintos.
- A diferença entre a entalpia do líquido e do sólido é menor do que a diferença entre a entalpia do gás e do líquido. Isso ocorre porque a energia para se enfraquecer as forças intermoleculares (fusão) é menor do que para quebrar essas mesmas forças (ebulição).

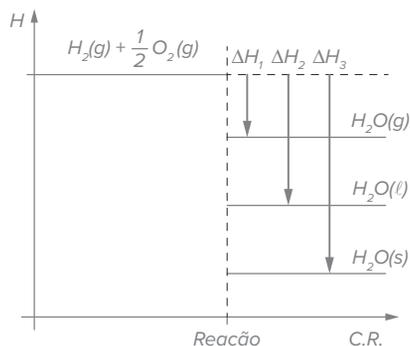
Exercícios resolvidos

- 1 Para as reações exotérmicas representadas pelas equações termoquímicas a seguir, qual a ordem crescente dos módulos das variações de entalpia?



Resolução:

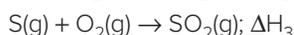
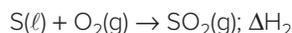
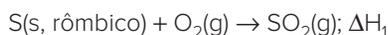
Para compreender esse tipo de problema, a melhor maneira é analisar o gráfico de entalpia *versus* caminho da reação. Como as reações são exotérmicas, o patamar dos reagentes deve ficar acima do patamar dos produtos. Em todas as reações, os reagentes são os mesmos. Apenas o produto difere quanto ao estado físico. Para analisar o gráfico, lembre-se de que o ΔH pode ser representado por uma flecha que parte dos reagentes e chega aos produtos. Dessa forma, temos:



Com base no gráfico que compara os três valores de ΔH , podemos concluir que a ordem crescente de seus módulos é:

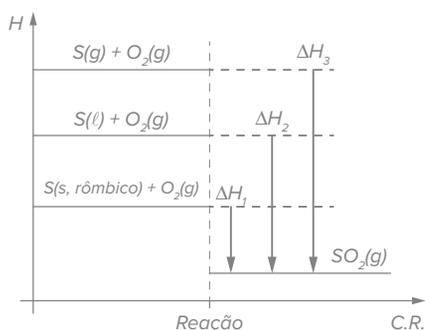
$$|\Delta H_1| < |\Delta H_2| < |\Delta H_3|$$

- 2 Para as reações exotérmicas representadas pelas equações termoquímicas a seguir, qual a ordem crescente dos módulos das variações de entalpia?



Resolução:

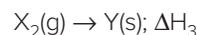
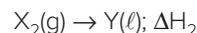
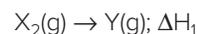
Da mesma forma que no exercício anterior, é possível traçar o gráfico de entalpia *versus* caminho da reação. Como as reações são exotérmicas, o patamar dos reagentes deve ficar acima do patamar dos produtos. Em todas as reações, o produto é o mesmo. Apenas um dos reagentes difere quanto ao estado físico. Lembre-se de que, para uma mesma substância, a entalpia do gás é maior que a do líquido, que por sua vez é maior que a do sólido. Para analisar o gráfico, considere que o ΔH pode ser representado por uma flecha que parte dos reagentes e chega aos produtos. Dessa forma, temos:



Com base no gráfico que compara os três valores de ΔH , podemos concluir que a ordem crescente de seus módulos é:

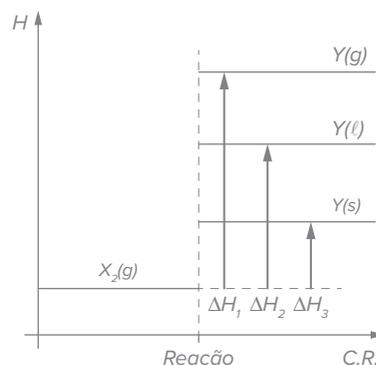
$$|\Delta H_1| < |\Delta H_2| < |\Delta H_3|$$

- 3 Para as reações endotérmicas representadas pelas equações termoquímicas a seguir, qual a ordem crescente dos módulos das variações de entalpia?



Resolução:

Neste exercício, as reações dadas são endotérmicas. Portanto, o patamar dos reagentes deve ficar abaixo do patamar dos produtos. Em todas as reações, o reagente é o mesmo, e o produto difere quanto ao estado físico. Dessa forma, temos:

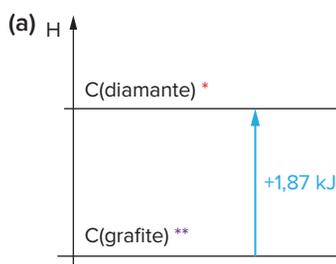


Com base no gráfico que compara os três valores de ΔH , podemos concluir que a ordem crescente de seus módulos é:

$$|\Delta H_3| < |\Delta H_2| < |\Delta H_1|$$

Formas alotrópicas

Alguns elementos químicos apresentam formas alotrópicas, que são diferentes substâncias simples formadas pelo mesmo elemento (assunto já estudado na frente 2). Esses elementos são: carbono, oxigênio, fósforo e enxofre. Cada forma alotrópica tem uma entalpia diferente, e é importante conhecer quais são as formas alotrópicas mais entálpicas de cada elemento. Para isso, observe os gráficos a seguir:



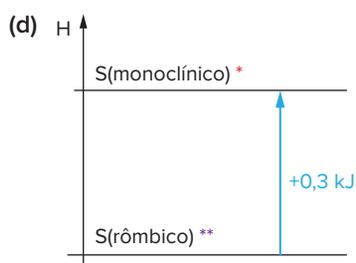
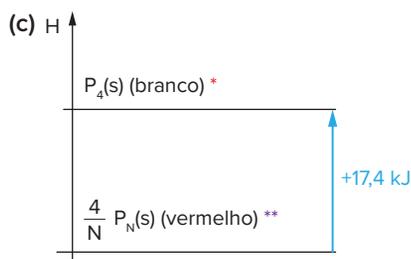
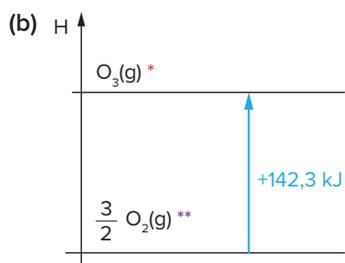


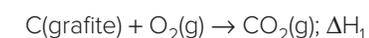
Fig. 4.a, 4.b, 4.c e 4.d Comparação entre as entalpias de formas alotrópicas distintas dos elementos carbono, oxigênio, fósforo e enxofre (fora de escala).

Podem ser feitas algumas observações importantes sobre esses gráficos:

- Nem todas as fórmulas alotrópicas existentes estão representadas. Faltam, por exemplo, formas do carbono como o fulereno e o grafeno, além do fósforo preto e do violeta. Entretanto, para o estudo da Termoquímica, só é pertinente lidar com as formas alotrópicas presentes nos gráficos anteriores.
- Note que as diferenças de entalpia entre as formas alotrópicas de cada elemento estão na seguinte ordem decrescente: oxigênio, fósforo, carbono e enxofre.
- As formas alotrópicas mais entálpicas estão marcadas com um asterisco e são, dentre as que foram representadas, as mais instáveis e as menos abundantes na natureza. Da mesma maneira, vale o inverso para as formas alotrópicas marcadas com dois asteriscos, que são as mais estáveis.

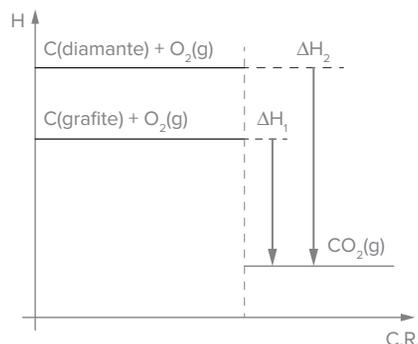
Exercício resolvido

- 4 Para as reações exotérmicas representadas pelas equações termoquímicas a seguir, qual a ordem crescente dos módulos das variações de entalpia?



Resolução:

A técnica de resolução utilizada aqui é a mesma para o caso de diferenças em estados físicos: a análise do gráfico. Nesse exercício, as reações são exotérmicas. O produto das duas reações é o mesmo, e a diferença entre os reagentes está na forma alotrópica. Lembrando que o carbono diamante é mais entálpico do que o carbono grafite, temos:



Com base no gráfico que compara os dois valores de ΔH , podemos concluir que a ordem crescente de seus módulos é:

$$|\Delta H_1| < |\Delta H_2|$$

Quantidade de substâncias

Essa é a influência mais intuitiva no ΔH de uma reação. Para entendê-la, é possível considerar o seguinte exemplo: se a queima de um saco de carvão libera determinada quantidade de calor, a queima de dois sacos de carvão irá liberar o dobro de calor. Isto é, a quantidade de calor trocada, seja absorvida ou liberada, é diretamente proporcional à quantidade de substâncias que participam da reação.

Também é importante ressaltar que, se uma reação no sentido direto libera calor, a mesma reação no sentido inverso irá absorver calor e vice-versa.

Observe os casos a seguir:

- $\text{C(grafite)} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}); \Delta H = -394 \text{ kJ}$
- $2 \text{ C(grafite)} + 2 \text{ O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{ CO}_2(\text{g}); \Delta H = 2 \cdot (-394 \text{ kJ})$
- $4 \text{ CO}_2(\text{g}) \rightarrow 4 \text{ C(grafite)} + 4 \text{ O}_2(\text{g}); \Delta H = 4 \cdot (+394 \text{ kJ})$

A equação II tem o dobro de substâncias, em mols, da equação I. Portanto, o ΔH teve que ser multiplicado por 2. Do mesmo modo, a equação III tem o quádruplo de substâncias, em mols, da equação I e, portanto, o ΔH teve que ser multiplicado por 4. Além disso, a equação III está invertida em relação à equação I e, por isso, teve o sinal do ΔH trocado.

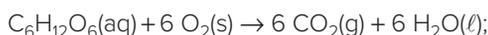
Logo, é possível estabelecer as seguintes relações:

Se multiplicarmos as quantidades de uma equação por x , o ΔH deverá ser multiplicado também por x .

Se invertermos uma equação termoquímica, devemos trocar o sinal do ΔH .

Exercício resolvido

5 A reação de queima completa da glicose, que representa a reação global do processo de respiração celular por meio do qual obtemos energia, pode ser representada pela seguinte equação termoquímica:



$$\Delta H = -2805 \text{ kJ/mol de glicose}$$

Sabendo que o processo de fotossíntese é o inverso do processo global da respiração, qual o valor do ΔH para a obtenção de 48 g de gás oxigênio obtido por fotossíntese?

Dado: massa molar em g/mol: (O = 16)

Resolução:

Pela equação termoquímica fornecida, podemos estabelecer a seguinte regra de três:

$$\left. \begin{array}{l} 6 \text{ mols de O}_2 : \Delta H = -2805 \text{ kJ} \\ 6 \cdot 32 \text{ g de O}_2 : \Delta H = -2805 \text{ kJ} \\ 48 \text{ g de O}_2 : x \end{array} \right\} \Rightarrow x = -701,25 \text{ kJ}$$

Mas, como o processo de fotossíntese é o inverso do processo global da respiração, temos que o ΔH do processo pedido, para a quantidade pedida, é $\Delta H = 701,25 \text{ kJ}$.

Temperatura

A influência da temperatura é pequena e difícil de ser calculada. A mudança do ΔH por meio de mudança de temperatura se dá através da lei de Kirchoff, que não é objeto do nosso estudo. No momento, basta saber que, se a uma determinada temperatura T_1 uma reação tem variação de entalpia ΔH_1 , então a mesma reação em uma temperatura T_2 , diferente de T_1 , terá uma variação de entalpia ΔH_2 e diferente de ΔH_1 .

Lei de Hess

O suíço Germain Henry Hess (1802-1850) foi químico, médico e geólogo, e atuou como professor e autor de livros bastante respeitado quando lecionava na Rússia, em São Petersburgo. No ano de 1840, enunciou a lei que o tornou célebre, cujo enunciado é:

O ΔH de uma reação só depende de seus estados inicial e final, e independe de seus estados intermediários.

Para compreender esse enunciado de forma mais clara, podemos interpretá-lo como uma lei de conservação de energia para fenômenos químicos. Segundo essa lei, nas mesmas condições, uma reação tem troca de calor constante, independentemente do número de etapas em que ela ocorre. Assim, durante as etapas em que um fenômeno ocorre, a energia não pode ser criada nem destruída, apenas convertida em outras formas de energia.

Desse modo, ao somar todas as etapas de um processo para encontrar a sua reação global, devemos somar as energias trocadas com o meio externo para encontrar a variação de entalpia global do processo. Veja o exemplo a seguir:

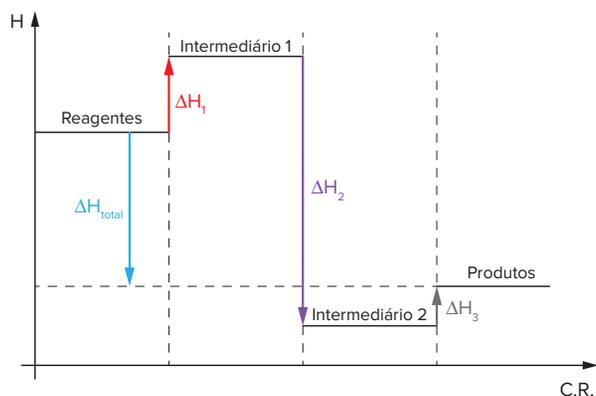
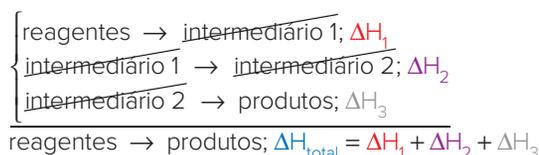


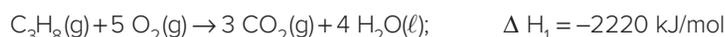
Fig. 5 Entalpia ao longo do caminho da reação para um fenômeno que ocorre em diversas etapas.



Com base no que foi exposto, podemos concluir que a lei de Hess apresenta uma importante consequência, que será bastante útil para resolver problemas: **as equações termoquímicas podem ser tratadas como equações matemáticas**. Ou seja, ao multiplicarmos uma equação termoquímica, devemos multiplicar o seu ΔH pelo mesmo número; ao invertermos uma equação termoquímica, devemos trocar o sinal do ΔH ; ao somarmos equações termoquímicas, devemos somar os seus respectivos valores de ΔH .

Exercícios resolvidos

6 São dadas as seguintes equações termoquímicas:



Qual a variação de entalpia da reação de equação mostrada a seguir?



Resolução:

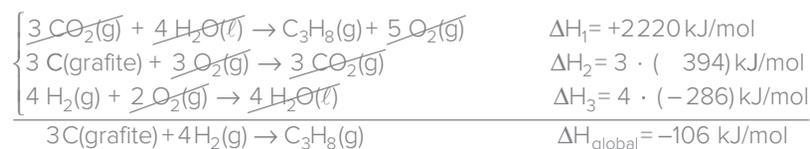
Inicialmente, vamos numerar as equações:



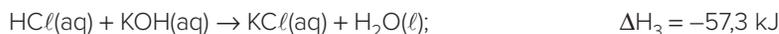
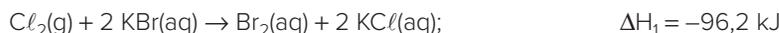
Para chegarmos à equação principal do problema, $3 \text{ C(grafite)} + 4 \text{ H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$, devemos realizar algumas operações matemáticas com as equações dadas.

- I. Inverter a equação (I) para que o C_3H_8 que está nos reagentes passe para os produtos, como na equação principal.
- II. Multiplicar (II) por 3 para que o C(grafite) dos reagentes, que está na quantidade de 1 mol, passe para a quantidade de 3 mols, como na equação principal.
- III. Multiplicar (III) por 4 para que o $\text{H}_2(\text{g})$ dos reagentes, que está na quantidade de 1 mol, passe para a quantidade de 4 mols, como na equação principal.

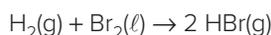
Assim, teremos:



7 São dadas as seguintes equações termoquímicas:



Qual a variação de entalpia da reação de equação mostrada a seguir?



Resolução:

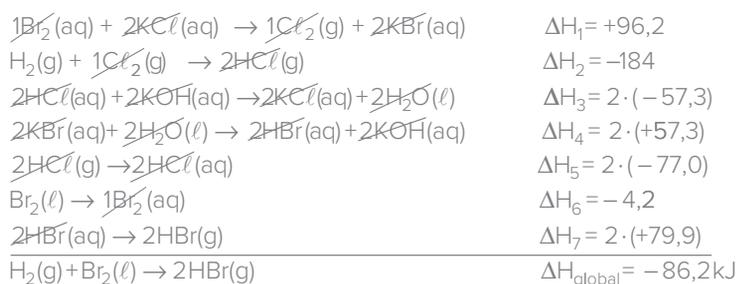
Inicialmente, vamos numerar as equações de I a VII:



Para chegarmos à equação principal do problema, devemos realizar algumas operações matemáticas com as equações dadas. São elas:

1. Basta repetir as equações (II) e (VI) para que $H_2(g)$ e $Br_2(l)$ fiquem nos reagentes, como na equação principal.
2. A equação (VII) deve ser invertida e multiplicada por 2 para que se tenha 2 $HBr(g)$ nos produtos, como na equação principal.
3. Para cancelar o $Br_2(aq)$ que aparece na equação (VI) nos produtos, mas não aparece na equação principal, devemos ter outro $Br_2(aq)$ nos reagentes. Isso se obtém invertendo-se a equação (I).
4. Com a inversão da equação (I), aparecem 2 $KBr(aq)$ nos produtos e 2 $KCl(aq)$ nos reagentes, que devem ser cancelados, porque não aparecem na equação principal. Para tanto, multiplicar as equações (III) e (IV) por 2 e inverter a equação (IV).
5. Deve-se multiplicar a equação (V) por 2 para cancelar 2 $HCl(g)$ nos produtos da equação (II).

Assim, teremos:



Em alguns casos, os problemas envolvendo o uso da lei de Hess, bem como outros conceitos futuros, citam alguns tipos especiais de ΔH . São eles:

- **ΔH de combustão:** (ΔH_{comb}°)
É o calor liberado na reação de combustão completa de 1 mol de uma substância, utilizando $O_2(g)$ como comburente, nas condições termoquimicamente padrão.
- **ΔH de neutralização:** ($\Delta H_{neutralização}^{\circ}$)
É o calor liberado na reação de neutralização entre $H^+(aq)$ e $OH^-(aq)$, com formação de 1 mol de $H_2O(l)$. A equação termoquímica representativa do processo é dada por:
$$H^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(l); \quad \Delta H = -13,8 \text{ kcal/mol}$$
Quando a reação ocorre entre um ácido forte e uma base forte, resultando em um sal solúvel em água, o único fenômeno termoquimicamente ativo no processo é o da equação mostrada anteriormente. Isso porque os íons formadores do sal já existiam antes de a reação ocorrer e são, portanto, termoquimicamente inertes, pois são íons espectadores.
- **ΔH de dissolução:** (ΔH_{diss}°)
É o calor envolvido na dissolução total de 1 mol de uma substância (geralmente em água), nas condições termoquimicamente padrão.

Entalpia de formação

Uma reação de formação, do ponto de vista termoquímico, é aquela em que se forma **1 mol** de uma determinada substância, partindo-se de substâncias simples nas suas formas mais estáveis, nas condições termoquimicamente padrão ($P = 1 \text{ atm}$ e $T = 25 \text{ }^{\circ}\text{C}$). Em grande parte dos casos, é

bastante intuitivo saber qual é o modo mais estável de cada elemento químico na forma de sua respectiva substância simples. A tabela a seguir traz alguns exemplos:

Elemento	Substância simples mais estável
H	$H_2(g)$
F	$F_2(g)$
Cl	$Cl_2(g)$
Br	$Br_2(l)$
I	$I_2(s)$
O	$O_2(g)$
S	S(s, rômico)
N	$N_2(g)$
C	C(grafite)
Fe	Fe(s)
Zn	Zn(s)
Hg	$Hg(l)$

Tab. 1 As substâncias simples nas suas formas mais estáveis para os principais elementos químicos.

Note que, para os metais, a substância simples na sua forma mais estável é o próprio metal no estado sólido. A exceção é o mercúrio, cuja forma mais estável é o metal no estado líquido.

Saiba mais

O caso do elemento fósforo é uma exceção. Por mais que a sua forma mais estável seja o fósforo vermelho, adotou-se como substância simples padrão o fósforo branco, de fórmula $P_4(s, \text{branco})$.

Exercício resolvido

8 Escreva as equações que representam as reações de formação termoquímica das seguintes substâncias:

- a) $H_2SO_4(\ell)$ e) $O_3(g)$
b) $HNO_3(\ell)$ f) $C(\text{grafite})$
c) $C_6H_{12}O_6(s)$ g) $O_2(g)$
d) $Al_2(CO_3)_3(s)$

Resolução:

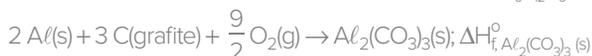
As reações de formação termoquímicas são aquelas em que se forma 1 mol de uma substância, a partir das substâncias simples nas suas formas mais estáveis. Assim:

- a) $H_2(g) + S(s, \text{rômbico}) + 2 O_2(g) \rightarrow H_2SO_4(\ell)$
b) $\frac{1}{2}H_2(g) + \frac{1}{2}N_2(g) + \frac{3}{2}O_2(g) \rightarrow HNO_3(\ell)$
c) $6 C(\text{grafite}) + 6 H_2(g) + 3 O_2(g) \rightarrow C_6H_{12}O_6(s)$
d) $2 Al(s) + 3 C(\text{grafite}) + \frac{9}{2}O_2(g) \rightarrow Al_2(CO_3)_3(s)$
e) $\frac{3}{2}O_2(g) \rightarrow O_3(g)$
f) $C(\text{grafite}) \rightarrow C(\text{grafite})$
g) $O_2(g) \rightarrow O_2(g)$

Nessa resolução, vale ressaltar alguns pontos:

- Por vezes, na tentativa de eliminar coeficientes fracionários, é comum multiplicar a equação por algum número. Isso é um equívoco, porque a reação só pode ser chamada de formação se produzir **1 mol** do produto.
- Quando se faz a reação de formação de uma substância simples na sua forma mais estável, note que não ocorre nenhuma transformação e, portanto, não há troca de calor.

Define-se ΔH de formação como o calor trocado em uma reação de formação. Representa-se esse tipo de ΔH por ΔH_f° . O símbolo usado no canto superior direito indica que a reação de formação foi realizada nas condições padrão. Portanto:



Com base na definição de reação de formação e de ΔH_f° , realizou-se uma manobra muito importante para se contornar o problema referente ao fato de que a entalpia é uma grandeza que não pode ser medida. Como todas as variações de entalpia podem ser medidas, mas não se pode determinar a entalpia absoluta de nenhum ente químico, arbitrou-se, para um grupo de substâncias, o valor de entalpia zero, e todas as outras entalpias foram medidas em relação a esse padrão adotado. Em outras palavras, criaram-se valores relativos de entalpia, cujas diferenças são as mesmas das entalpias absolutas. O padrão adotado segue a seguinte regra:

As substâncias de entalpia relativa nula são aquelas cuja variação de entalpia de formação é nula.

Na prática, possuem entalpia relativa nula todas as substâncias simples nas suas formas mais estáveis. Como esse conceito se baseia nas reações de formação, essa entalpia relativa passou a ser chamada de **entalpia de formação**.

Nas reações de formação, podemos escrever:

$$\Delta H_{f, X}^\circ = H_{f, \text{produtos}}^\circ - H_{f, \text{reagentes}}^\circ$$

Em uma reação de formação, o único produto formado é 1 mol de X, e os reagentes são todas as substâncias simples nas suas formas mais estáveis, cuja entalpia de formação é nula. Assim:

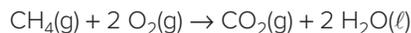
$$\Delta H_{f, X}^\circ = H_{f, \text{produtos}}^\circ - H_{f, \text{reagentes}}^\circ \Rightarrow \Delta H_{f, X}^\circ = H_{f, X}^\circ - 0 \Rightarrow \Delta H_{f, X}^\circ = H_{f, X}^\circ$$

Portanto, podemos concluir que:

- A entalpia de formação de substâncias simples nas suas formas mais estáveis é zero.
- A entalpia de formação de todas as outras substâncias é o próprio calor trocado na sua reação de formação termoquímica.

Exercício resolvido

9 Calcule a variação de entalpia da reação de equação:

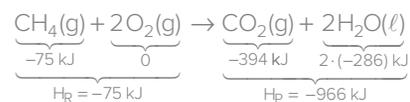


Dados:

$$\Delta H_{f, CH_4(g)}^\circ = -75 \text{ kJ}; \Delta H_{f, CO_2(g)}^\circ = -394 \text{ kJ}; \Delta H_{f, H_2O(\ell)}^\circ = -286 \text{ kJ}$$

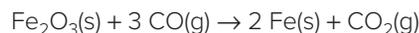
Resolução:

Como $\Delta H_{f, X}^\circ = H_{f, X}^\circ$, então podemos escrever:



Note que, como a entalpia de formação é para 1 mol do composto, quando há x mols, a entalpia do conjunto é a entalpia de formação do composto multiplicada por x. Foi o que ocorreu com a água nesse problema. Como $\Delta H = H_P - H_R \Rightarrow \Delta H = (-966) - (-75) \Rightarrow \Delta H = -891 \text{ kJ}$.

10 A reação de obtenção metalúrgica do ferro pode ser equacionada da seguinte forma:



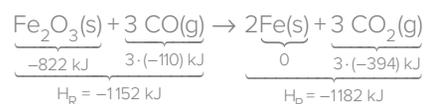
Qual a variação de entalpia dessa reação?

Dados:

$$\Delta H_{f,Fe_2O_3(s)}^{\circ} = -822 \text{ kJ}; \Delta H_{f,CO_2(g)}^{\circ} = -394 \text{ kJ}; \Delta H_{f,CO(g)}^{\circ} = -110 \text{ kJ}$$

Resolução:

Como $\Delta H_{f,X}^{\circ} = H_{f,X}^{\circ}$, então podemos escrever:



Note que, como Fe(s) é a substância simples do ferro na sua forma mais estável, sua entalpia de formação é zero. Assim:

$$\Delta H = H_P - H_R \Rightarrow \Delta H = (-1182) - (-1152) \Rightarrow \Delta H = -30 \text{ kJ}$$

A seguir é mostrada uma tabela com as entalpias de formação de algumas das principais substâncias químicas. Note que o hidrogênio é o único elemento que possui dois entes químicos com entalpia de formação nula: o $H_2(g)$ e o $H^+(aq)$.

Substância	Fórmula	ΔH_f° (kJ/mol)
Ácido benzoico	$C_7H_6O_2(s)$	-385,2
Ácido bromídrico	$HBr(g)$	-36,3
Ácido bromídrico	$HBr(l)$	-36,3
Ácido cianídrico	$HCN(g)$	130,5
Ácido clorídrico	$HC(l)(g)$	-92,3
Ácido fluorídrico	$HF(g)$	-269,0
Ácido fosfórico	$H_3PO_4(l)$	-1288,0
Ácido iodídrico	$HI(g)$	26,5
Ácido sulfídrico	$H_2S(g)$	-20,6
Ácido sulfúrico	$H_2SO_4(l)$	-814,0
Água líquida	$H_2O(l)$	-285,5
Água gasosa	$H_2O(g)$	-241,8
Água oxigenada	$H_2O_2(l)$	-187,8
Amônia	$NH_3(g)$	-45,9
Benzeno	$C_6H_6(l)$	49,0
Brometo de potássio	$KBr(s)$	-392,2
Brometo de prata	$AgBr(s)$	-99,5
Carbeto de cálcio	$CaC_2(s)$	-59,8
Carbonato de bário	$BaCO_3(s)$	-1213,0
Carbonato de cálcio	$CaCO_3(s)$	-1207,6
Carbonato de magnésio	$MgCO_3(s)$	-1095,8
Carbonato de sódio	$Na_2CO_3(s)$	-1130,8
Clorato de potássio	$KClO_3(s)$	-391,4
Cloreto de alumínio	$AlCl_3(s)$	-705,6
Cloreto de amônia	$NH_4Cl(s)$	-314,6
Cloreto de bário	$BaCl_2(s)$	-858,6
Cloreto de boro	$BCl_3(s)$	-403,0
Cloreto de cálcio	$CaCl_2(s)$	-795,8
Cloreto de céscio	$CsCl(s)$	-443,0
Cloreto de magnésio	$MgCl_2(s)$	-641,8
Cloreto de potássio	$KCl(s)$	-436,7
Cloreto de prata	$AgCl(s)$	-127,0
Cloreto de sódio	$NaCl(s)$	-411,1

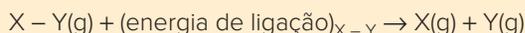
Substância	Fórmula	ΔH_f° (kJ/mol)
Cloreto de zinco	$ZnCl_2(s)$	-415,1
Cloreto férrico	$FeCl_3(s)$	-399,5
Clorofórmio	$CHCl_3(l)$	-134,5
Diamante	$C(d)$	1,8
Dióxido de carbono	$CO_2(g)$	-393,5
Dióxido de enxofre	$SO_2(g)$	-296,8
Dióxido de nitrogênio	$NO_2(g)$	33,2
Etano	$C_2H_6(g)$	-83,9
Etanol	$C_2H_5OH(l)$	-277,0
Eteno	$C_2H_4(g)$	52,3
Etileno	$C_2H_2(g)$	226,7
Fluoreto de potássio	$KF(s)$	-562,6
Fluoreto de sódio	$NaF(s)$	-569,0
Glicose	$C_6H_{12}O_6(s)$	-1271,0
Hidróxido de bário	$Ba(OH)_2(s)$	-944,7
Hidróxido de cálcio	$Ca(OH)_2(s)$	-986,1
Hidróxido de sódio	$NaOH(s)$	-425,9
Metano	$CH_4(g)$	-74,9
Metanol	$CH_3OH(l)$	-238,4
Monóxido de carbono	$CO(g)$	-110,5
Monóxido de nitrogênio	$NO(g)$	90,3
Nitrato de sódio	$NaNO_3(s)$	-424,8
Óxido de alumínio	$Al_2O_3(s)$	-1669,8
Óxido de bário	$BaO(s)$	-548,1
Óxido de cálcio	$CaO(s)$	-635,1
Óxido férrico	$Fe_2O_3(s)$	-826,0
Óxido de magnésio	$MgO(s)$	-601,2
Óxido de manganês IV	$MnO_2(s)$	-519,7
Óxido de mercúrio	$HgO(s)$	-90,8
Óxido de prata	$Ag_2O(s)$	-31,1
Óxido de silício	$SiO_2(s)$	-910,9
Óxido de sódio	$Na_2O(s)$	-414,2
Óxido de zinco	$ZnO(s)$	-348,0
Óxido nitroso	$N_2O(g)$	82,1
Ozônio	$O_3(g)$	143,0
Pentacloro de fósforo	$PCl_5(s)$	-440,0
Perclorato de potássio	$KClO_4(s)$	-430,1
Sulfato de bário	$BaSO_4(s)$	-1473,2
Sulfato de cálcio	$CaSO_4(s)$	-1434,5
Sulfato de chumbo II	$PbSO_4(s)$	-920,0
Sulfato de magnésio	$MgSO_4(s)$	-1278,2
Sulfeto de chumbo II	$PbS(s)$	-100,0
Sulfeto de mercúrio	$HgS(s)$	-58,2
Sulfeto de prata	$Ag_2S(s)$	-31,8
Tetracloro de carbono	$CCl_4(l)$	-139,5
Tetracloro de silício	$SiCl_4(l)$	-640,1
Tetraóxido de dinitrogênio	$N_2O_4(g)$	9,2
Tricloreto de fósforo	$PCl_3(l)$	-320,0
Íon hidrogênio	$H^+(aq)$	0
Fósforo branco	$P(s, \text{branco})$	0

Tab. 2 Entalpias de formação de substâncias nas condições termoquimicamente padrão.

Energia de ligação: (E.L.)

Energia de ligação é a energia necessária para se quebrar 1 mol de uma determinada ligação interatômica, a fim de se obter átomos isolados no estado gasoso.

Essa definição pode ser equacionada da seguinte forma:



Portanto, segundo a definição e sua representação na forma de equação, quando uma ligação interatômica é quebrada, a energia é absorvida. Logo, quando uma ligação é formada, a partir de átomos isolados no estado gasoso, a energia é liberada. A liberação e a absorção de energia são mostradas em gráficos de energia potencial *versus* distância entre os átomos (como estudado em ligações químicas, na frente 1), como podemos ver a seguir:

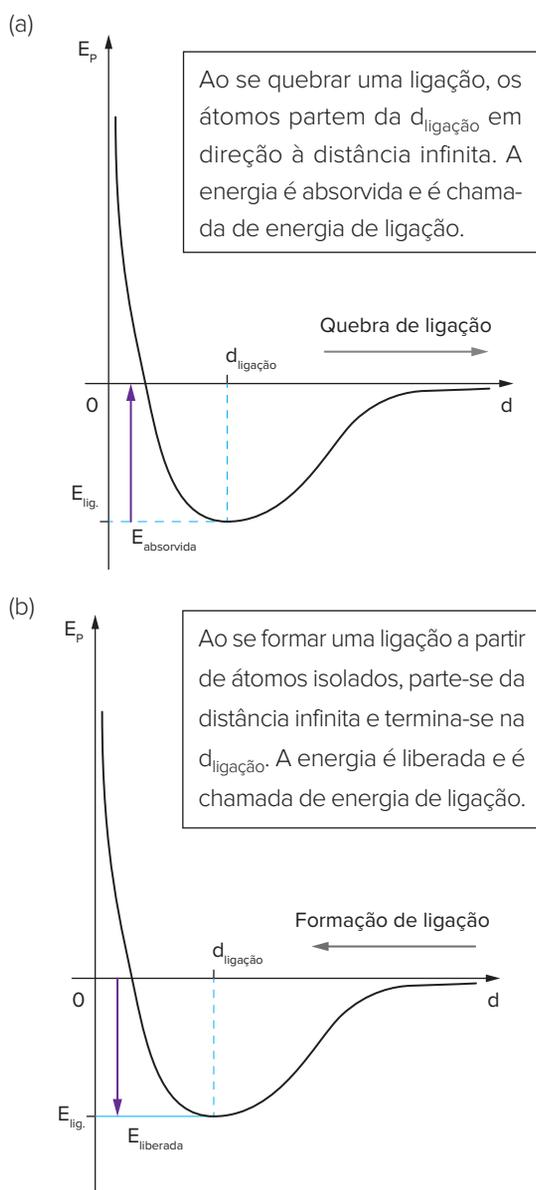


Fig. 6.a e 6.b Comparação entre os processos de quebra e formação de ligações interatômicas e suas consequentes absorção e liberação de energia, respectivamente.

Os valores de energia de ligação não precisam ser memorizados, já que sempre serão devidamente fornecidos. A seguir, é disponibilizada uma tabela com energias de ligação entre vários pares de átomos.

Ligações simples	ΔH° (kJ/mol)	Ligações simples	ΔH° (kJ/mol)	Ligações duplas	ΔH° (kJ/mol)
H-H	436	C-N	293	C=C	611
C-C	347	C-O	351	O=O	498
N-N	159	C-S	259	N=N	456
O-O	138	C-F	439	C=O(CO ₂)	803
S-S	213	C-Cl	330	C=O	745
F-F	159	C-Br	276	S=O	535
Cl-Cl	243	C-I	238		
Br-Br	192	N-O	201		
				Ligações Triplas	ΔH° (kJ/mol)
I-I	151	N-F	272	C≡C	837
H-C	414	N-Cl	201	N≡N	946
H-N	389	N-Br	243	C≡O	1078
H-O	464	O-F	184	C≡N	891
H-P	318	O-Cl	205		
H-S	339	O-I	201		
H-F	569	S-P	230		
H-Cl	431	S-F	285		
H-Br	368	S-Cl	251		
H-I	297	S-Br	213		

Tab. 3 Energias de ligação para vários pares de átomos.

A seguir são listadas algumas considerações sobre como os valores de energia de ligação variam:

- A energia de ligação entre dois átomos quaisquer X e Y decresce na seguinte ordem:

$$(E.L.)_{X \equiv Y} > (E.L.)_{X = Y} > (E.L.)_{X - Y}$$

Isso ocorre porque um maior número de interações entre os átomos dificulta a quebra de ligação. Além disso, quanto maior o número de ligações entre dois átomos, menor a distância entre eles e maior será a força da ligação, tornando-a mais difícil de ser rompida. Note como isso se verifica para os pares carbono-carbono, nitrogênio-nitrogênio e carbono-oxigênio.

- Em geral, quanto menor a distância de ligação, mais forte e mais difícil de ser rompida ela será. Observe os pares H-F, H-Cl, H-Br e H-I. No entanto, cabe observar que essa é uma tendência geral, mas que não ocorre sempre.

- Observe que, para a ligação C=O, há dois valores distintos: 803 para o CO₂ e 745 para os demais compostos. Isso ocorre porque, devido à ressonância que ocorre no CO₂, a ligação se torna mais forte e requer mais energia para ser quebrada.

Em uma reação química, analisando as ligações químicas, os reagentes devem ter as suas ligações quebradas para formar os átomos isolados no estado gasoso. Esse fenômeno absorve energia. Posteriormente, os átomos isolados no estado gasoso formam novas ligações químicas (diferentes das que havia nos reagentes), em um fenômeno que libera energia. A variação de entalpia de uma reação, a partir das energias de ligação, deve ser calculada da seguinte forma:

$$\Delta H_{\text{reação}} = \underbrace{\Delta H_{\text{absorvido, reagentes}}}_{\text{valor positivo}} + \underbrace{\Delta H_{\text{liberado, produtos}}}_{\text{valor negativo}}$$

Mas e se o cálculo for feito por meio de $\Delta H = H_p - H_r$ a partir dos valores de energia de ligação? Então estará errado. A energia absorvida pelos reagentes para formar átomos isolados no estado gasoso não tem relação com a entalpia dos reagentes, bem como a energia liberada para formar os produtos de átomos isolados no estado gasoso não tem relação com a entalpia dos produtos. Observe o gráfico a seguir:

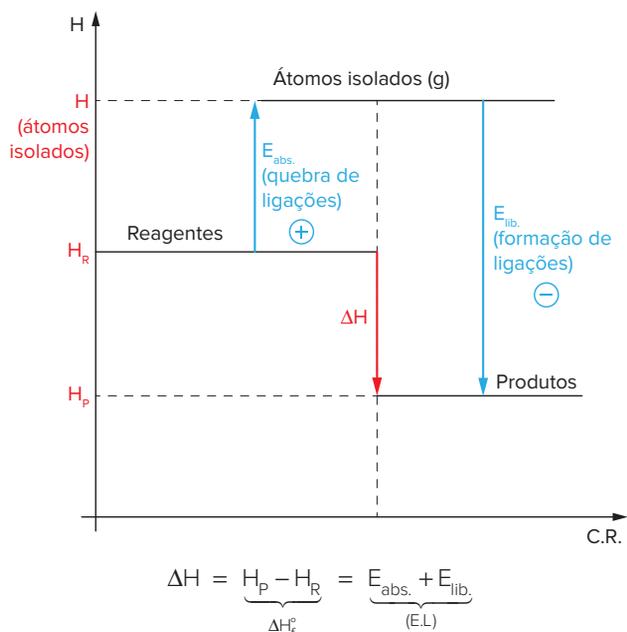


Fig. 7 Diferenças entre entalpias de formação e energias de ligação.

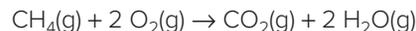
Atenção

O ΔH de uma reação pode ser calculado de três maneiras distintas. São elas:

- Manipulação matemática de equações termoquímicas fornecidas no enunciado (lei de Hess).
- Equação $\Delta H = H_p - H_r$, quando os valores fornecidos forem as entalpias de formação.
- Equação $\Delta H_{\text{reação}} = \Delta H_{\text{absorvido, reagentes}} + \Delta H_{\text{liberado, produtos}}$, quando os valores fornecidos forem as energias de ligação.

Exercícios resolvidos

- 11 Calcule a variação de entalpia da reação de equação:



Dados:

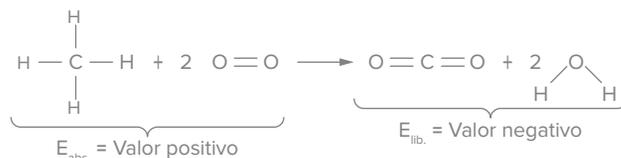
Energias de ligação:

C–H = 413 kJ, O=O = 498 kJ, C=O (no CO₂) = 803 kJ,

H–O = 464 kJ

Resolução:

A equação, escrita segundo as fórmulas estruturais de reagentes e produtos, é:



Nos reagentes, serão quebradas 4 ligações C–H e 2 ligações O=O. Assim:

$$E_{\text{abs.}} = + [4 \cdot (413) + 2 \cdot (498)] = +2648 \text{ kJ}$$

Nos produtos, serão formadas 2 ligações C=O e 4 ligações O–H. Assim:

$$E_{\text{lib.}} = [2 \cdot (803) + 4 \cdot (464)] = 3462 \text{ kJ}$$

Sabendo que:

$$\Delta H_{\text{reação}} = \Delta H_{\text{absorvido, reagentes}} + \Delta H_{\text{liberado, produtos}}$$

$$\Delta H_{\text{reação}} = (+2648) + (-3462)$$

$$\Delta H_{\text{reação}} = -814 \text{ kJ}$$

- 12 Considerando a seguinte equação termoquímica:



qual o valor da energia da ligação N≡N?

Dados:

Energias de ligação:

H–H = 436 kJ, N–H = 389 kJ

Resolução:

A equação termoquímica fornecida, escrita segundo as fórmulas estruturais de reagentes e produtos, é:



Nos reagentes, serão quebradas 1 ligação N≡N e 3 ligações H–H. Assim:

$$E_{\text{abs.}} = + [(E.L.)_{\text{N} \equiv \text{N}} + 3 \cdot (436)] \text{ kJ}$$

Nos produtos, serão formadas 6 ligações N–H. Assim:

$$E_{\text{lib.}} = - [6 \cdot (389)] = -2334 \text{ kJ}$$

Portanto:

$$\Delta H_{\text{reação}} = \Delta H_{\text{absorvido, reagentes}} + \Delta H_{\text{liberado, produtos}}$$

$$-92 = [(E.L.)_{\text{N} \equiv \text{N}} + 3 \cdot (436)] + (-2334)$$

$$(E.L.)_{\text{N} \equiv \text{N}} = 934 \text{ kJ}$$

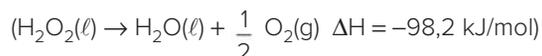
Revisando

- 1 UFJF Os alimentos liberam energia química após sua digestão e metabolização no organismo. No quadro a seguir, está indicada a quantidade de energia, em quilocalorias (kcal), liberada no metabolismo de um (1) grama de alguns alimentos.

	gorduras	proteínas	carboidratos	alcoóis	cereais
Energia/kcal	9	4	4	7	4

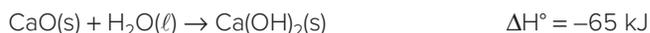
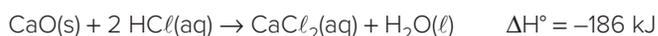
- Considerando-se que a carne possui apenas proteínas e gorduras, calcule a quantidade de energia liberada pelo organismo ao consumir um pedaço de carne de 100 g que contém 20% em massa de gordura.
- As calorias adquiridas pelos alimentos podem ser “queimadas” em atividades físicas. Um indivíduo de 70 kg perde em média 400 kcal em uma hora de atividade aeróbica e metade dessa quantidade em musculação pelo mesmo período. Calcule o tempo necessário para queimar as calorias fornecidas pelo metabolismo de uma barra de cereais de 25 g.
- Uma das formas de quantificar o teor calórico dos alimentos é medir a energia envolvida na reação de combustão dos mesmos. Escreva a equação química balanceada para a combustão completa de um carboidrato de fórmula molecular $C_6H_{12}O_6$.
- Uma lata de cerveja de 350 mL apresenta um teor alcoólico de 4% em volume. Considerando a densidade do álcool igual a $0,80 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$, calcule a energia liberada no metabolismo de um indivíduo pelo consumo dessa quantidade de cerveja.

- 2 Unesp Considere a decomposição da água oxigenada, em condições normais, descrita pela equação:



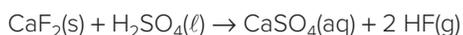
Com base na informação sobre a variação de entalpia, classifique a reação como exotérmica ou endotérmica e justifique sua resposta. Calcule a variação de entalpia na decomposição de toda a água oxigenada contida em 100 mL de uma solução aquosa antisséptica que contém água oxigenada na concentração de 3 g/100 mL.

3 UFTM O cloreto de cálcio é um composto que tem grande afinidade com água, por isso é utilizado como agente secante nos laboratórios químicos e como antimfofo nas residências. Este sal pode ser produzido na reação de neutralização do hidróxido de cálcio com ácido clorídrico. A entalpia dessa reação pode ser calculada utilizando as seguintes equações termoquímicas:



- Calcule a entalpia da reação de neutralização da solução de hidróxido de cálcio com solução de ácido clorídrico.
- Calcule a energia envolvida na neutralização de 280 g de óxido de cálcio sólido com solução de ácido clorídrico. Essa reação é endotérmica ou exotérmica?

4 Unesp 2017 O ácido fluorídrico, importante matéria-prima para obtenção de diversos compostos fluorados, pode ser preparado pela reação:



Considere os dados:

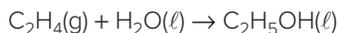
Reação	ΔH (kJ/mol de produto)
$\frac{1}{2} \text{H}_2\text{(g)} + \frac{1}{2} \text{F}_2\text{(g)} \rightarrow \text{HF(g)}$	-273
$\text{Ca(s)} + \text{F}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CaF}_2\text{(s)}$	-1228
$\text{Ca(s)} + \text{S(s)} + 2 \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CaSO}_4\text{(s)}$	-1435
$\text{H}_2\text{(g)} + \text{S(s)} + 2 \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4\text{(l)}$	-814

A partir dos dados apresentados na tabela e utilizando a Lei de Hess, calcule o ΔH da reação de preparação do HF(g) a partir de 1 mol de $\text{CaF}_2\text{(s)}$ e informe se ela é exotérmica ou endotérmica.

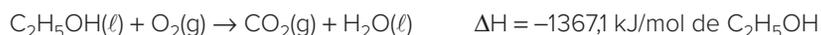
Represente, no diagrama apresentado abaixo, a reação de preparação do HF.



- 5 UFG** No Brasil, parte da frota de veículos utiliza etanol obtido da cana-de-açúcar como combustível em substituição à gasolina. Entretanto, o etanol pode ser obtido de outras formas, como a reação entre água e etileno, representada pela equação química abaixo.

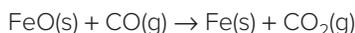


- a) Calcule a variação de entalpia dessa reação a partir das seguintes equações termoquímicas não balanceadas:



- b) Identifique a natureza do processo quanto à variação de entalpia na obtenção do etanol.

- 6 Fasm 2016** No processo de produção de ferro metálico (Fe) ocorre a redução do óxido ferroso (FeO) com monóxido de carbono (CO) de acordo com a equação representativa da reação:

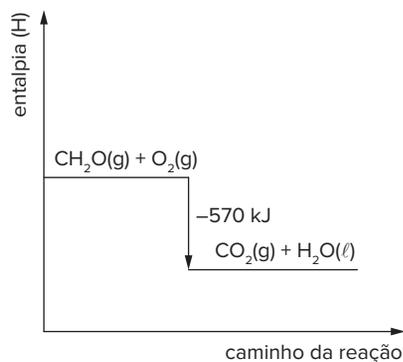


Considere os seguintes dados:

Substância	ΔH_f° (kJ/mol)
FeO(s)	-272,0
CO(g)	-110,5
CO ₂ (g)	-394,0

- a) Indique o tipo de ligação química envolvida em cada substância química reagente deste processo.
b) Calcule o valor, em kJ/mol, do calor envolvido na produção do ferro metálico a partir do óxido ferroso.

- 7 **Unifesp 2014** Sob a forma gasosa, o formol (CH_2O) tem excelente propriedade bactericida e germicida. O gráfico representa a variação de entalpia na queima de 1 mol de moléculas de formol durante a reação química.



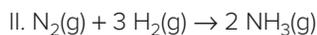
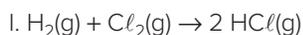
- Escreva a fórmula estrutural do formol e o nome da função orgânica presente nas moléculas desse composto.
- Dadas as entalpias-padrão de formação do $\text{H}_2\text{O}(\ell) = -286 \text{ kJ/mol}$ e $\text{CO}_2(\text{g}) = -394 \text{ kJ/mol}$, calcule a entalpia-padrão de formação do formol.

- 8 **Ufes** O metanol sofre combustão total, formando dióxido de carbono e vapor de água.

- Escreva a equação química balanceada da reação de combustão do metanol.
- Calcule o calor de combustão da reação, em $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, com base nos valores da tabela abaixo.
- Calcule a massa de CO_2 (em gramas), produzida na combustão de 128 gramas de metanol.

Substância	Calor padrão de formação a 25 °C ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)
$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	-241,8
$\text{CO}_2(\text{g})$	-393,5
$\text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$	-239,0

9 UFC Dadas as reações:



e as energias de ligação:

Ligação	Entalpia de ligação (kJ/mol)
H-H	432
N-N	942
H-Cl	428
Cl-Cl	240
N-H	386

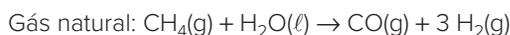
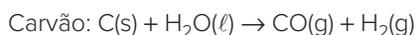
- a) Determine o ΔH para as reações I e II.
b) Baseado apenas nos valores de ΔH , qual das reações é mais favorável?

10 UFJF 2017 O hidrogênio cada vez mais tem ganhado atenção na produção de energia. Recentemente, a empresa britânica *Intelligent Energy* desenvolveu uma tecnologia que pode fazer a bateria de um smartphone durar até uma semana. Nesse protótipo ocorre a reação do oxigênio atmosférico com o hidrogênio armazenado produzindo água e energia.

- a) Escreva a equação química da reação descrita acima e calcule a sua variação de entalpia a partir dos dados abaixo.

Ligação	H-H	H-O	O=O
Energia de ligação ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)	437	463	494

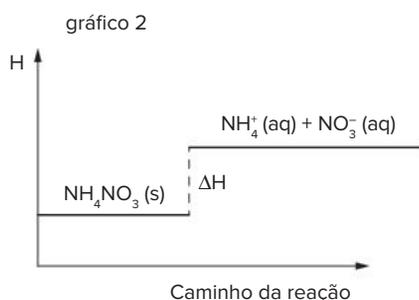
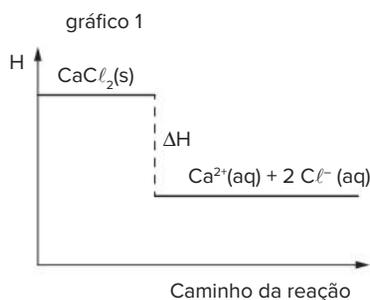
- b) Um dos grandes problemas para o uso do gás hidrogênio como combustível é o seu armazenamento. Calcule o volume ocupado por 20 g de hidrogênio nas CNTP.
c) Atualmente, cerca de 96% do gás hidrogênio é obtido a partir de combustíveis fósseis, como descrito nas reações abaixo.



Essa característica é considerada uma desvantagem para o uso do hidrogênio. Justifique essa afirmativa.

Exercícios propostos

- 1 UEL** As bolsas instantâneas, frias ou quentes, usadas nos atletas que sofrem distensões musculares, dividem-se em dois compartimentos: um contendo água líquida e outro contendo um sal, que absorve ou libera calor quando em contato com a água. As reações químicas que ocorrem nas bolsas instantâneas são representadas nos gráficos a seguir.



Com base no enunciado e nos conhecimentos sobre calor de reação, é correto afirmar:

- A A bolsa quente é constituída de nitrato de amônio.
 B A dissociação iônica do cloreto de cálcio libera calor.
 C A dissociação iônica do nitrato de amônio é exotérmica.
 D As dissoluções de sais em água são exotérmicas.
 E A bolsa fria é constituída de cloreto de cálcio.

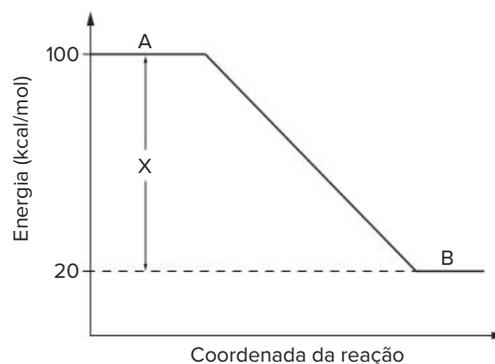
- 2 Unicamp 2018** Em 12 de maio de 2017 o Metrô de São Paulo trocou 240 metros de trilhos de uma de suas linhas, numa operação feita de madrugada, em apenas três horas. Na solda entre o trilho novo e o usado empregou-se uma reação química denominada termita, que permite a obtenção de uma temperatura local de cerca de 2000 °C. A reação utilizada foi entre um óxido de ferro e o alumínio metálico.

De acordo com essas informações, uma possível equação termoquímica do processo utilizado seria

- A $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2 \text{Al} \rightarrow 2 \text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$; $\Delta H = +825 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 B $\text{FeO}_3 + \text{Al} \rightarrow \text{Fe} + \text{AlO}_3$; $\Delta H = -852 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 C $\text{FeO}_3 + \text{Al} \rightarrow \text{Fe} + \text{AlO}_3$; $\Delta H = +852 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 D $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2 \text{Al} \rightarrow 2 \text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$; $\Delta H = -852 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

- 3 UEPG** Durante a Guerra do Golfo, os soldados aqueciam seus alimentos utilizando-se de recipientes de plástico que continham magnésio metálico. Para que houvesse

o aquecimento, pequenas quantidades de água eram adicionadas ao magnésio, produzindo hidróxido de magnésio e hidrogênio. O diagrama de entalpia dessa reação é mostrado na figura a seguir. Com relação a esse diagrama, assinale o que for correto.



- 01 A reação do magnésio com a água é exotérmica.
 02 A entalpia da reação é de $\Delta H = -80 \text{ kcal/mol}$.
 04 O valor de X representa a variação de entalpia da reação.
 08 A representa os reagentes da reação, Mg(s) e H₂O(l) e B os produtos Mg(OH)₂(s) e H₂(g).
 16 A diminuição da entalpia de A para B indica que houve liberação de calor.

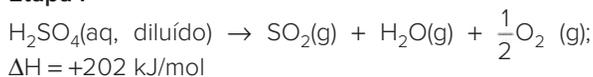
Soma:

- 4 Unesp 2018** A regeneração do ácido sulfúrico (H₂SO₄) em geral não é economicamente vantajosa, mas é uma imposição das leis ambientais. Nessa regeneração, normalmente se utiliza o ácido proveniente de sínteses orgânicas, que está diluído e contaminado.

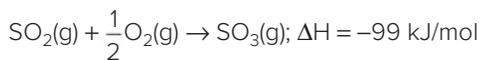
(Mariana de Mattos V. M. Souza. Processos inorgânicos, 2012. Adaptado.)

O processo de regeneração é feito em três etapas principais:

Etapa I



Etapa II



Etapa III

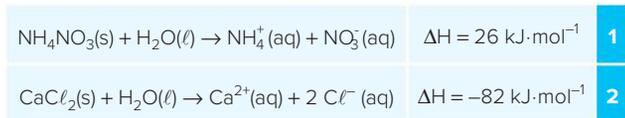


- a) Classifique as etapas I e II como endotérmica ou exotérmica.
 b) Calcule a massa mínima de SO₃(g) que deve reagir completamente com água para obtenção de 98 g de H₂SO₄(l) na etapa III.

Dados: H = 1, S = 32, O = 16

- 5 Unicamp 2015** Hot pack e cold pack são dispositivos que permitem, respectivamente, aquecer ou resfriar objetos rapidamente e nas mais diversas situações.

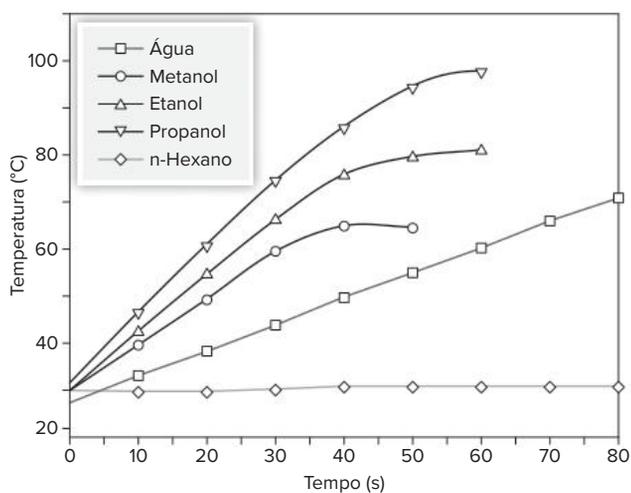
Esses dispositivos geralmente contêm substâncias que sofrem algum processo quando eles são acionados. Dois processos bastante utilizados nesses dispositivos e suas respectivas energias estão esquematizados nas equações 1 e 2 apresentadas a seguir.



De acordo com a notação química, pode-se afirmar que as equações 1 e 2 representam processos de

- A dissolução, sendo a equação 1 para um *hot pack* e a equação 2 para um *cold pack*.
 B dissolução, sendo a equação 1 para um *cold pack* e a equação 2 para um *hot pack*.
 C diluição, sendo a equação 1 para um *cold pack* e a equação 2 para um *hot pack*.
 D diluição, sendo a equação 1 para um *hot pack* e a equação 2 para um *cold pack*.

- 6 Enem 2016** O aquecimento de um material por irradiação com micro-ondas ocorre por causa da interação da onda eletromagnética com o dipolo elétrico da molécula. Um importante atributo do aquecimento por micro-ondas é a absorção direta da energia pelo material a ser aquecido. Assim, esse aquecimento é seletivo e dependerá, principalmente, da constante dielétrica e da frequência de relaxação do material. O gráfico mostra a taxa de aquecimento de cinco solventes sob irradiação de micro-ondas.



BARBOZA, A. C. R. N. et al. Aquecimento em forno de micro-ondas. Desenvolvimento de alguns conceitos fundamentais. Química Nova, n. 6, 2001 (adaptado).

No gráfico, qual solvente apresenta taxa média de aquecimento mais próxima de zero, no intervalo de 0 s a 40 s?

- A H_2O
 B CH_3OH
 C $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
 D $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$
 E $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$

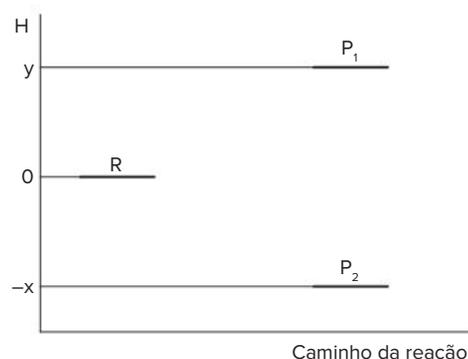
- 7 UFRGS 2017** Considere as seguintes afirmações sobre termoquímica.

- I. A vaporização do etanol é um processo exotérmico.
 II. Os produtos de uma reação de combustão têm entalpia inferior aos reagentes.
 III. A reação química da cal viva (óxido de cálcio) com a água é um processo em que ocorre absorção de calor.

Quais estão corretas?

- A Apenas I.
 B Apenas II.
 C Apenas III.
 D Apenas I e II.
 E I, II e III.

- 8 UEG 2015** O gráfico a seguir representa a variação de entalpia para uma reação genérica que pode levar à formação dos produtos P_1 e P_2 a partir do reagente R.

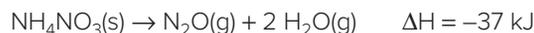


- A análise do gráfico permite concluir que a
- A reação libera energia para produção de P_1 .
 B produção de P_2 é um processo endotérmico.
 C variação de entalpia para formação de P_1 é y .
 D reação que leva a P_2 ocorre com maior rendimento.

- 9 FGV** Um experimento quantitativo foi feito empregando-se uma bomba calorimétrica, que é um dispositivo calibrado para medidas de calor de reação. Em seu interior, colocou-se uma certa quantidade de um alcano e sua reação de combustão completa liberou 555 kJ e 18,0 g de água. Sabendo-se que a entalpia de combustão desse hidrocarboneto é $-2220 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, é correto afirmar que sua fórmula molecular é

- A CH_4 . C C_2H_6 . E C_3H_8 .
 B C_2H_4 . D C_3H_6 .

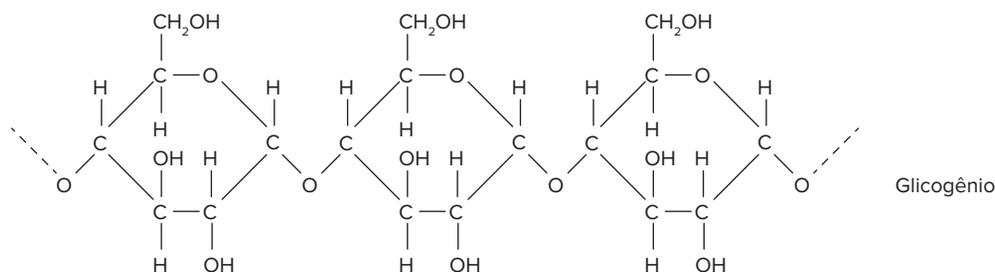
- 10 Acafe 2015** O nitrato de amônio pode ser utilizado na fabricação de fertilizantes, herbicidas e explosivos. Sua reação de decomposição está representada abaixo:



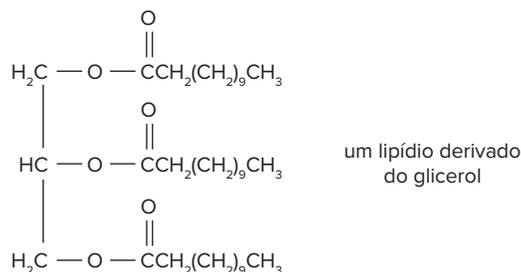
A energia liberada (em módulo) quando 90 g de água é formada por essa reação é:

- Dados: H: 1 g/mol; O: 16 g/mol; N: 14 g/mol
 A 74 kJ C 185 kJ
 B 92,5 kJ D 41,6 kJ

- 16 Fuvest 2015** A dieta de jogadores de futebol deve fornecer energia suficiente para um bom desempenho. Essa dieta deve conter principalmente carboidratos e pouca gordura. A glicose proveniente dos carboidratos é armazenada sob a forma do polímero glicogênio, que é uma reserva de energia para o atleta



Certos lipídios, contidos nos alimentos, são derivados do glicerol e também fornecem energia.



- a) Durante a respiração celular, tanto a glicose quanto os ácidos graxos provenientes do lipídio derivado do glicerol são transformados em CO_2 e H_2O . Em qual destes casos deverá haver maior consumo de oxigênio: na transformação de 1 mol de glicose ou na transformação de 1 mol do ácido graxo proveniente do lipídio cuja fórmula estrutural é mostrada acima? Explique.

Durante o período de preparação para a Copa de 2014, um jogador de futebol recebeu, a cada dia, uma dieta contendo 600 g de carboidrato e 80 g de gordura. Durante esse período, o jogador participou de um treino por dia.

- b) Calcule a energia consumida por km percorrido em um treino (kcal/km), considerando que a energia necessária para essa atividade corresponde a 2/3 da energia proveniente da dieta ingerida em um dia.

Dados:

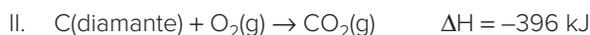
Energia por componente dos alimentos:

Carboidrato 4 kcal/g

Gordura 9 kcal/g

Distância média percorrida por um jogador: 5000 m/treino

- 17 IFBA 2018** Para transformar grafite em diamante, é preciso empregar pressão e temperatura muito elevadas, em torno de 105 atm e 2000 °C. O carbono precisa ser praticamente vaporizado e, por isso, apesar de o processo ser possível, é difícil. Consideremos, então, as entalpias de combustão do grafite e do diamante:



Quantos kJ são necessários para transformar grafite em diamante?

A +2

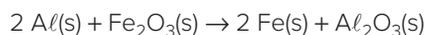
B -790

C +790

D +10

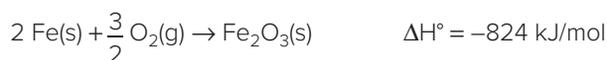
E -2

- 18 UFSM** O alumínio reage com o óxido de ferro, a altas temperaturas, de acordo com a seguinte reação:



Assinale a alternativa que apresenta a entalpia padrão dessa reação, em kJ/mol.

Dados:



A +2500

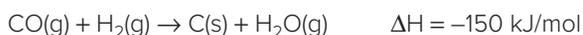
B +852

C +824

D -824

E -852

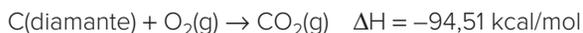
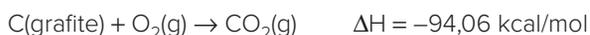
- 19 Udesc** Considere as seguintes reações e suas variações de entalpia, em kJ/mol.



Pode-se afirmar que a variação de entalpia, para a combustão completa de 1 mol de C(s), formando CO₂(g), é

- A -654 kJ/mol D +654 kJ/mol
 B -504 kJ/mol E -354 kJ/mol
 C +504 kJ/mol

- 20 UFJF** A fabricação de diamantes pode ser feita, comprimindo-se grafite a uma temperatura elevada, empregando-se catalisadores metálicos, como o tântalo e o cobalto. As reações de combustão desses dois alótropos do carbono são mostradas a seguir.



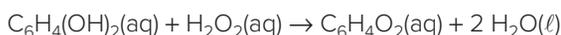
Com base nessas reações, considere as seguintes afirmações:

- De acordo com a Lei de Hess, a variação de entalpia da transformação do C(grafite) em C(diamante) é -0,45 kcal/mol.
- A queima de 1 mol de C(diamante) libera mais energia do que a queima de 1 mol de C(grafite).
- A formação de CO₂(g) é endotérmica em ambos os processos.

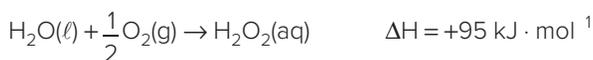
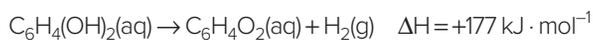
Assinale a alternativa CORRETA.

- A Todas as afirmações estão corretas.
 B Somente I e II estão corretas.
 C Somente I e III estão corretas.
 D Somente II e III estão corretas.
 E Somente a afirmação II está correta.

- 21 IFSul 2017** O besouro-bombardeiro (*Brachynus crepitans*) recebeu esse nome devido ao som explosivo que emite quando é ameaçado, soltando jatos químicos, quentes, coloridos e barulhentos. O besouro gira seu abdômen de um lado para o outro e atira, causando no seu predador um gosto horrível na boca e até mesmo queimaduras leves. Eles possuem duas glândulas que se abrem ao exterior, no final do abdômen. Cada glândula possui dois compartimentos, um contém uma solução aquosa de hidroquinona e peróxido de hidrogênio e o outro contém uma mistura de enzimas. Ao ser atacado, o besouro segrega um pouco da solução do primeiro compartimento no segundo. As enzimas atuam acelerando a reação exotérmica entre a hidroquinona e o peróxido de hidrogênio, segundo a equação:



A energia liberada é suficiente para elevar a temperatura da mistura até o ponto de ebulição. A energia envolvida nessa transformação pode ser calculada, considerando-se os processos:



Assim sendo, o calor envolvido na reação que ocorre no organismo do besouro é

- A +585 kJ · mol⁻¹ C -558 kJ · mol⁻¹
 B +204 kJ · mol⁻¹ D -204 kJ · mol⁻¹

- 22 Uece 2017** Partindo das reações de combustão do acetileno e do benzeno, que produzem apenas gás carbônico e água, e cujas entalpias são, respectivamente, -310,7 kcal e -781,0 kcal, é correto afirmar que o valor da entalpia de trimerização do acetileno será

- A -151,1 kcal
 B -121,3 kcal
 C -141,50 kcal
 D -131,2 kcal

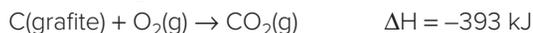
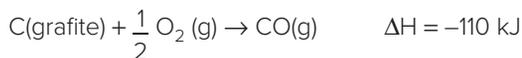
Texto para questão **23**.

Insumo essencial na indústria de tintas, o dióxido de titânio sólido puro (TiO₂) pode ser obtido a partir de minérios com teor aproximado de 70% em TiO₂ que, após moagem, é submetido à seguinte sequência de etapas:

- aquecimento com carvão sólido
 $\text{TiO}_2(\text{s}) + \text{C}(\text{s}) \rightarrow \text{Ti}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$
 $\Delta H_{\text{reação}} = +550 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- reação do titânio metálico com cloro molecular gasoso
 $\text{Ti}(\text{s}) + 2 \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{TiCl}_4(\ell)$
 $\Delta H_{\text{reação}} = -804 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- reação do cloreto de titânio líquido com oxigênio molecular gasoso
 $\text{TiCl}_4(\ell) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{TiO}_2(\text{s}) + 2 \text{Cl}_2(\text{g})$
 $\Delta H_{\text{reação}} = -140 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

- 23 Unesp 2014** Considerando as etapas I e II do processo, é correto afirmar que a reação para produção de 1 mol de TiCl₄(ℓ) a partir de TiO₂(s) é
- A exotérmica, ocorrendo liberação de 1354 kJ.
 B exotérmica, ocorrendo liberação de 254 kJ.
 C endotérmica, ocorrendo absorção de 254 kJ.
 D endotérmica, ocorrendo absorção de 1354 kJ.
 E exotérmica, ocorrendo liberação de 804 kJ.

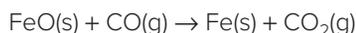
- 24 Cefet-MG** O carbono pode ser encontrado na forma de alótropos como o grafite e o diamante. Considere as equações termoquímicas seguintes.



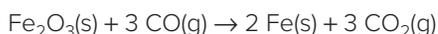
A variação de entalpia da conversão de grafite em diamante, em kJ, é igual a

- A -788. C +2. E +788.
 B -2. D +287.

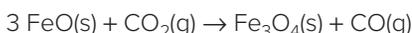
25 Enem 2017 O ferro é encontrado na natureza na forma de seus minérios, tais como a hematita ($\alpha - \text{Fe}_2\text{O}_3$), a magnetita (Fe_3O_4) e a wustita (FeO). Na siderurgia, o ferro-gusa é obtido pela fusão de minérios de ferro em altos fornos em condições adequadas. Uma das etapas nesse processo é a formação de monóxido de carbono. O CO (gasoso) é utilizado para reduzir o FeO (sólido), conforme a equação química:



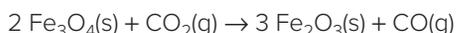
Considere as seguintes equações termoquímicas:



$$\Delta_r H^\circ = -25 \text{ kJ/mol de Fe}_2\text{O}_3$$



$$\Delta_r H^\circ = -36 \text{ kJ/mol de CO}_2$$

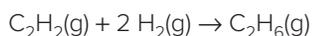


$$\Delta_r H^\circ = +47 \text{ kJ/mol de CO}_2$$

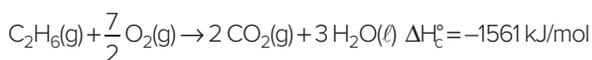
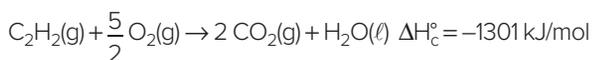
O valor mais próximo de $\Delta_r H^\circ$, em kJ/mol de FeO, para a reação indicada do FeO (sólido) com o CO (gasoso) é

- A -14. C -50. E -100.
B -17. D -64.

26 PUC-SP Para projetar um reator um engenheiro precisa conhecer a energia envolvida na reação de hidrogenação do acetileno para a formação do etano



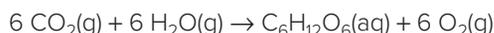
Embora não tenha encontrado esse dado tabelado, ele encontrou as seguintes entalpias padrão de combustão:



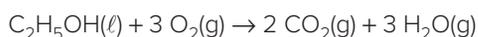
A energia liberada na obtenção de 12,0 t de etano a partir dessa reação de hidrogenação é de

- A 312 kJ. D $1,04 \cdot 10^8$ kJ.
B 260 kJ. E $1,04 \cdot 10^7$ kJ.
C $1,25 \cdot 10^8$ kJ.

27 Fuvest 2018 A energia liberada na combustão do etanol de cana-de-açúcar pode ser considerada advinda da energia solar, uma vez que a primeira etapa para a produção do etanol é a fotossíntese. As transformações envolvidas na produção e no uso do etanol combustível são representadas pelas seguintes equações químicas:



$$\Delta H = -70 \text{ kJ/mol}$$

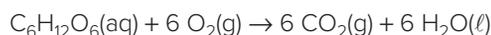


$$\Delta H = -1235 \text{ kJ/mol}$$

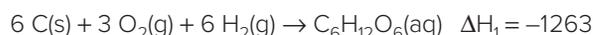
Com base nessas informações, podemos afirmar que o valor de ΔH para a reação de fotossíntese é

- A -1305 kJ/mol D -2540 kJ/mol
B +1305 kJ/mol E +2540 kJ/mol
C +2400 kJ/mol

28 FPP 2016 O corpo humano necessita de energia para a realização de suas funções vitais. Os carboidratos são fontes rápidas de energia e são degradados por enzimas digestivas e controlados principalmente pelo intestino até chegar à corrente sanguínea, visto que o organismo não é capaz de absorver moléculas maiores. A glicose usada na alimentação também é chamada de “açúcar no sangue”, pois é o açúcar mais simples que circula em nossas veias. No sangue humano, sua concentração é mantida entre 80 mg e 120 mg por 100 mL pela ação de hormônios secretados pelo pâncreas. Se por doença ou falta prolongada de alimentação essa concentração diminuir (hipoglicemia), a pessoa deverá receber soro glicosado; se, pelo contrário, a concentração de glicose no sangue aumentar (hiperglicemia), a pessoa apresentará os sintomas da doença conhecida como diabetes e deverá receber medicamentos, como a insulina. A seguir é apresentada a equação química que representa a combustão da glicose.



Considerando as entalpias de reação em kJ/mol

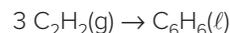


Dados: C = 12; H = 1; O = 16

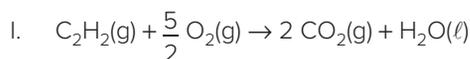
A energia liberada pelo organismo na ingestão de 10 g de glicose é:

- A 156,5 kJ C 2364 kJ E 2817 kJ
B 1565 kJ D 236,4 kJ

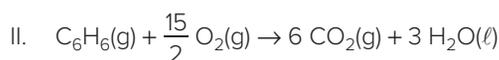
29 Enem 2016 O benzeno, um importante solvente para a indústria química, é obtido industrialmente pela destilação do petróleo. Contudo, também pode ser sintetizado pela trimerização do acetileno catalisada por ferro metálico sob altas temperaturas, conforme a equação química:



A energia envolvida nesse processo pode ser calculada indiretamente pela variação de entalpia das reações de combustão das substâncias participantes, nas mesmas condições experimentais:



$$\Delta H_c^\circ = -310 \text{ kcal/mol}$$

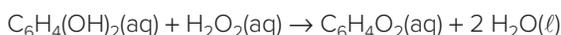


$$\Delta H_c^\circ = -780 \text{ kcal/mol}$$

A variação de entalpia do processo de trimerização, em kcal, para a formação de um mol de benzeno é mais próxima de

- A -1090. C -50. E +470.
B -150. D +157.

30 Unimontes 2014 Um inseto conhecido como besouro bombardeiro consegue afugentar seus predadores lançando sobre eles um “aerossol químico”, um vapor na forma de fina névoa. Esse aerossol resulta de uma reação química entre as substâncias hidroquinona, $C_6H_4(OH)_2$, e o peróxido de hidrogênio, H_2O_2 , catalisada por uma enzima. Além do efeito térmico da reação, a quinona, $C_6H_4O_2$, produzida atua como repelente contra outros insetos e animais. A reação de formação do aerossol químico pode ser representada pela equação:



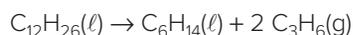
Considere as reações representadas pelas equações I, II e III:

- I. $C_6H_4(OH)_2(aq) \rightarrow C_6H_4O_2(aq) + H_2(g) \quad \Delta H^\circ = 177 \text{ kJ}$
II. $H_2O_2(aq) \rightarrow H_2O(l) + \frac{1}{2} O_2(g) \quad \Delta H^\circ = -94,6 \text{ kJ}$
III. $H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(l) \quad \Delta H^\circ = -286 \text{ kJ}$

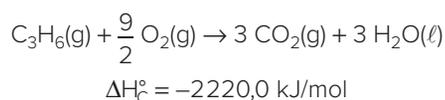
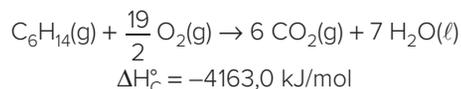
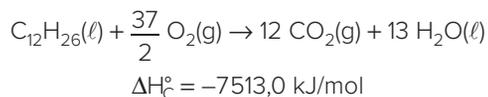
Relacionando as equações I, II e III, pode-se afirmar que, para afugentar os predadores, o besouro bombardeiro libera uma quantidade de calor equivalente a

A 557,6 kJ. C 368,4 kJ.
B 203,6 kJ. D 407,2 kJ.

31 Mackenzie 2014 O craqueamento (craking) é a denominação técnica de processos químicos na indústria por meio dos quais moléculas mais complexas são quebradas em moléculas mais simples. O princípio básico desse tipo de processo é o rompimento das ligações carbono-carbono pela adição de calor e/ou catalisador. Um exemplo da aplicação do craqueamento é a transformação do dodecano em dois compostos de menor massa molar, hexano e propeno (propileno), conforme exemplificado, simplificada, pela equação química a seguir:



São dadas as equações termoquímicas de combustão completa, no estado-padrão para três hidrocarbonetos:



Utilizando a Lei de Hess, pode-se afirmar que o valor da variação de entalpia-padrão para o craqueamento do dodecano em hexano e propeno será

- A -13896,0 kJ/mol. D +10130,0 kJ/mol.
B -1130,0 kJ/mol. E +13896,0 kJ/mol.
C +1090,0 kJ/mol.

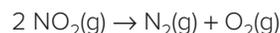
32 Fuvest O monóxido de nitrogênio (NO) pode ser produzido diretamente a partir de dois gases que são os principais constituintes do ar atmosférico, por meio da reação representada por



O NO pode ser oxidado, formando o dióxido de nitrogênio (NO_2), um poluente atmosférico produzido nos motores a explosão:



Tal poluente pode ser decomposto nos gases $N_2(g)$ e $O_2(g)$



Essa última transformação

- A libera quantidade de energia maior do que 114 kJ.
B libera quantidade de energia menor do que 114 kJ.
C absorve quantidade de energia maior do que 114 kJ.
D absorve quantidade de energia menor do que 114 kJ.
E ocorre sem que haja liberação ou absorção de energia.

33 UFRGS No metabolismo dos vegetais, quando se considera o balanço energético, deve-se levar em conta que a energia dos vegetais é obtida através da “queima” de substâncias como a glicose, cuja equação de combustão metabólica está representada abaixo.



A glicose, por sua vez, é sintetizada numa das reações mais importantes da natureza, a fotossíntese, cuja equação está representada abaixo.

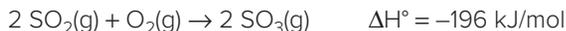


Com base nesses dados, assinale a alternativa correta a respeito do balanço energético no metabolismo de vegetais.

- A Para que o vegetal não consuma, na síntese da glicose, toda a energia obtida na sua combustão, deve-se ter $\Delta H_I \neq -\Delta H_{II}$.
B As duas reações são exceções da Lei de Hess.
C Para que haja um bom rendimento em termos energéticos, deve-se ter, em módulo, $\Delta H_I \gg -\Delta H_{II}$.
D Como em módulo $\Delta H_I < -\Delta H_{II}$, os vegetais precisam necessariamente de outras fontes energéticas além da glicose.
E A combinação das duas reações constitui exemplo de interconversão de energia.

34 UFSJ 2012 Um dos principais componentes da chuva ácida é o ácido sulfúrico, o qual é formado pela reação do trióxido de enxofre com água. A origem do trióxido

de enxofre na atmosfera é a combustão do enxofre, que ocorre segundo a sequência de reações a seguir:



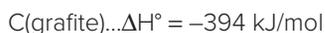
Com base nessas informações, é **CORRETO** afirmar que

- A o calor liberado na combustão completa do enxofre é 395 kJ/mol
 B a combustão do SO_2 é um processo endotérmico
 C são absorvidos 98 kJ/mol a cada mol de SO_2 que reage com O_2
 D o valor de ΔH° da reação total é -493 kJ/mol

35 IME 2018 A reforma com vapor d'água, a temperaturas altas, é um método industrial para produção de hidrogênio a partir de metano. Calcule a entalpia de reação desse processo.

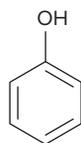
Dados:

I. Entalpias de combustão:



II. $CO(g) + H_2(g) \rightarrow C(\text{grafite}) + H_2O(g) \quad \Delta H^\circ = -131 \text{ kJ/mol}$

36 UFTM 2012 O fenol é um composto que pode ser utilizado na fabricação de produtos de limpeza, para desinfecção de ambientes hospitalares.



fenol

Considere as entalpias-padrão de formação, relacionadas na tabela.

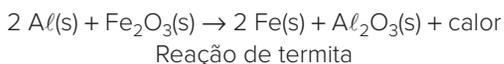
Substância	NO(g)	NO ₂ (g)	H ₂ O(l)	HNO ₃ (aq)
$\Delta H_f^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$	+90,4	+33,9	285,8	173,2

A energia liberada, em kJ, na combustão completa de 1 mol de fenol é

- A 515. C 1875. E 3057.
 B 845. D 2733.

Texto para a questão **37**.

Reações conhecidas pelo nome de Termita são comumente utilizadas em granadas incendiárias para destruição de artefatos, como peças de morteiro, por atingir temperaturas altíssimas devido à intensa quantidade de calor liberada e por produzir ferro metálico na alma das peças, inutilizando-as. Uma reação de Termita muito comum envolve a mistura entre alumínio metálico e óxido de ferro III, na proporção adequada, e gera como produtos o ferro metálico e o óxido de alumínio, além de calor, conforme mostra a equação da reação:



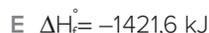
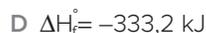
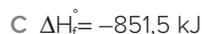
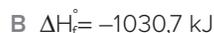
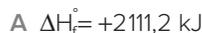
Dados:

Massas atômicas: Al = 27 u; Fe = 56 u e O = 16 u

Entalpia padrão de formação:



37 EsPCEx 2014 Considerando a equação de reação de Termita apresentada e os valores de entalpia (calor) padrão das substâncias componentes da mistura, a variação de entalpia da reação de Termita é



38 UFPR Fullerenos são compostos de carbono que podem possuir forma esférica, elipsoide ou cilíndrica. Fullerenos esféricos são também chamados buckyballs, pois lembram a bola de futebol. A síntese de fullerenos pode ser realizada a partir da combustão incompleta de hidrocarbonetos em condições controladas.

- a) Escreva a equação química balanceada da reação de combustão de benzeno a C_{60} .
 b) Fornecidos os valores de entalpia de formação na tabela a seguir, calcule a entalpia da reação padrão do item a.

Espécie	$\Delta H_f^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$
$H_2O(l)$	286
$C_6H_6(l)$	49
$C_6O(s)$	2327

39 UEM 2018 A reação de decomposição térmica do carbonato de cálcio pode ser representada por:



Dado que a entalpia de formação do $CaO(s)$ é de -635 kJ/mol e que a entalpia de formação do $CO_2(g)$ é de -394 kJ/mol , assinale a(s) alternativa(s) **correta(s)**.

Dados: Ca = 40; C = 12; O = 16

- 01 A entalpia de formação do $CaCO_3(s)$ é de -1206 kJ/mol .
 02 A reação de formação de $CaCO_3(s)$, a partir de $CaO(s)$ e de $CO_2(g)$ é um processo endotérmico.
 04 A decomposição térmica de 1 kg de $CaCO_3(s)$ absorve 1770 kJ.
 08 A decomposição térmica de 1 kg de $CaCO_3(s)$ produz 440 g de $CaO(s)$.
 16 A entalpia de formação de qualquer composto químico tem sempre valor negativo.

Soma:

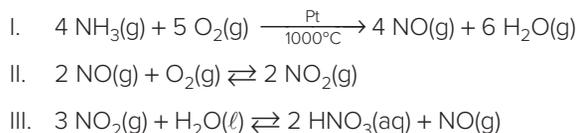
40 UEL A tabela, a seguir, mostra as entalpias padrão de formação ΔH_f° a 25 °C.

Substância	Fórmula	ΔH_f° (kJ · mol ⁻¹)
Metanol	CH ₃ OH(ℓ)	238,6
Etanol	C ₂ H ₅ OH(ℓ)	277,7
Gás carbônico	CO ₂ (g)	-393,5
Água	H ₂ O(v)	-241,8

O metanol já foi usado como combustível na fórmula *Indy*, com o inconveniente de produzir chama incolor e ser muito tóxico. Atualmente, utiliza-se etanol, proveniente da fermentação do caldo na cana-de-açúcar, o mesmo utilizado em automóveis no Brasil.

- Compare a quantidade de energia liberada (kJ) pela combustão de 1,00 g de metanol com a produzida por 1,00 g de etanol. Justifique sua resposta.
- Se um automóvel da fórmula *Indy* gastar 5 litros de etanol (d = 0,80 g/mL) por volta em um determinado circuito, calcule a energia liberada (kJ) pelo seu motor em cada volta.

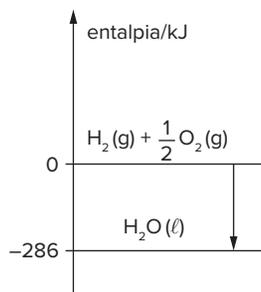
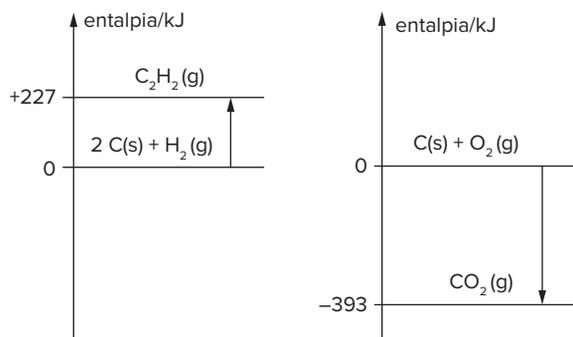
41 Unesp O ácido nítrico é muito utilizado na indústria química como insumo na produção de diversos produtos, dentre os quais os fertilizantes. É obtido a partir da oxidação catalítica da amônia, através das reações:



Calcule as entalpias de reação e responda se é necessário aquecer ou resfriar o sistema reacional nas etapas II e III, para aumentar a produção do ácido nítrico. Considere as reações dos óxidos de nitrogênio em condições padrões (p = 1 atm e t = 25 °C), e as entalpias de formação (ΔH_f°) em kJ · mol⁻¹ apresentadas na tabela.

Substância	NO(g)	NO ₂ (g)	H ₂ O(ℓ)	HNO ₃ (aq)
ΔH_f° (kJ · mol ⁻¹)	+90,4	+33,9	-285,8	-173,2

42 Unesp 2018 Analise os três diagramas de entalpia.



O ΔH da combustão completa de 1 mol de acetileno, C₂H₂(g), produzindo CO₂(g) e H₂O(ℓ) é

- +1140 kJ
- +820 kJ
- 1299 kJ
- 510 kJ
- 635 kJ

43 EsPCEX Considere, no quadro seguinte, as seguintes entalpias de combustão nas condições-padrão (25 °C e 1 atm) expressas em kJ · mol⁻¹.

Fórmula molecular e fase de agregação	ΔH° combustão
C(grafita, s)	-393,3
H ₂ (g)	-285,8
C ₄ H ₁₀ (g)	-2878,6

A alternativa que corresponde ao valor da entalpia da reação a seguir, nas condições-padrão, é:



- +68,6 kJ · mol⁻¹
- 123,6 kJ · mol⁻¹
- +248,8 kJ · mol⁻¹
- +174,4 kJ · mol⁻¹
- 352,5 kJ · mol⁻¹

44 UFC A reação de fotossíntese é $6 \text{CO}_2(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) + 6 \text{O}_2(\text{g})$. Estima-se que, em uma floresta tropical, cerca de 34000 kJ · m⁻² de energia solar são armazenados pelas plantas para realização da fotossíntese durante o período de um ano. A partir dos valores de entalpia padrão de formação fornecidos seguinte, calcule:

Substância	Entalpia padrão de formação (kJ · mol ⁻¹)
CO ₂ (g)	-394
H ₂ O(ℓ)	-286
C ₆ H ₁₂ O ₆ (s)	-1275
O ₂ (g)	0

- a massa de CO₂ que será retirada da atmosfera por m² de floresta tropical durante o período de um ano.
- a massa de O₂ que será adicionada à atmosfera por m² de floresta tropical durante o período de um ano.

45 Unesp 2012 Considerando a utilização do etanol como combustível para veículos automotores, escreva a equação química balanceada da sua combustão no estado gasoso com $O_2(g)$, produzindo $CO_2(g)$ e $H_2O(g)$. Dadas para o etanol $CH_3CH_2OH(g)$ a massa molar ($g \cdot mol^{-1}$) igual a 46 e a densidade igual a $0,80 g/cm^3$, calcule a massa, em gramas, de etanol consumida por um veículo com eficiência de consumo de 10 km/L, após percorrer 115 km, e o calor liberado em kJ, sabendo-se que o calor de combustão do etanol $CH_3CH_2OH(g)$ é igual a $-1277 kJ/mol$.

46 EsPCEX 2018 Algumas viaturas militares administrativas possuem motores à combustão que utilizam como combustível a gasolina. A queima (combustão) de combustíveis como a gasolina, nos motores à combustão, fornece a energia essencial para o funcionamento dessas viaturas militares. Considerando uma gasolina na condição padrão ($25^\circ C$ e 1 atm), composta apenas por n-octano (C_8H_{18}) e que a sua combustão seja completa (formação exclusiva de CO_2 e H_2O gasosos como produtos), são feitas as seguintes afirmativas:
Dados:

Entalpias de formação (ΔH_f°)			Massas Atômicas		
$H_2O(g)$	$CO_2(g)$	$C_8H_{18}(l)$	C	H	O
$-242 kJ/mol$	$-394 kJ/mol$	$-250 kJ/mol$	12 u	1 u	16 u

- a combustão da gasolina (C_8H_{18}) é uma reação exotérmica;
- na combustão completa de 1 mol de gasolina, são liberados 16 mols de gás carbônico (CO_2);
- a entalpia de combustão (calor de combustão) dessa gasolina é $-5080 kJ/mol$ ($\Delta H_c = -5080 kJ/mol$);
- o calor liberado na combustão de 57 g de gasolina é de 1270 kJ.

Das afirmativas apresentadas estão corretas apenas a
A I, II e III. **C** I e II. **E** I e III.
B I, III e IV. **D** II e IV.

47 EsPCEX 2017 O propano-2-ol (álcool isopropílico), cuja fórmula é C_3H_8O , é vendido comercialmente como álcool de massagem ou de limpeza de telas e de monitores. Considerando uma reação de combustão completa com rendimento de 100% e os dados de entalpias padrão de formação (ΔH_f°) das espécies participantes desse processo e da densidade do álcool, a quantidade de energia liberada na combustão completa de 10,0 L desse álcool será de
Dados:

Entalpia de formação (ΔH_f°)	$(H_2O) (v) = -242 kJ/mol$	$(CO_2) (g) = -394 kJ/mol$	$(C_3H_8O) = -163 kJ/mol$
Massa Atômica (u)	C = 12	H = 1	O = 16
Densidade do álcool (g/mL)	d = 0,78		

- A** 974783 kJ **C** 578536 kJ. **E** 258310 kJ.
B 747752 kJ. **D** 469247 kJ.

48 FGV 2013 Considere:

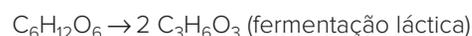
$$\Delta H^\circ \text{ combustão } C_2H_5OH = -1368 kJ \cdot mol^{-1}$$

$$\Delta H^\circ \text{ formação } H_2O = -286 kJ \cdot mol^{-1}$$

Pode-se afirmar corretamente que a entalpia da reação de produção de hidrogênio a partir do etanol, em kJ, é igual a

- A** +62. **D** -1082.
B +1654. **E** -2798.
C -62.

49 FICSAE-SP 2017 A fermentação é um processo anaeróbico de síntese de ATP, fornecendo energia para o metabolismo celular. Dois dos processos de fermentação mais comuns a partir da glicose são a fermentação alcoólica e a fermentação láctica.



Dados: Entalpia de formação (ΔH_f°):

$$\Delta H_f^\circ \text{ do } CO_2 = -394 kJ \cdot mol^{-1};$$

$$\Delta H_f^\circ \text{ do } C_3H_6O_3 = -678 kJ \cdot mol^{-1};$$

$$\Delta H_f^\circ \text{ do } C_2H_5OH = -278 kJ \cdot mol^{-1};$$

$$\Delta H_f^\circ \text{ do } C_6H_{12}O_6 = -1268 kJ \cdot mol^{-1}.$$

Sobre a energia envolvida nesses processos de fermentação, é possível afirmar que

- A** a fermentação láctica absorve energia enquanto que a fermentação alcoólica libera energia.
B os dois processos são endotérmicos, absorvendo a mesma quantidade de energia para uma mesma massa de glicose fermentada.
C a fermentação alcoólica libera uma quantidade de energia maior do que a fermentação láctica para uma mesma massa de glicose envolvida.
D a fermentação láctica libera uma quantidade de energia maior do que a fermentação alcoólica para uma mesma massa de glicose envolvida.

50 Unifesp Considere a reação orgânica representada na equação e os valores de entalpia-padrão de formação (ΔH_f°) das substâncias participantes da reação.



Substância	$\Delta H_f^\circ (kJ \cdot mol^{-1})$
$CH_3OH (l)$	-239
$CH_3COOH (l)$	484
X (l)	442
$H_2O (l)$	286

A substância X é um líquido inflamável usado como solvente na fabricação de colas.

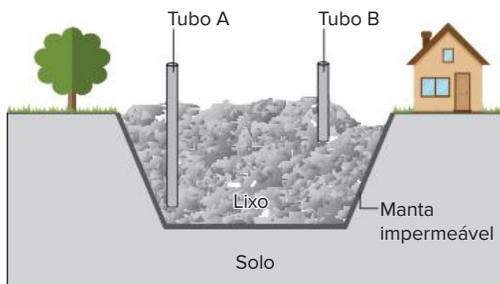
- a) Escreva a fórmula estrutural da substância X e indique a função orgânica à qual ela pertence.
b) Calcule a entalpia da reação descrita. Como essa reação é classificada quanto ao calor de reação?

- 51 Mackenzie 2017** O etanol, produzido por meio da fermentação do açúcar extraído da cana-de-açúcar, é um combustível renovável extremamente difundido no território nacional, e possui entalpia-padrão de combustão de $-1368 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Considerando-se os dados fornecidos na tabela a seguir, é correto afirmar que a entalpia-padrão de formação do etanol é de

Substância	$H_f^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$
$\text{CO}_2(\text{g})$	-394
$\text{H}_2\text{O}(\ell)$	-286

- A $+278 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ D $-278 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 B $+3014 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ E $-3014 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 C $+1646 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

- 52 Fuvest 2017** O biogás, produzido por digestão anaeróbia de resíduos orgânicos, contém principalmente metano e dióxido de carbono, além de outros gases em pequenas quantidades, como é o caso do sulfeto de hidrogênio. Para que o biogás seja utilizado como combustível, é necessário purificá-lo, aumentando o teor de metano e eliminando os demais componentes, que diminuem o seu poder calorífico e causam danos às tubulações. Considere uma amostra de biogás cuja composição, em massa, seja 64,0% de metano (CH_4), 32,0% de dióxido de carbono (CO_2) e 4,0% de sulfeto de hidrogênio (H_2S).
- Calcule a energia liberada na combustão de um quilograma dessa amostra de biogás.
 - Calcule o ganho de energia, por quilograma, se for utilizado biogás totalmente isento de impurezas, em lugar da amostra que contém os outros gases.
 - Além de aumentar o poder calorífico, a purificação do biogás representa uma diminuição do dano ambiental provocado pela combustão. Explique por quê.
 - Em aterros sanitários, ocorre a formação de biogás, que pode ser recolhido. Em um aterro sanitário, tubos foram introduzidos para captação dos gases em duas diferentes profundidades, como é mostrado na figura.



Em qual dos tubos, A ou B, é recolhido biogás com maior poder calorífico? Explique.

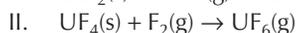
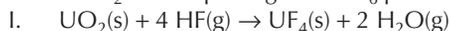
Note e adote:

Calor de combustão (kJ/kg)	
CH_4	$55 \cdot 10^3$
H_2S	$15 \cdot 10^3$

Texto para a questão **53**.

Deverá entrar em funcionamento em 2017, em Iperó, no interior de São Paulo, o Reator Multipropósito Brasileiro (RMB), que será destinado à produção de radioisótopos para radiofármacos e também para produção de fontes radioativas usadas pelo Brasil em larga escala nas áreas industrial e de pesquisas. Um exemplo da aplicação tecnológica de radioisótopos são sensores contendo fonte de amerício-241, obtido como produto de fissão. Ele decai para o radioisótopo neptúnio-237 e emite um feixe de radiação. Fontes de amerício-241 são usadas como indicadores de nível em tanques e fornos mesmo em ambiente de intenso calor, como ocorre no interior dos altos fornos da Companhia Siderúrgica Paulista (COSIPA).

A produção de combustível para os reatores nucleares de fissão envolve o processo de transformação do composto sólido UO_2 ao composto gasoso UF_6 por meio das etapas:



(Adaptado de www.brasil.gov.br/ciencia-e-tecnologia/2012/02/reator-deve-garantir-autossuficiencia-brasileira-em-radiofarmacos-a-partir-de-2017 e H. Barcelos de Oliveira, Tese de Doutorado, IPEN/CNEN, 2009, in: www.pelicano.ipen.br)

- 53 FGV 2014** Considere os dados da tabela:

Substância	$\Delta H_f^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$
$\text{UO}_2(\text{s})$	-1100
$\text{UF}_4(\text{s})$	-1900
$\text{UF}_6(\text{g})$	-2150
$\text{HF}(\text{g})$	-270
$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	242

O valor da entalpia padrão da reação global de produção de 1 mol de UF_6 por meio das etapas I e II, dada em $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, é igual a

- A -454. C -1264. E +1264.
 B -764. D +454.

Texto para a questão **54**.

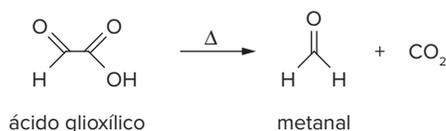
A cada quatro anos, durante os Jogos Olímpicos, bilhões de pessoas assistem à tentativa do Homem e da Ciência de superar limites. Podemos pensar no entretenimento, na geração de empregos, nos avanços da Ciência do Desporto e da tecnologia em geral. Como esses jogos podem ser analisados do ponto de vista da Química? As questões a seguir são exemplos de como o conhecimento químico é ou pode ser usado nesse contexto.

- 54 Unicamp** O nadador Michael Phelps surgiu na Olimpíada de Beijing como um verdadeiro fenômeno, tanto pelo seu desempenho quanto pelo seu consumo alimentar. Divulgou-se que ele ingere uma quantidade diária de alimentos capaz de lhe oferecer uma energia de 50 MJ. Quanto disto é assimilado, ou não, é uma incógnita. Só no almoço, ele ingere um pacote de macarrão de 500 gramas, além de acompanhamentos.

- a) Suponha que o macarrão seja constituído essencialmente de glicose ($C_6H_{12}O_6$), e que, no metabolismo, toda essa glicose seja transformada em dióxido de carbono e água. Considerando-se apenas o metabolismo do macarrão diário, qual é a contribuição do nadador para o efeito estufa, em gramas de dióxido de carbono?
- b) Qual é a quantidade de energia, em kJ, associada à combustão completa e total do macarrão (glicose) ingerido diariamente pelo nadador?

Dados de entalpia de formação em $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$: glicose = -1274 , água = -242 , dióxido de carbono = -394 .

- 55 Uerj 2016** O formol, uma solução de metanal, frequentemente utilizado em cosméticos, vem sendo substituído pelo ácido glioixílico. No entanto, a decomposição térmica desse ácido também acarreta a formação de metanal, de acordo com a seguinte equação:

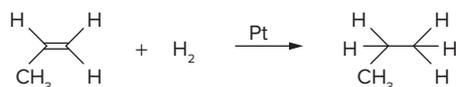


Veja, a seguir, as energias das ligações nas moléculas participantes da reação:

Ligação	Energia de ligação ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)
C – C	348
C = O	744
C – H	413
C – O	357
O – H	462

Considere a decomposição de 1 L de uma solução aquosa de ácido glioixílico, na concentração de $0,005 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Assumindo que todo o ácido glioixílico foi decomposto, calcule, em quilojoules, a energia absorvida nesse processo. Aponte, ainda, o número de oxidação do carbono na molécula de metanal.

- 56 UFRGS** A reação de hidrogenação do propeno catalisada pela platina, apresentada a seguir, é um importante método sintético aplicado na indústria petroquímica.



Considere os seguintes valores de energias de dissociação, em $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ_{\text{C}=\text{C}} &= 612 \\ \Delta H^\circ_{\text{C}-\text{C}} &= 348 \\ \Delta H^\circ_{\text{H}-\text{H}} &= 436 \\ \Delta H^\circ_{\text{C}-\text{H}} &= 412 \end{aligned}$$

Desses dados, conclui-se que o efeito térmico da reação apresentada, expresso em kJ, é aproximadamente igual a:

- A -228 . C $+124$. E $+288$.
B -124 . D $+224$.

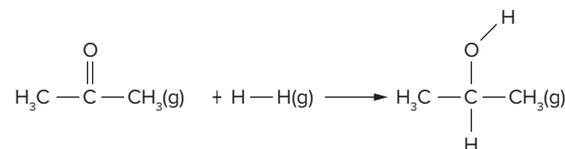
Texto para a questão **57**.

Na tabela são dadas as energias de ligação (kJ/mol) a 25°C para algumas ligações simples, para moléculas diatômicas entre H e os halogênios (X).

	H	F	Cl	Br	I
H	432	568	431	366	298
F		158	254	250	278
Cl			243	219	210
Br				193	175
I					151

- 57 FGV** O cloreto de hidrogênio é um gás que, quando borbulhado em água, resulta numa solução de ácido clorídrico. Esse composto é um dos ácidos mais utilizados nas indústrias e laboratórios químicos. A energia para formação de 2 mols de cloreto de hidrogênio, em kJ, a partir de seus elementos é igual a
- A $+862$. C -187 . E -862 .
B $+187$. D -244 .

- 58 PUC-Rio** Considere o processo industrial de obtenção do propan-2-ol (isopropanol) a partir da hidrogenação da acetona, representada pela equação a seguir.



acetona

isopropanol



Ligação	Energia de ligação (kJ/mol)
C = O	745
H – H	436
C – H	413
C – O	358
O – H	463

Fazendo uso das informações contidas na tabela anterior, é correto afirmar que a variação de entalpia para essa reação, em kJ/mol , é igual a:

- A -53 . C -410 . E -836 .
B $+104$. D $+800$.

- 59 Uece 2018** Através da eletrólise, houve a decomposição da água em hidrogênio e oxigênio. Considerando-se os seguintes valores de energia de ligação para as várias substâncias envolvidas no processo: $E(\text{H}-\text{H}) = 104,30 \text{ kcal/mol}$; $E(\text{O}=\text{O}) = 119,13 \text{ kcal/mol}$ e $E(\text{O}-\text{H}) = 111,72 \text{ kcal/mol}$, é correto afirmar que o valor da variação de entalpia da reação descrita acima, em kcal/mol é aproximadamente
- A 80,0. B 120,0. C 60,0. D 90,0.

- 60 ITA** Assinale a opção que indica a variação CORRETA de entalpia, em kJ/mol, da reação química a 298,15 K e 1 bar, representada pela seguinte equação:



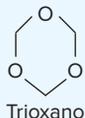
Dados eventualmente necessários:

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_4\text{H}_8(\text{g})) = -11,4; \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,5;$$

$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\ell)) = -285,8$ e $\Delta H_c^\circ(\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})) = -2877,6$, em que ΔH_f° e ΔH_c° , em kJ/mol, representam as variações de entalpia de formação e de combustão a 298,15 K e 1 bar, respectivamente.

- A -3568,3 C +2186,9 E +114,0
B -2186,9 D +125,4

- 61 EsPCEX 2018** O trioxano, cuja fórmula estrutural plana simplificada encontra-se representada a seguir, é utilizado em alguns países como combustível sólido para o aquecimento de alimentos armazenados em embalagens especiais e que fazem parte das rações operacionais militares.

	Energia de ligação (kJ/mol)	
 <p>Trioxano</p>	C - H → 413	O = O → 495
	O - C → 358	C = O → 799
	H - O → 463	

Considere a reação de combustão completa de um tablete de 90 g do trioxano com a formação de CO_2 e H_2O . Baseado nas energias de ligação fornecidas na tabela, o valor da entalpia de combustão estimada para esta reação é

Dados:

Massas atômicas: O = 16 u; H = 1 u; C = 12 u.

- A +168 kJ. C +369 kJ. E -564 kJ.
B -262 kJ. D -1461 kJ.

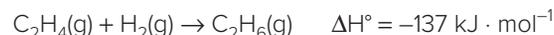
- 62 Unicamp 2016** Podemos obter energia no organismo pela oxidação de diferentes fontes. Entre essas fontes destacam-se a gordura e o açúcar. A gordura pode ser representada por uma fórmula mínima $(\text{CH}_2)_n$ enquanto um açúcar pode ser representado por $(\text{CH}_2\text{O})_n$. Considerando essas duas fontes de energia, podemos afirmar corretamente que, na oxidação total de 1 grama de ambas as fontes em nosso organismo, os produtos formados são
- A os mesmos, mas as quantidades de energia são diferentes.

- B diferentes, mas as quantidades de energia são iguais.
C os mesmos, assim como as quantidades de energia.
D diferentes, assim como as quantidades de energia.

- 63 PUC-SP 2017** Dado:

Energia de ligação	C - H	C - C	H - H
	413 kJ · mol ⁻¹	346 kJ · mol ⁻¹	436 kJ · mol ⁻¹

A reação de hidrogenação do etileno ocorre com aquecimento, na presença de níquel em pó como catalisador. A equação termoquímica que representa o processo é



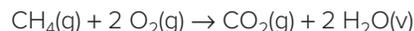
A partir dessas informações, pode-se deduzir que a energia de ligação da dupla ligação que ocorre entre os átomos de C no etileno é igual a

- A 186 kJ · mol⁻¹ C 692 kJ · mol⁻¹
B 599 kJ · mol⁻¹ D 736 kJ · mol⁻¹

- 64 Unigranrio 2017** Cálculos de entalpias reacionais são em alguns casos efetuados por meio das energias de ligação das moléculas envolvidas, onde o saldo de energias de ligação rompidas e refeitas é considerado nesse procedimento. Alguns valores de energia de ligação entre alguns átomos são fornecidos no quadro abaixo:

Ligação	Energia de ligação (kJ/mol)
C - H	413
O = O	494
C = O	804
O - H	463

Considere a reação de combustão completa do metano representada na reação abaixo:



A entalpia reacional, em kJ/mol, para a combustão de um mol de metano segundo a reação será de:

- A -820 C +106 E +820
B -360 D +360

- 65 Fuvest 2017** Sob certas condições, tanto o gás flúor quanto o gás cloro podem reagir com hidrogênio gasoso, formando, respectivamente, os haletos de hidrogênio HF e HCl, gasosos. Pode-se estimar a variação de entalpia (ΔH) de cada uma dessas reações, utilizando-se dados de energia de ligação. A tabela apresenta os valores de energia de ligação dos reagentes e produtos dessas reações a 25 °C e 1 atm.

Molécula	H ₂	F ₂	Cl ₂	HF	HCl
Energia de ligação (kJ/mol)	435	160	245	570	430

Com base nesses dados, um estudante calculou a variação de entalpia (ΔH) de cada uma das reações e concluiu, corretamente, que, nas condições empregadas,

- A a formação de HF(g) é a reação que libera mais energia.
 B ambas as reações são endotérmicas.
 C apenas a formação de HCl(g) é endotérmica.
 D ambas as reações têm o mesmo valor de ΔH .
 E apenas a formação de HCl(g) é exotérmica.

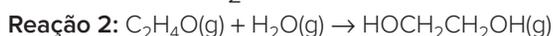
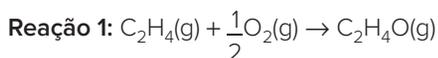
Texto para a questão 66.

O Complexo Petroquímico do Estado do Rio de Janeiro (COMPERJ), atualmente em fase de implantação no município de Itaboraí, utilizará como matéria-prima principal o petróleo pesado produzido no Campo de Marlim, na Bacia de Campos. Os produtos mais importantes do COMPERJ podem ser vistos na tabela a seguir.

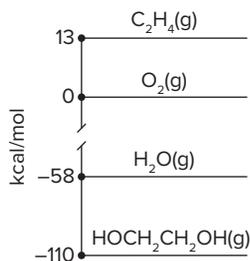
Principais produtos do COMPERJ

Produtos de 1ª geração	Produção mensal (em 1000 ton.)	Produtos de 2ª geração	Produção mensal (em 1000 ton.)
Eteno	1300	Polipropileno	850
Propeno	881	Polietileno	800
Benzeno	608	Estireno	500
Butadieno	157	Etilenoglicol	600
p-xileno	700	Ácido tereftálico	500
Enxofre	45	PET	600

- 66 UFRJ O etilenoglicol ($\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$) é um dos produtos de 2ª geração do COMPERJ. Ele pode ser produzido a partir do eteno, segundo as reações descritas a seguir:

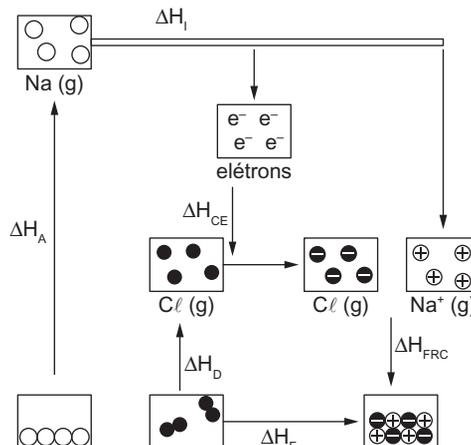


- a) Sabendo que as duas reações são exotérmicas e que a reação 1 produz 25 kcal por mol de eteno reagido, e usando a escala de entalpia padrão de formação mostrada no diagrama a seguir, calcule o calor envolvido na reação 2, em kcal por mol de etilenoglicol produzido.



- b) Sabendo que a energia da ligação C–H é de 100 kcal/(mol de ligação) e que a energia envolvida na reação $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) \rightarrow 2\text{C}(\text{g}) + 4\text{H}(\text{g})$ é igual a 547 kcal por mol de eteno, calcule a energia da ligação C=C, em kcal/mol.

- 67 UEL O diagrama a seguir ilustra o ciclo para a formação de 1 mol de NaCl(s) a partir de seus elementos em seus estados padrões, com os reagentes e produtos mantidos a 1 atm e 298 K.



Dados:

$\Delta H_A = (\Delta H \text{ de atomização do Na(s)}) = 107,0 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_D = (\Delta H \text{ de dissociação de } 1/2 \text{ Cl}_2(\text{g})) = 121,0 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_I = (\Delta H \text{ de ionização do Na(g)}) = 502,0 \text{ kJ/mol}$

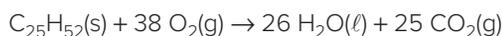
$\Delta H_{CE} = (\Delta H \text{ de captura de elétron pelo Cl(g)}) = -355,0 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_F = (\Delta H \text{ de formação da substância a partir dos elementos}) = -411,0 \text{ kJ/mol}$

O ΔH de formação do retículo cristalino (ΔH_{FRC}), em kJ/mol do NaCl(s) a partir dos íons, é igual a:

- A – 786,0 kJ/mol.
 B – 411,0 kJ/mol.
 C – 35,0 kJ/mol.
 D – 228,0 kJ/mol.
 E – 1141,0 kJ/mol.

- 68 UFJF 2015 A parafina é um hidrocarboneto ($\text{C}_{25}\text{H}_{52}$, massa molar = $352 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$) derivado do petróleo que compõe as velas. A sua reação de combustão está representada a seguir:



Considerando os dados de energia de ligação apresentados a seguir, calcule a energia liberada, em kJ, na combustão completa de uma vela de 35,2 g.

Dados: Energias de Ligação ($\Delta H_L / \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$):

Ligação	C–H	C–C	O=O	C=O	O–H
($\Delta H_L / \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)	412	348	496	743	463

- A –1260.
 B –12600.
 C –61226
 D 48624.
 E 50.

Leis da Termodinâmica

Primeira lei: conservação de energia

Um dos conceitos mais importantes da Termodinâmica é o de energia interna. Para compreendê-lo, devemos saber que um sistema qualquer é composto de moléculas que têm energias potenciais e cinéticas. As energias potenciais se referem às interações intermoleculares, às interações interatômicas que ocorrem dentro das moléculas e às interações entre núcleo e eletrosfera. As energias cinéticas se referem aos movimentos de translação, rotação e vibração das partículas. A soma de todas essas energias potenciais e cinéticas de um sistema é a sua energia interna.

Do ponto de vista termodinâmico, há duas maneiras de um sistema variar a sua energia interna: por meio de troca de calor ou troca de trabalho. O calor é uma energia que transita de forma espontânea do corpo mais quente para o mais frio. Isso se dá pela transferência de energia cinética das moléculas mais quentes para as moléculas mais frias, quando elas se chocam entre si. O trabalho é a energia que se converte em deslocamento de massa.

Considere um sistema formado por um cilindro que possui êmbolo móvel e contém um gás. Quando esse sistema recebe calor e há uma expansão, o deslocamento do êmbolo é o trabalho realizado pelo sistema. Dessa forma:

$$\Delta U = Q + W$$

Nessa equação, que representa a primeira lei da Termodinâmica, temos que:

ΔU é a variação de energia interna do sistema;

Q é o calor trocado entre o sistema e a vizinhança;

W é o trabalho.

É importante analisar os sinais que acompanham as medidas de calor e trabalho. Observe:

- Se um sistema não desloca massa, seu trabalho é nulo ($W = 0$). Portanto, toda a variação de energia interna ocorre através de troca de calor ($\Delta U = Q$). Se um sistema absorve calor, ele acumula essa energia recebida na forma de energia interna. Assim, $\Delta U > 0$, e, portanto, $Q_{\text{abs}} > 0$. Se um sistema libera calor, ele perde parte de sua energia interna para transferi-la para as suas vizinhanças. Assim, $\Delta U < 0$, e, portanto, $Q_{\text{lib}} < 0$.
- Se um sistema não troca calor com as suas vizinhanças, então o calor é nulo ($Q = 0$). Portanto, toda a variação de energia interna ocorre através de troca de trabalho ($\Delta U = W$). Se um sistema recebe trabalho, ele acumula a energia recebida na forma de energia interna. Assim, $\Delta U > 0$, e, portanto, $W_{\text{recebido}} > 0$. Se um sistema realiza trabalho, ele perde parte de sua energia interna para poder mover um êmbolo contra a pressão externa. Assim, $\Delta U < 0$, e, portanto, $W_{\text{realizado}} < 0$.
- Mas como se pode calcular o trabalho? Observe o esquema a seguir, que representa um cilindro com êmbolo móvel, imerso em uma atmosfera que exerce uma pressão dada por P_{atm} .

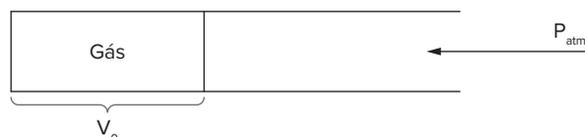


Fig. 8 Representação de um gás confinado em um cilindro com êmbolo móvel, que está submetido à pressão atmosférica.

Quando o gás dentro do cilindro realiza trabalho, ocorre uma expansão, e o êmbolo se desloca contra a pressão atmosférica.

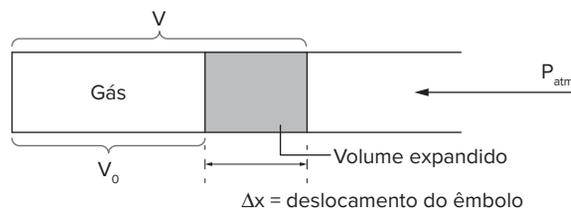


Fig. 9 Representação da expansão do gás da figura anterior, que provoca deslocamento Δx do êmbolo.

Pela definição de trabalho, temos:

$$W = F \cdot \Delta x$$

Como a força exercida está na mesma direção do deslocamento, não há a necessidade de se fazer nenhuma decomposição. Se a área da seção transversal do êmbolo for S , podemos multiplicar numerador e denominador pela área. De fato:

$$W = \frac{F}{S} \cdot \Delta x \cdot S$$

Como a razão da força pela área é a pressão e o produto da área pelo deslocamento é a variação do volume ocupado pelo gás, temos:

$$W = \frac{F}{S} \cdot \Delta x \cdot S \Rightarrow W = P \cdot \Delta V$$

Já vimos que, quando um sistema realiza trabalho, o sinal do trabalho é negativo. Assim, para ΔV positivo, W é negativo. Dessa forma, o trabalho deve ter como referencial a força de oposição à expansão, que é a força exercida pela pressão atmosférica ou pela pressão externa. Portanto:

$$W = -P_{\text{ext}} \cdot \Delta V$$

O cálculo do trabalho só pode ser feito dessa última forma se a pressão externa for constante.

Entalpia: visão Termodinâmica

Vimos, ao longo do capítulo, que entalpia é o calor potencial de um sistema, ou seja, entalpia é todo o calor que pode vir a ser liberado até que se esgotem todas as possibilidades teóricas de fazê-lo. Portanto, se um sistema tem energia interna U e volume V , submetido à pressão externa P , ele pode inicialmente perder toda a sua energia interna na forma de calor liberado para as vizinhanças. Depois disso, pode ter seu volume reduzido a zero, ou seja, pode receber energia interna extra graças ao trabalho recebido. O trabalho recebido seria calculado por:

$$W = -P_{\text{ext}} \cdot \Delta V \Rightarrow W = -P \cdot (0 - V) \Rightarrow W = PV$$

Posteriormente, pode converter essa energia interna extra em mais calor. Assim, todo o calor que pode vir a ser liberado é calculado por:

$$H = U + PV$$

Aplicando-se a definição de entalpia para os reagentes e os produtos de uma reação, temos:

$$\left. \begin{aligned} H_R &= U_R + P_R V_R \\ H_P &= U_P + P_P V_P \end{aligned} \right\} \Rightarrow \underbrace{H_P - H_R}_{\Delta H} = \underbrace{U_P - U_R}_{\Delta U} + P_P V_P - P_R V_R$$

Se a pressão for mantida constante durante a reação, temos que $P_R = P_P = P$. Com isso:

$$\Delta H = \Delta U + P(V_P - V_R) \Rightarrow \Delta H = \Delta U + P\Delta V$$

Essa última relação é uma das mais importantes conclusões da Termodinâmica. Para as reações químicas, o produto $P\Delta V$ pode ser aproximado, segundo a equação de Clapeyron, por $\Delta n(g)RT$, em que $\Delta n(g)$ representa a variação do número de mols de gás

durante a reação. Isso configura uma aproximação porque desprezam-se os volumes das fases líquida e sólida, que são, de fato, muito menores do que o volume da fase gasosa. Assim, podemos escrever também que:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta(n(g)RT)$$

Como $\Delta U = Q + W$, substituindo em $\Delta H = \Delta U + P\Delta V$, temos:

$$\Delta H = Q + W + P\Delta V \Rightarrow \Delta H = Q - P\Delta V + P\Delta V \Rightarrow \Delta H = Q_p$$

Observe que essa relação só é válida para quando a pressão é mantida constante. Portanto, a variação de entalpia de um sistema é o calor trocado à pressão constante.

Pela primeira lei, temos: $\Delta U = Q + W$. Se esse calor for trocado a volume constante, temos que o trabalho é nulo, pois não haveria variação de volume. Assim:

$$\Delta U = Q_v + W \xrightarrow{W=0} \Delta U = Q_v$$

Observe que essa relação só é válida para quando o volume é mantido constante. Portanto, a variação de energia interna de um sistema é o calor trocado a volume constante.

Entropia: desordem de um sistema

O conceito de entropia não é simples. De maneira formal, entropia está relacionada ao número de microestados possíveis para um determinado macroestado.

Entretanto, essa definição pode não ser muito útil. O número de microestados possíveis de um macroestado pode ser entendido como o grau de desordem de um sistema. E a desordem, por sua vez, deve estar relacionada à falta de regularidade, de repetição, bem como à falta de um padrão. Do ponto de vista químico, vamos relacionar algumas situações e seus respectivos graus de desordem, ou seja, vamos comparar alguns valores de entropia:

- Quando uma substância se encontra no estado sólido, existe uma regularidade na distribuição de partículas pelo espaço, ou seja, um padrão de repetição. Por isso, quando uma substância se encontra no estado sólido, ela está no seu estado mais ordenado. Por outro lado, no estado gasoso, as moléculas têm distribuição espacial caótica e nenhum padrão de repetição. Assim, quando uma substância se encontra no estado gasoso, ela está em sua forma mais desordenada. Portanto:

$$S_{X(g)} > S_{X(l)} > S_{X(s)}$$

- Quando um gás está confinado em um volume de 1 L, existe um certo número possível de distribuição de partículas. Quando esse mesmo gás ocupa um volume maior, então o número de possibilidades de distribuir partículas aumenta. Logo, o grau de desordem e a entropia de um gás são maiores quanto maior for o volume ocupado pelo gás.
- Quanto maior for a temperatura de um sistema, mais desordenadas estarão as suas partículas, pois maior será o grau de agitação do sistema. Portanto, quanto maior for a temperatura de um sistema, maior será a sua entropia.
- Como o estado gasoso é um estado bem mais entrópico do que os outros, quando uma reação química tem aumento do número de mols de gás, a entropia do sistema aumenta durante a reação. Quando uma reação tem diminuição do número de mols de gás, ocorre diminuição da entropia do sistema durante a reação. Podemos desprezar as entropias dos estados líquido e sólido quando houver gás, porque são muito menores do que a entropia das substâncias gasosas.
- Quanto maior a complexidade de um sistema, comparando-se para os mesmos estados físicos, maior será a sua desordem e maior será a sua entropia. Por exemplo, a entropia de 1 mol de $\text{CaCO}_3(s)$ é maior do que a entropia de 1 mol de $\text{CaO}(s)$, pois no composto $\text{CaCO}_3(s)$ há maior número de átomos do que em $\text{CaO}(s)$. Da mesma forma, a entropia molar de $\text{C}_2\text{H}_6(g)$ é maior do que a entropia molar de $\text{CH}_4(g)$. Ainda, é pelo mesmo motivo que a entropia dos gases nobres

aumenta com o aumento de seu número atômico, pois, quanto maior é o átomo (maior o número de prótons, nêutrons e elétrons), maior é a sua complexidade e maior é a sua entropia molar.

- Um sistema composto de uma substância pura é mais regular e ordenado do que um sistema que apresenta impurezas, pois a presença delas desordena o padrão de distribuição de partículas. Portanto, misturas têm entropia maior do que suas respectivas substâncias puras separadas.

A entropia pode ser definida da seguinte maneira:

$$\Delta S = \int \frac{dQ_{\text{reversível}}}{T}$$

O entendimento dessa expressão envolve uma matemática bastante avançada. Entretanto, existe uma situação na natureza na qual o cálculo da variação de entropia é bastante simples: a mudança de estado físico de uma substância. Para esse caso, podemos escrever que:

$$\Delta S_{\text{fusão}} = \frac{\Delta H_{\text{fusão}}}{T_{\text{fusão}}} \text{ e } \Delta S_{\text{ebulição}} = \frac{\Delta H_{\text{ebulição}}}{T_{\text{ebulição}}}$$

Segunda lei: a entropia do universo aumenta

O enunciado da segunda lei da Termodinâmica diz que:

A entropia do universo aumenta espontaneamente

Define-se o universo como sendo um sistema e as suas vizinhanças. Dessa forma:

$$\Delta S_{\text{universo}} = \Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{vizinhanças}}$$

Como as vizinhanças trocam de calor de maneira reversível, temos:

$$\Delta S_{\text{viz}} = \frac{\Delta H_{\text{viz}}}{T_{\text{viz}}}$$

Substituindo a última equação na equação anterior, temos:

$$\Delta S_{\text{universo}} = \Delta S_{\text{sistema}} + \frac{\Delta H_{\text{viz}}}{T_{\text{viz}}}$$

Entretanto, sabemos que $\Delta H_{\text{viz}} = -\Delta H_{\text{sist}}$. Assim:

$$\Delta S_{\text{universo}} = \Delta S_{\text{sistema}} - \frac{\Delta H_{\text{sist}}}{T_{\text{viz}}}$$

Para sistemas em que há equilíbrio térmico entre sistema e suas vizinhanças, temos $T = T_{\text{sist}} = T_{\text{viz}}$. Portanto, multiplicando toda a equação anterior por $-T$, temos:

$$-T \cdot \Delta S_{\text{universo}} = -T \cdot \Delta S_{\text{sistema}} + \Delta H_{\text{sistema}}$$

Contudo, o termo $-T \cdot \Delta S_{\text{universo}}$ é definido como variação da energia livre de Gibbs e é representado por ΔG . Essa grandeza termodinâmica, que está relacionada à variação de entropia do universo, está também relacionada à espontaneidade dos fenômenos. Como os fenômenos espontâneos ocorrem quando a variação de entropia do universo é positiva, então os fenômenos são espontâneos para $\Delta G < 0$. Dessa forma, podemos escrever que:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Nessa equação,

ΔG é a variação da energia livre de Gibbs;

ΔH é a variação de entalpia;

T é a temperatura absoluta em Kelvin;

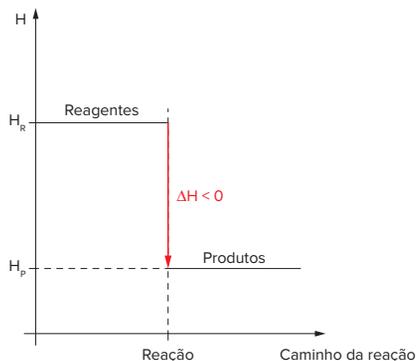
ΔS é a variação de entropia de um sistema que é dada por $\Delta S = S_p - S_r$.

E, para finalizar, temos:

$$\begin{cases} \Delta G < 0 \Rightarrow \text{fenômeno espontâneo} \\ \Delta G = 0 \Rightarrow \text{equilíbrio químico} \\ \Delta G > 0 \Rightarrow \text{fenômeno não espontâneo ou} \\ \hspace{10em} \text{fenômeno inverso espontâneo} \end{cases}$$

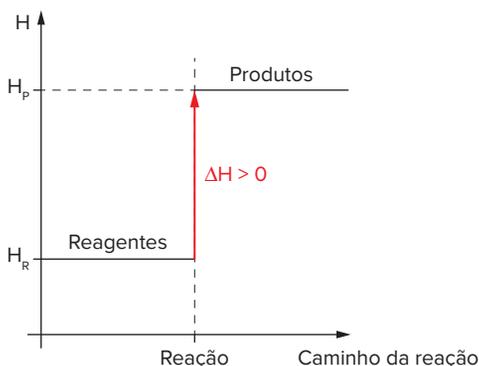
Resumindo

- Entalpia é o calor potencial de um sistema.
- $\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$
- Reações exotérmicas:



- Reagentes \longrightarrow Produtos ; $\Delta H < 0$
- Reagentes \longrightarrow Produtos + calor
- Reagentes - calor \longrightarrow Produtos

- Reações endotérmicas:



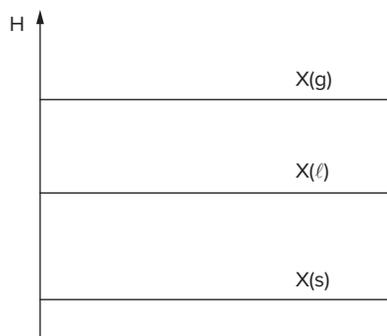
- Reagentes \longrightarrow Produtos ; $\Delta H > 0$
- Reagentes + calor \longrightarrow Produtos
- Reagentes \longrightarrow Produtos - calor

- Fatores que alteram o ΔH :

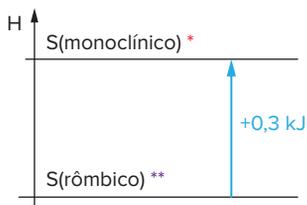
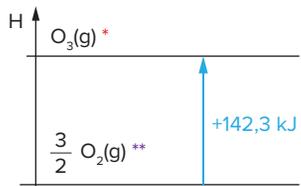
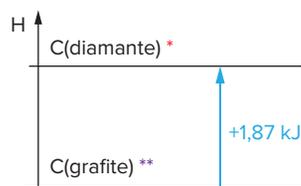
1. Estados físicos:

$$H_{X(g)} > H_{X(l)} > H_{X(s)}$$

Graficamente:



2. Formas alotrópicas:



*mais instável e maior entalpia

**mais estável e menor entalpia

3. Quantidade de substâncias:

Se multiplicarmos as quantidades de uma equação por x , o ΔH também deverá ser multiplicado por x .

Se invertermos uma equação termoquímica, devemos trocar o sinal do ΔH .

- Lei de Hess

As equações químicas devem ser manipuladas como equações matemáticas. A soma das equações fornece uma equação global cujo ΔH é a soma dos ΔH 's das etapas.

- Entalpia de formação

Uma reação de formação, do ponto de vista termoquímico, é aquela em que se forma 1 mol de uma determinada substância, partindo-se de substâncias simples nas suas formas mais estáveis, nas condições termoquimicamente padrão ($P = 1 \text{ atm}$ e $T = 25 \text{ }^\circ\text{C}$).

A entalpia de formação de substâncias simples nas suas formas mais estáveis é zero.

$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

- Energia de ligação

Energia de ligação é a energia necessária para se quebrar 1 mol de uma determinada ligação interatômica, a fim de se obter átomos isolados no estado gasoso.



$$\Delta H_{\text{reação}} = \underbrace{\Delta H_{\text{absorvido, reagentes}}}_{\text{valor positivo}} + \underbrace{\Delta H_{\text{liberado, produtos}}}_{\text{valor negativo}}$$



Sites

- Como se determina o valor calórico de um alimento?
<<https://mundoeducacao.bol.uol.com.br/quimica/como-se-determina-valor-calorico-um-alimento.htm>>.
- Datas e personagens na História da Termodinâmica
<www.ifsc.usp.br/~donoso/termodinamica/Historia_Termodinamica.pdf>.

Exercícios complementares

1 **Udesc** Dadas as seguintes equações:

- (A) $2 \text{CO(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{CO}_2\text{(g)}$
 $\Delta H = -565,6 \text{ kJ}$
- (B) $2 \text{CH}_4\text{O(g)} + 3 \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{CO}_2\text{(g)} + 4 \text{H}_2\text{O(l)}$
 $\Delta H = -1452,6 \text{ kJ}$
- (C) $3 \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{O}_3\text{(g)}$
 $\Delta H = +426,9 \text{ kJ}$
- (D) $\text{Fe}_2\text{O}_3\text{(g)} + 3 \text{C(s)} \rightarrow 2 \text{Fe(s)} + 3 \text{CO(g)}$
 $\Delta H = +490,8 \text{ kJ}$

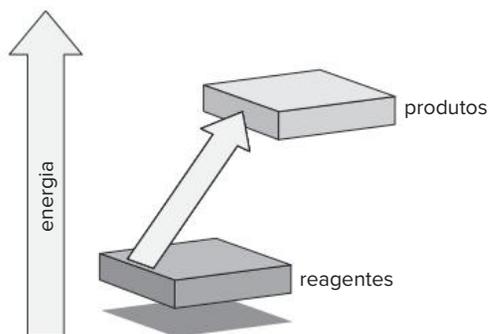
Considere as seguintes proposições em relação às equações:

- As reações (A) e (B) são endotérmicas.
- As reações (A) e (B) são exotérmicas.
- As reações (C) e (D) são exotérmicas.
- As reações (C) e (D) são endotérmicas.
- A reação com maior liberação de energia é a (B).
- A reação com maior liberação de energia é a (D).

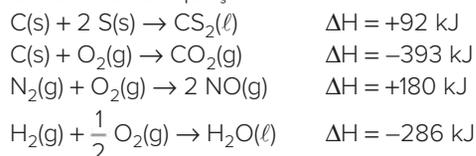
Assinale a alternativa correta.

- Somente as afirmativas II, III e V são verdadeiras.
- Somente as afirmativas I, III e VI são verdadeiras.
- Somente as afirmativas I, IV e VI são verdadeiras.
- Somente as afirmativas II, V e VI são verdadeiras.
- Somente as afirmativas II, IV e V são verdadeiras.

2 **Unicid 2016** Analise o diagrama de uma reação química:



- O processo representado pelo diagrama é endotérmico ou exotérmico? Justifique sua resposta.
- Considere as equações:



Selecione as reações químicas que podem ser usadas como exemplos para o diagrama. Justifique sua resposta.

3 **Unicid 2017** A sublimação é um processo que pode interferir na qualidade de produtos farmacêuticos. Considere um analgésico comercializado em pílulas que tem como princípio ativo o ibuprofeno ($\text{C}_{13}\text{H}_{18}\text{O}_2$) e os seguintes dados:

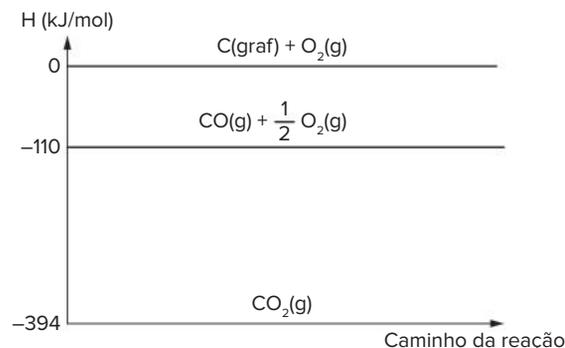
$$\Delta H_{\text{vap}} = 70,12 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{\text{fus}} = 21,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

(www.chemeo.com)

- Calcule a entalpia de sublimação do ibuprofeno e classifique-a como endotérmica ou exotérmica.
- Por que se recomenda que comprimidos à base de ibuprofeno sejam mantidos a temperaturas entre 15 e 25 °C?

4 **Mackenzie** Observe o gráfico de entalpia abaixo, obtido por meio de experimentos realizados no estado-padrão:

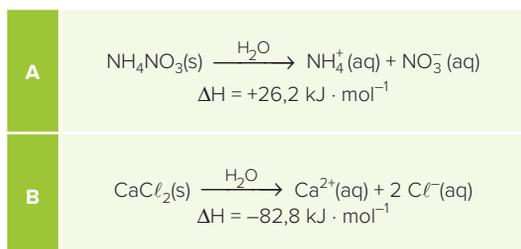


Com base em seus conhecimentos de termoquímica e nas informações do gráfico acima, a equação termoquímica **INCORRETAMENTE** representada é

- $\text{CO}_2\text{(g)} \rightarrow \text{C(graf)} + \text{O}_2\text{(g)} \quad \Delta H^\circ = +394 \text{ kJ/mol}$
- $\text{CO(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CO}_2\text{(g)} \quad \Delta H^\circ = -284 \text{ kJ/mol}$
- $\text{C(graf)} + \frac{1}{2} \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CO(g)} \quad \Delta H^\circ = +110 \text{ kJ/mol}$
- $\text{CO}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CO(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_2\text{(g)} \quad \Delta H^\circ = +284 \text{ kJ/mol}$
- $\text{C(graf)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CO}_2\text{(g)} \quad \Delta H^\circ = -394 \text{ kJ/mol}$

5 UFSM Geralmente usados por atletas, existem dispositivos de primeiros socorros que, através de reações endotérmicas ou exotérmicas, podem gerar compressas frias ou quentes. Esses dispositivos, constituídos por bolsas plásticas em que o sólido e a água estão separados, misturam-se e esfriam ou aquecem, quando golpeados.

Exemplos de compostos usados nas referidas compressas são mostrados nas equações a seguir.



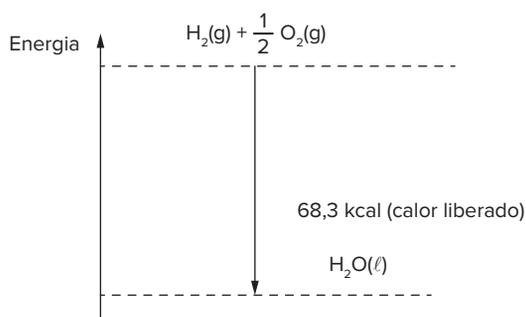
Em relação às equações, analise as afirmativas:

- I. A equação A irá produzir uma compressa fria, e a equação B, uma compressa quente.
- II. Na equação B, a entalpia dos produtos é menor que a entalpia dos reagentes.
- III. Se, na equação A, forem usados 2 moles de nitrato de amônio, o valor de ΔH ficará inalterado.

Está(ão) correta(s)

- A apenas I.
 B apenas III.
 C apenas I e II.
 D apenas II e III.
 E I, II e III.

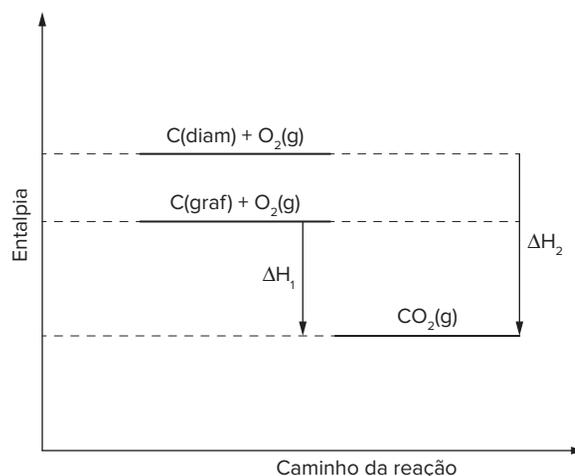
6 Uece 2014 Normalmente uma reação química libera ou absorve calor. Esse processo é representado no seguinte diagrama, considerando uma reação específica.



Com relação a esse processo, assinale a equação química correta.

- A $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell) - 68,3 \text{ kcal}$
 B $\text{H}_2\text{O}(\ell) - 68,3 \text{ kcal} \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g})$
 C $\text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) + 68,3 \text{ kcal}$
 D $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell) + 68,3 \text{ kcal}$

7 UFG 2013 A alotropia dos elementos químicos afeta a entalpia da reação. Duas das formas alotrópicas do carbono são o grafite e o diamante. Observe o diagrama de entalpia a seguir.



Dados:

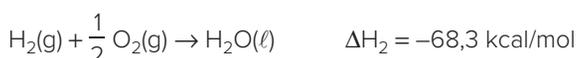
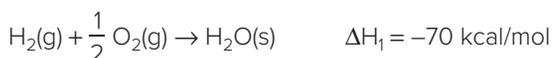
$$\Delta H_1 = -393,1 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_2 = -395,0 \text{ kJ/mol}$$

Ante o exposto, conclui-se que a conversão de diamante em grafite envolve

- A absorção de 1,9 kJ/mol.
 B liberação de 1,9 kJ/mol.
 C absorção de 788 kJ/mol.
 D liberação de 788 kJ/mol.
 E absorção de 395 kJ/mol.

8 Unifor 2014 São dadas as equações termoquímicas para a formação da água a partir dos elementos:



A partir das afirmativas a seguir:

- I. O valor de ΔH maior que zero indica que as reações são exotérmicas.
- II. A transformação $\text{H}_2\text{O}(\text{v}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell)$ libera 10,5 kcal/mol.
- III. O calor de solidificação da água vale $-12,2 \text{ kcal/mol}$.
- IV. A energia de 1 mol de H_2O no estado vapor é maior que a energia que 1 mol de $\text{H}_2\text{O}(\ell)$.
- V. A formação de água a partir do hidrogênio libera calor.

É VERDADEIRO apenas o que se afirma em:

- A I, II e III.
 B III, IV e V.
 C II, IV e V.
 D I, III e IV.
 E II, III e V.

- 9 Enem PPL 2016** Para comparar a eficiência de diferentes combustíveis, costuma-se determinar a quantidade de calor liberada na combustão por mol ou grama de combustível. O quadro mostra o valor de energia liberada na combustão completa de alguns combustíveis.

Combustível	ΔH_c° a 25 °C (kJ/mol)
Hidrogênio (H ₂)	-286
Etanol (C ₂ H ₅ OH)	-1368
Metano (CH ₄)	-890
Metanol (CH ₃ OH)	-726
Octano (C ₈ H ₁₈)	-5471

As massas molares dos elementos H, C e O são iguais a 1 g/mol, 12 g/mol e 16 g/mol respectivamente.

ATKINS, P. Princípios de química. Porto Alegre: Bookman, 2007 (adaptado).

Qual combustível apresenta maior liberação de energia por grama?

- A Hidrogênio. C Metano. E Octano.
B Etanol. D Metanol.

- 10 PUC-Rio 2014** A decomposição de uma amostra de carbonato de cálcio consumiu 266 kJ. A partir desse resultado e da equação termoquímica a seguir, conclui-se que:

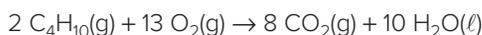


- A A reação de decomposição do CaCO₃ é exotérmica.
B A massa de CaCO₃ que se decompôs foi 200 g.
C O volume de CO₂ formado ocupa 22,4 L a 1 atm e 0 °C.
D Não há variação de energia nesse processo reacional.
E A massa produzida de CO₂ é igual a 44 g.

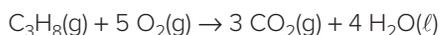
- 11 UPE 2016** Uma nova marca de gás para fogão lançou, no mercado, um botijão com 13 kg de hidrocarbonetos, sendo 55% em massa de butano (C₄H₁₀) e 45% em massa de propano (C₃H₈).

Desprezando possíveis perdas, qual o calor liberado no consumo de todo o conteúdo do recipiente?

Dados: C = 12 g/mol; H = 1 g/mol;



$$\Delta H^\circ_{\text{combustão}} = -2878 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H^\circ_{\text{combustão}} = -2222 \text{ kJ/mol}$$

- A $3,5 \cdot 10^4$ kJ C $4,8 \cdot 10^5$ kJ E $6,5 \cdot 10^5$ kJ
B $3,5 \cdot 10^5$ kJ D $6,5 \cdot 10^4$ kJ

- 12 Uninove 2016** O principal componente do azeite de oliva é o ácido oleico, C₁₈H₃₄O₂. Ao comer uma salada temperada com azeite de oliva, as células do organismo promovem a oxidação completa desse ácido em CO₂ e H₂O.

- a) Escreva a equação química balanceada da reação de combustão completa do ácido oleico.

- b) Considere a entalpia padrão de combustão do ácido oleico igual a $-11000 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ e a massa molar de C₁₈H₃₄O₂ = 282 g/mol. Calcule a quantidade aproximada de energia que uma pessoa adquire quando ingere 14 g de ácido oleico em uma refeição.

- 13 UFJF 2017** Os alimentos ao serem consumidos são digeridos e metabolizados liberando energia química. Uma barra de cereal *light* de avelã com chocolate, que contém 77% de carboidratos, 4% de proteínas e 7% de lipídios, é um dos alimentos utilizados para adquirir energia, uma vez que a energia de combustão das proteínas e dos carboidratos é de $4 \text{ kcal} \cdot \text{g}^{-1}$ e dos lipídios é de $9 \text{ kcal} \cdot \text{g}^{-1}$.

Com base nisso, calcule a quantidade de energia fornecida a um indivíduo que consome uma unidade de 22 gramas dessa barra de cereal.

- A 3,87 kcal. C 162,1 kcal. E 387,0 kcal
B 7,37 kcal. D 85,1 kcal.

- 14 Fuvest 2016** O biogás pode substituir a gasolina na geração de energia. Sabe-se que 60%, em volume, do biogás são constituídos de metano, cuja combustão completa libera cerca de 900 kJ/mol.

Uma usina produtora gera 2000 litros de biogás por dia. Para produzir a mesma quantidade de energia liberada pela queima de todo o metano contido nesse volume de biogás, será necessária a seguinte quantidade aproximada (em litros) de gasolina:

Note e adote:

- Volume molar nas condições de produção de biogás: 24 L/mol;
- energia liberada na combustão completa da gasolina: $4,5 \cdot 10^4 \text{ kJ/L}$.

- A 0,7 B 1,0 C 1,7 D 3,3 E 4,5

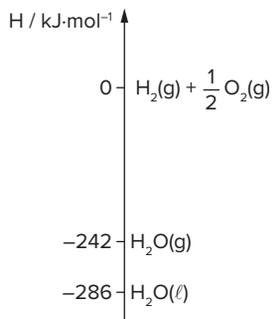
- 15 Enem PPL 2014** A escolha de uma determinada substância para ser utilizada como combustível passa pela análise da poluição que ela causa ao ambiente e pela quantidade de energia liberada em sua combustão completa. O quadro apresenta a entalpia de combustão de algumas substâncias. As massas molares dos elementos H, C e O são, respectivamente, iguais a 1 g/mol, 12 g/mol e 16 g/mol.

Substância	Fórmula	Entalpia de combustão (kJ/mol)
Acetileno	C ₂ H ₂	-1298
Etano	C ₂ H ₆	-1558
Etanol	C ₂ H ₅ OH	-1366
Hidrogênio	H ₂	-242
Metanol	CH ₃ OH	-558

Levando-se em conta somente o aspecto energético, a substância mais eficiente para a obtenção de energia, na combustão de 1 kg de combustível, é o

- A etano. C metanol. E hidrogênio.
B etanol. D acetileno.

- 16 UFSJ 2013** O diagrama a seguir apresenta transformações físico-químicas da água:



Com base nesse diagrama, é **CORRETO** afirmar que

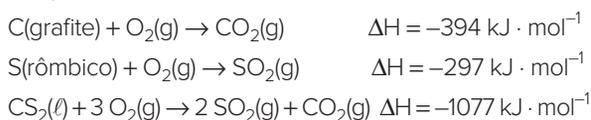
A a entalpia de formação da água líquida é 286 kJ/mol.
B o calor liberado na vaporização da água é 44 kJ/mol.
C a obtenção de 1 mol de água gasosa a partir de O₂ e H₂ libera 242 kJ.
D a decomposição da água líquida é um processo exotérmico.

- 17 Fuvest 2015** O hidrogênio tem sido apontado como possível fonte de energia do futuro. Algumas montadoras de automóveis estão construindo carros experimentais que podem funcionar utilizando gasolina ou hidrogênio líquido como combustível. Considere a tabela a seguir, contendo dados obtidos nas mesmas condições, sobre a energia específica (quantidade de energia liberada pela combustão completa de 1 g de combustível) e o conteúdo de energia por volume (quantidade de energia liberada pela combustão completa de 1 L de combustível), para cada um desses combustíveis:

Combustível	Energia específica (kJ/g)	Conteúdo de energia por volume (10 ³ kJ/L)
Gasolina líquida	47	35
Hidrogênio líquido	142	10

- a) Com base nos dados da tabela, calcule a razão entre as densidades da gasolina líquida e do hidrogênio líquido ($d_{\text{gasolina}(\ell)} / d_{\text{hidrogênio}(\ell)}$). Mostre os cálculos.
- b) Explique por que, embora a energia específica do hidrogênio líquido seja maior do que a da gasolina líquida, o conteúdo de energia por volume do hidrogênio líquido é menor do que o da gasolina líquida.

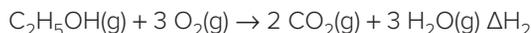
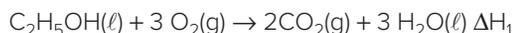
- 18 IFBA 2016** Observe, a seguir, algumas equações termoquímicas:



Com base nas informações anteriores, complete as lacunas, tornando a afirmação a seguir verdadeira. A entalpia de formação do CS₂(ℓ), a partir de seus elementos formadores, tem $\Delta H = \underline{\hspace{2cm}}$, sendo, portanto, uma reação $\underline{\hspace{2cm}}$.

- A** +89 kJ · mol⁻¹, endotérmica.
B +389 kJ · mol⁻¹, endotérmica.
C +1768 kJ · mol⁻¹, endotérmica.
D -1768 kJ · mol⁻¹, exotérmica.
E -2065 kJ · mol⁻¹, exotérmica.

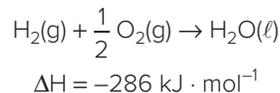
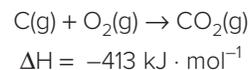
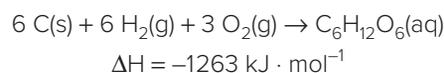
- 19 Fuvest** Pode-se calcular a entalpia molar de vaporização do etanol a partir das entalpias das reações de combustão representadas por:



Para isso, basta que se conheça, também, a entalpia molar de

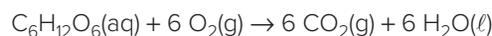
- A** vaporização da água.
B sublimação do dióxido de carbono.
C formação da água líquida.
D formação do etanol líquido.
E formação do dióxido de carbono gasoso.

- 20 UCS** Considere as equações químicas a seguir.



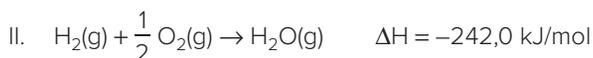
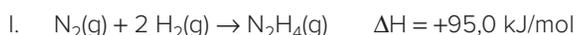
As células usam glicose, um dos principais produtos da fotossíntese, como fonte de energia e como intermediário metabólico. Com base nas equações apresentadas, qual é a energia envolvida (kJ · mol⁻¹) na queima metabólica de 1 mol de glicose?

Considere a equação química dessa queima como:



- A** -3931. **D** +1931.
B -2931. **E** +2931.
C -1931.

- 21 Mackenzie 2011** A hidrazina, cuja fórmula química é N₂H₄, é um composto químico com propriedades similares à amônia, usado entre outras aplicações como combustível para foguetes e propelente para satélites artificiais. Em determinadas condições de temperatura e pressão, são dadas as equações termoquímicas a seguir.



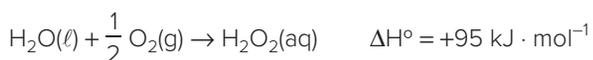
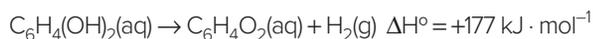
A variação da entalpia e a classificação para o processo de combustão da hidrazina, nas condições de temperatura e pressão das equações termoquímicas fornecidas são, de acordo com a equação $\text{N}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$, respectivamente,

- A - 579 kJ/mol; processo exotérmico.
 B + 389 kJ/mol; processo endotérmico.
 C - 389 kJ/mol; processo exotérmico.
 D - 147 kJ/mol; processo exotérmico.
 E + 147 kJ/mol; processo endotérmico.

22 Fuvest O “besouro bombardeiro” espanta seus predadores, expelindo uma solução quente. Quando ameaçado, em seu organismo ocorre a mistura de soluções aquosas de hidroquinona, peróxido de hidrogênio e enzimas, que promovem uma reação exotérmica, representada por:



O calor envolvido nessa transformação pode ser calculado, considerando-se os processos:

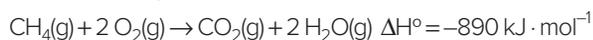


Assim sendo, o calor envolvido na reação que ocorre no organismo do besouro é

- A -558 kJ · mol⁻¹
 B -204 kJ · mol⁻¹
 C +177 kJ · mol⁻¹
 D +558 kJ · mol⁻¹
 E +585 kJ · mol⁻¹

23 UFTM 2011 Células a combustível são dispositivos que geram energia elétrica a partir da reação dos gases hidrogênio e oxigênio do ar. O gás hidrogênio, empregado para esta finalidade, pode ser obtido a partir da reforma catalítica do gás metano, que é a reação catalisada do metano com vapor-d’água, gerando, ainda, monóxido de carbono como subproduto.

Dadas as reações de combustão,



e considerando que seus valores de entalpia não se alteram na temperatura de reação da reforma, pode-se afirmar que a energia envolvida na reforma de um mol de gás metano, em kJ, é igual a

- A +117.
 B +365.
 C +471.
 D -117.
 E -365.

24 Unicamp 2015 Um artigo científico recente relata um processo de produção de gás hidrogênio e dióxido de carbono a partir de metanol e água. Uma vantagem dessa descoberta é que o hidrogênio poderia assim ser gerado em um carro e ali consumido na queima com oxigênio. Dois possíveis processos de uso do metanol como combustível num carro – combustão direta ou geração e queima do hidrogênio – podem ser equacionados conforme o esquema a seguir:

$\text{CH}_3\text{OH}(\text{g}) + \frac{3}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$	combustão direta
$\text{CH}_3\text{OH}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g})$ $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$	geração e queima de hidrogênio

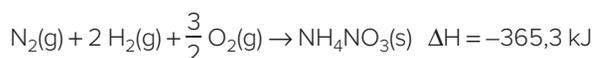
De acordo com essas equações, o processo de geração e queima de hidrogênio apresentaria uma variação de energia

- A diferente do que ocorre na combustão direta do metanol, já que as equações globais desses dois processos são diferentes.
 B igual à da combustão direta do metanol, apesar de as equações químicas globais desses dois processos serem diferentes.
 C diferente do que ocorre na combustão direta do metanol, mesmo considerando que as equações químicas globais desses dois processos sejam iguais.
 D igual à da combustão direta do metanol, já que as equações químicas globais desses dois processos são iguais.

25 Uespi O N_2O é conhecido como gás hilariante, pois age sobre o sistema nervoso central, provocando riso de forma histérica. Esse gás pode ser produzido pela decomposição térmica do nitrato de amônio, de acordo com a equação:

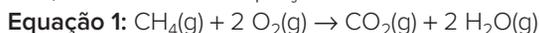


Utilizando os dados termoquímicos a seguir, calcule a quantidade de calor liberada nesse processo de obtenção do gás hilariante.

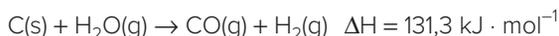


- A 205,1 kJ
 B 36,7 kJ
 C 146,3 kJ
 D 95,4 kJ
 E 46,7 kJ

26 UDESC O gás metano pode ser utilizado como combustível, como mostra a equação 1:



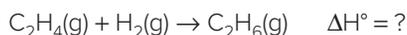
Utilizando as equações termoquímicas a seguir, que julgar necessário, e os conceitos da Lei de Hess, obtenha o valor de entalpia da equação 1.



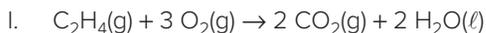
O valor da entalpia da equação 1, em kJ, é

- A -704,6 C -802,3 E -110,5
B -725,4 D -524,8

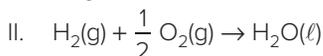
27 UEPG 2014 Deseja-se determinar o valor de ΔH° da reação de hidrogenação do eteno, representada a seguir:



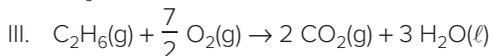
Para tanto, dispõem-se das seguintes entalpias-padrão de combustão:



$$\Delta H_c^\circ = -1411,2 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H_c^\circ = -285,8 \text{ kJ/mol}$$



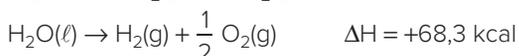
$$\Delta H_c^\circ = -1560,7 \text{ kJ/mol}$$

Assim, utilizando a Lei de Hess para calcular o valor de ΔH° desejado, assinale o que for correto.

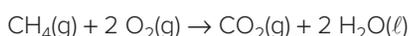
- 01 Deve-se multiplicar a reação I por 2.
02 Deve-se inverter a reação III.
04 O valor do ΔH° desejado é -136,3 kJ.
08 A reação de hidrogenação do eteno é endotérmica.

Soma:

28 UEL 2015 Um dos maiores problemas do homem, desde os tempos pré-históricos, é encontrar uma maneira de obter energia para aquecê-lo nos rigores do inverno, acionar e desenvolver seus artefatos, transportá-lo de um canto a outro e para a manutenção de sua vida e lazer. A reação de combustão é uma maneira simples de se obter energia na forma de calor. Sobre a obtenção de calor, considere as equações a seguir.



Assinale a alternativa que apresenta, corretamente, o valor do calor de combustão (ΔH) do metano (CH_4) na equação a seguir.



- A -212,8 kcal C -43,7 kcal E +212,8 kcal
B -144,5 kcal D +144,5 kcal

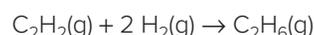
29 UPF 2015 (Adapt.) A termoquímica estuda a energia que é liberada ou absorvida, sob a forma de calor, em pressão constante, em processos como mudanças de fases e reações químicas. Sobre a termoquímica, analise as afirmações a seguir e marque **V** para **verdadeiro** e **F** para **falso**.

- Uma reação de combustão é uma reação exotérmica, na qual a variação de entalpia tem sinal negativo.
 Quando uma reação endotérmica ocorre, o sistema formado pelos participantes dessa reação absorve calor das vizinhanças.
 Derramando-se gotas de propanona ($\text{H}_3\text{CCOCH}_3(\ell)$) na pele, é provocada uma sensação de frio, justificada em razão de a evaporação ser um processo exotérmico.
 A dissolução do H_2SO_4 concentrado em água é um processo exotérmico, que pode ser confirmado pela diminuição da temperatura.
 O processo de fusão do gelo absorve calor da vizinhança, assim, a variação de entalpia tem sinal negativo.

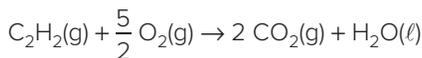
A sequência **correta** de preenchimento, de cima para baixo, é:

- A V - F - V - F - V.
B V - V - V - F - F.
C F - V - V - F - F.
D V - V - F - F - F.
E F - V - F - V - V.

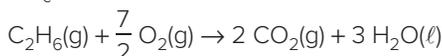
30 Mackenzie A hidrogenação do acetileno é efetuada pela reação desse gás com o gás hidrogênio, originando, nesse processo, o etano gasoso, como mostra a equação química a seguir.



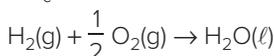
É possível determinar a variação da entalpia para esse processo, a partir de dados de outras equações termoquímicas, por meio da aplicação da Lei de Hess.



$$\Delta H_c^\circ = -1301 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H_c^\circ = -1561 \text{ kJ/mol}$$

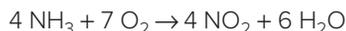


$$\Delta H_c^\circ = -286 \text{ kJ/mol}$$

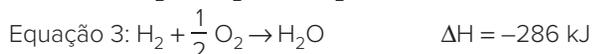
Assim, usando as equações termoquímicas de combustão no estado-padrão, é correto afirmar que a variação da entalpia para a hidrogenação de 1 mol de acetileno, nessas condições, é de

- A -256 kJ/mol.
B -312 kJ/mol.
C -614 kJ/mol.
D -814 kJ/mol.
E -3148 kJ/mol.

- 31 IFSul** Um dos fertilizantes mais usados é o feito a base de nitratos. Esses nitratos são provenientes do ácido nítrico. Uma das etapas de obtenção desse ácido se dá pela reação de oxidação da amônia na presença de catalisador e a uma temperatura de 950 °C. Essa reação pode ser representada pela equação global:

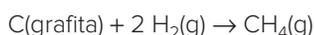


Considerando as reações demonstradas pelas equações a seguir qual o valor da variação de entalpia da equação global?



- A -1396 kJ C -1488 kJ
B -1764 kJ D -310 kJ

- 32 ITA** Sabe-se que a 25 °C as entalpias de combustão (em kJ mol⁻¹) de grafita, gás hidrogênio e gás metano são, respectivamente: -393,5; -285,9 e -890,5. Assinale a alternativa que apresenta o valor CORRETO da entalpia da seguinte reação:

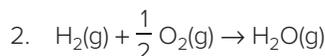
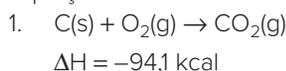


- A -211,1 kJ mol⁻¹
B -74,8 kJ mol⁻¹
C 74,8 kJ mol⁻¹
D 136,3 kJ mol⁻¹
E 211,1 kJ mol⁻¹

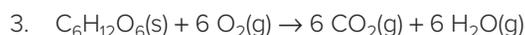
- 33 Unesp 2016** Em 1840, o cientista Germain Henri Hess (1802-1850) enunciou que a variação de entalpia (ΔH) em uma reação química é independente do caminho entre os estados inicial e final da reação, sendo igual à soma das variações de entalpias em que essa reação pode ser desmembrada.

Durante um experimento envolvendo a Lei de Hess, através do calor liberado pela reação de neutralização de uma solução aquosa de ácido cianídrico (HCN) e uma solução aquosa de hidróxido de sódio (NaOH), foi obtido o valor de 2,9 kcal · mol⁻¹ para a entalpia nesta reação. Sabendo que a entalpia liberada pela neutralização de um ácido forte e uma base forte é de 13,3 kcal · mol⁻¹, que o ácido cianídrico é um ácido muito fraco e que o hidróxido de sódio é uma base muito forte, calcule a entalpia de ionização do ácido cianídrico em água e apresente as equações químicas de todas as etapas utilizadas para esse cálculo.

- 34 Uece 2015** A glicose é produzida no intestino pela degradação dos carboidratos, e transportada pelo sangue até as células onde reage com o oxigênio produzindo dióxido de carbono e água. Para entender a formação da glicose, são fornecidas as seguintes equações:



$$\Delta H = -68,3 \text{ kcal}$$

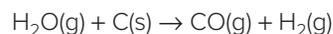


$$\Delta H = -673,0 \text{ kcal}$$

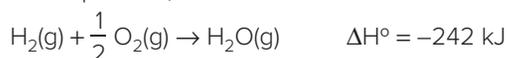
Considerando as reações que conduzem à formação da glicose e apenas as informações apresentadas, pode-se afirmar corretamente que o processo é

- A espontâneo. C endoenergético.
B não espontâneo. D exoenergético.

- 35 Uerj 2013** A equação química seguinte representa a reação da produção industrial de gás hidrogênio.



Na determinação da variação de entalpia dessa reação química, são consideradas as seguintes equações termoquímicas, a 25 °C e 1 atm:

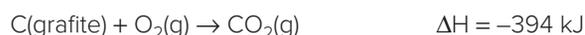
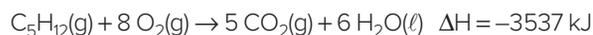


Calcule a energia, em quilojoules, necessária para a produção de 1 kg de gás hidrogênio e nomeie o agente redutor desse processo industrial.

- 36 Unesp 2011** O pentano, C₅H₁₂, é um dos constituintes do combustível utilizado em motores de combustão interna. Sua síntese, a partir do carbono grafite, é dada pela equação:

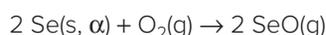


Determine a entalpia (ΔH) da reação de síntese do pentano a partir das seguintes informações:



- 37 UFRGS** O selênio é um elemento que exibe alotropia, isto é, pode ser encontrado em mais de uma forma sólida diferente. A forma mais estável é o selênio cinza, mas esse elemento também pode ser encontrado como selênio α e como selênio vítreo.

Sabendo que a entalpia de formação do selênio α é de 6,7 kJ · mol⁻¹, e que a entalpia de formação do óxido de selênio gasoso é de 53,4 kJ · mol⁻¹, a entalpia da reação



será:

- A -120,2 kJ mol⁻¹.
B -60,1 kJ mol⁻¹.
C 46,7 kJ mol⁻¹.
D 93,4 kJ mol⁻¹.
E 106,8 kJ mol⁻¹.

44 Unifimes 2016 O cloreto de amônio (NH_4Cl) é um sólido cristalino, preparado comercialmente pela reação de amônia (NH_3) com ácido clorídrico (HCl), no estado gasoso. Ele é o componente ativo de alguns expectorantes e antitussígenos.

a) Considere os seguintes valores de entalpia padrão de formação:

$$\Delta H_f^\circ(\text{NH}_3(\text{g})) = -46,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{HCl}(\text{g})) = -92,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{NH}_4\text{Cl}(\text{g})) = -314,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Escreva a equação da reação de síntese do NH_4Cl e calcule a variação de entalpia dessa reação.

b) Em temperatura ambiente, ao se preparar uma solução de NH_4Cl em água, percebe-se um resfriamento dessa solução. Interprete esse fenômeno com base em seus conhecimentos sobre forças intermoleculares e dissolução de compostos iônicos.

45 UFT A manutenção da vida dos animais depende da energia que é obtida do consumo de alimentos como carboidratos, gorduras e proteínas. No entanto, carboidratos são as principais fontes de energia dos animais, estes sofrem combustão durante a respiração celular. Deve-se observar que cada mol de glicose em processo de combustão libera 720 kcal, conforme a equação:



Determine a variação de entalpia de formação (ΔH_f) do monômero glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), a partir dos valores de ΔH_f do CO_2 e da H_2O que são produtos da combustão deste açúcar.



- A $\Delta H_f = -165 \text{ kcal/mol}$ D $\Delta H_f = -720 \text{ kcal/mol}$
 B $\Delta H_f = -25 \text{ kcal/mol}$ E $\Delta H_f = -270 \text{ kcal/mol}$
 C $\Delta H_f = -660 \text{ kcal/mol}$

46 EsPCEX 2017 Uma das aplicações da trinitroglicerina, cuja fórmula é $\text{C}_3\text{H}_3\text{N}_3\text{O}_9$, é a confecção de explosivos. Sua decomposição enérgica gera como produtos os gases nitrogênio, dióxido de carbono e oxigênio, além de água, conforme mostra a equação da reação a seguir:



Além de explosivo, a trinitroglicerina também é utilizada como princípio ativo de medicamentos no tratamento de angina, uma doença que acomete o coração. Medicamentos usados no tratamento da angina usam uma dose padrão de 0,6 mg de trinitroglicerina na formulação. Considerando os dados termoquímicos da reação a 25 °C e 1 atm e supondo que essa massa de trinitroglicerina sofra uma reação de decomposição completa, a energia liberada seria aproximadamente de

Dados:

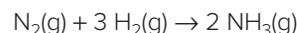
massas atômicas: C = 12 u; H = 1 u; N = 14 u; O = 16 u; H = 1;

$$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -286 \text{ kJ/mol}; \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -394 \text{ kJ/mol};$$

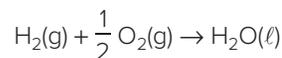
$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_3\text{H}_3\text{N}_3\text{O}_9) = -353,6 \text{ kJ/mol}$$

- A 4,1 J.
 B 789,2 J.
 C 1432,3 J
 D 5,3 kJ
 E 362,7 kJ

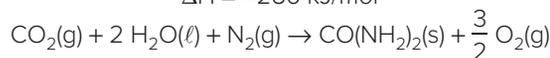
47 UEM Dadas as reações a seguir, a 25 °C e 1 atm de pressão, assinale o que for correto.



$$\Delta H = -90 \text{ kJ/mol}$$



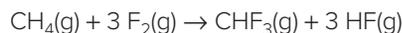
$$\Delta H = -286 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H = +631 \text{ kJ/mol}$$

- 01 A reação que indica a produção de ureia a partir de dióxido de carbono, água e dinitrogênio é uma reação exotérmica.
 02 A reação de produção de ureia e água a partir de 2 $\text{NH}_3(\text{g})$ e $\text{CO}_2(\text{g})$ possui variação de entalpia igual a -137 kJ/mol.
 04 A variação de entalpia na formação da água a partir de $\text{H}_2(\text{g})$ e $\frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g})$ é negativa, pois há liberação de energia.
 08 A entalpia padrão de formação da amônia é igual a -45 kJ/mol.
 16 As entalpias de $\text{H}_2(\text{g})$ e de $\text{O}_2(\text{g})$ são iguais a zero.
 Soma:

48 FGV 2012 O Teflon é um polímero sintético amplamente empregado. Ele é formado a partir de um monômero que se obtém por pirólise do trifluormetano. O trifluormetano, CHF_3 , é produzido pela fluoração do gás metano, de acordo com a reação



Dados:

	$\Delta H_f^\circ(\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$
$\text{CHF}_3(\text{g})$	-1437
$\text{CH}_4(\text{g})$	-75
$\text{HF}(\text{g})$	-271

A entalpia-padrão da reação de fluoração do gás metano, em $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ é igual a

- A -1633.
 B -2175.
 C -2325.
 D +1633.
 E +2175.

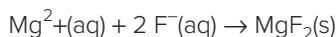
- 49 ITA 2016 Considere as entalpias padrão de formação dos seguintes compostos:

	CH ₄ (g)	O ₂ (g)	CO ₂ (g)	H ₂ O(g)
$\Delta H_f^\circ / \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	-74,81	Zero	-393,51	-285,83

Sabendo que a capacidade calorífica da água, à pressão constante, vale $75,9 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$ e que sua entalpia de vaporização é igual a $40,66 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, assinale a alternativa que melhor corresponda ao número de mols de metano necessários para vaporizar 1 L de água pura, cuja temperatura inicial é 25°C ao nível do mar.
 A 1,0 B 2,0 C 2,9 D 3,8 E 4,7

- 50 UFPR O fluoreto de magnésio é um composto inorgânico que é transparente numa larga faixa de comprimento de onda, desde 120 nm (região do ultravioleta) até 8 mm (infravermelho próximo), sendo por isso empregado na fabricação de janelas óticas, lentes e prismas.
 Dados:

	$\Delta_{\text{form}} H^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$
Mg ²⁺ (aq)	-467
F ⁻ (aq)	-335
MgF ₂ (s)	-1124



- a) Escreva as equações químicas associadas às entalpias de formação fornecidas na tabela e mostre como calcular a entalpia da reação de formação do fluoreto de magnésio a partir de seus íons hidratados, utilizando a Lei de Hess.
 b) Calcule a entalpia para a reação de formação do fluoreto de magnésio a partir de seus íons hidratados (equação fornecida nos dados acima), com base nos dados de entalpia de formação padrão fornecidos.

- 51 Unicamp 2014 Explosão e incêndio se combinaram no terminal marítimo de São Francisco do Sul, em Santa Catarina, espalhando muita fumaça pela cidade e pela região. O incidente ocorreu com uma carga de fertilizante em que se estima tenham sido decompostas 10 mil toneladas de nitrato de amônio. A fumaça branca que foi eliminada durante 4 dias era de composição complexa, mas apresentava principalmente os produtos da decomposição térmica do nitrato de amônio: monóxido de dinitrogênio e água. Em abril de 2013, um acidente semelhante ocorreu em West, Estados Unidos da América, envolvendo a mesma substância. Infelizmente, naquele caso, houve uma explosão, ocasionando a morte de muitas pessoas.
 a) Com base nessas informações, escreva a equação química da decomposição térmica que ocorreu com o nitrato de amônio.

- b) Dado que os valores das energias padrão de formação em $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ das substâncias envolvidas são nitrato de amônio (-366), monóxido de dinitrogênio (82) e água (-242), o processo de decomposição ocorrido no incidente é endotérmico ou exotérmico? Justifique sua resposta considerando a decomposição em condições padrão.

- 52 UFSM 2014 O álcool etílico é considerado um desinfetante e antisséptico, com finalidade de higienização das mãos, para prevenir a gripe H₁N₁. Esse álcool pode ser obtido pela fermentação de açúcares, como a glicose:
 $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) \rightarrow 2 \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\ell) + 2 \text{CO}_2(\text{g}) \quad \Delta H = -68 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

Entalpia-padrão de formação de um mol da substância na temperatura de 25°C e 1 atm.	
Substância	$\Delta H_f^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$
C ₆ H ₁₂ O ₆ (s)	-1275
CO ₂ (g)	-394

A entalpia-padrão de formação de um mol de álcool etílico, em $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, é, aproximadamente,
 A -950. C -278. E -34.
 B -556. D -68.

- 53 IME 2012 Em função do calor de formação do dióxido de carbono ($\Delta H_f^\circ \text{CO}_2$), do calor de formação do vapor-d'água ($\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{g})$) e do calor da combustão completa de uma mistura de metano e oxigênio, em proporção estequiométrica (ΔH_r), deduza a expressão do calor de formação do metano ($\Delta H_f^\circ \text{CH}_4$).

- 54 UEPG A seguir, são apresentadas as equações (I) de combustão do etanol; (II) de combustão do etileno; e (III) de obtenção do etanol a partir do etileno sob condições adequadas.
 I. $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\ell) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\ell)$
 $\Delta H = -1368 \text{ kJ/mol}$
 II. $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$
 $\Delta H = -1410 \text{ kJ/mol}$
 III. $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\ell)$

Com relação a essas reações, assinale o que for correto.
 01 As reações (I) e (II) são exotérmicas.
 02 Nas reações (I) e (II), o valor da entalpia dos produtos é menor que a dos reagentes.
 04 Segundo a Lei de Hess, utilizando-se as equações (I) e (II) é possível calcular a entalpia da reação do etanol a partir do etileno, de acordo com a equação (III).
 08 O ΔH da reação (III) é de -42 kJ/mol .
 16 Sabendo-se que a entalpia de formação da H₂O é de -286 kJ/mol e que a do C₂H₄ é 52 kJ/mol , a entalpia de formação do C₂H₅OH é de -276 kJ/mol .

Soma:

- 55 Ufes** A equação a seguir representa um grande problema causado pela poluição atmosférica: a desintegração lenta e gradual que ocorre nas estátuas e monumentos de mármore (CaCO_3), exercida pelo ácido sulfúrico formado pela interação entre SO_2 , o oxigênio do ar e a umidade.



Calor de Formação (kJ/mol, 25 °C e 1 atm)	CaCO_3	H_2SO_4	CaSO_4	H_2O	CO_2	CaO
	-1207	813,8	1434,5	286	393,5	635,5

De acordo com os dados apresentados,

- determine a variação de entalpia da reação entre o ácido e o calcário (CaCO_3);
- escreva a equação da reação de decomposição do carbonato de cálcio (CaCO_3);
- determine a entalpia de decomposição do carbonato de cálcio (CaCO_3);
- calcule a quantidade máxima de gesso (CaSO_4) que pode ser formada pela reação de 44,8 litros de $\text{SO}_2(\text{g})$ lançado na atmosfera, nas CNTP.

- 56 Udesc 2016** A Termoquímica estuda a energia e o calor associados a reações químicas e/ou transformações físicas de substâncias ou misturas. Com relação a conceitos, usados nessa área da química, assinale a alternativa **incorreta**.

- A quebra de ligação química é um processo endotérmico. Já a formação de ligações são processos exotérmicos. Dessa forma, a variação de entalpia para uma reação química vai depender do balanço energético entre quebra e formação de novas ligações.
- A variação de energia que acompanha qualquer transformação deve ser igual e oposta à energia que acompanha o processo inverso.
- A entalpia H de um processo pode ser definida como o calor envolvido no mesmo, medido à pressão constante. A variação de entalpia do processo permite classificá-lo como endotérmico, quando absorve energia na forma de calor, ou exotérmico quando libera energia.
- O fenômeno de ebulição e o de fusão de uma substância são exemplos de processos físicos endotérmicos.
- A lei de Hess afirma que a variação de energia deve ser diferente, dependendo se um processo ocorrer em uma ou em várias etapas.

Texto para a questão **57**.

Apesar de todos os esforços para se encontrar fontes alternativas de energia, estima-se que em 2030 os combustíveis fósseis representarão cerca de 80% de toda a energia utilizada. Alguns combustíveis fósseis são: carvão, metano e petróleo, do qual a gasolina é um derivado.

- 57 Unicamp** No funcionamento de um motor, a energia envolvida na combustão do n-octano promove a expansão dos gases e também o aquecimento do motor. Assim, conclui-se que a soma das energias envolvidas na formação de todas as ligações químicas é

- maior que a soma das energias envolvidas no rompimento de todas as ligações químicas, o que faz o processo ser endotérmico.
- menor que a soma das energias envolvidas no rompimento de todas as ligações químicas, o que faz o processo ser exotérmico.
- maior que a soma das energias envolvidas no rompimento de todas as ligações químicas, o que faz o processo ser exotérmico.
- menor que a soma das energias envolvidas no rompimento de todas as ligações químicas, o que faz o processo ser endotérmico.

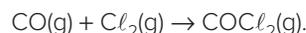
- 58 UFRGS 2016** Com base no seguinte quadro de entalpias de ligação, assinale a alternativa que apresenta o valor da entalpia de formação da água gasosa.

Ligação	Entalpia ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)
H – O	464
H – H	436
O = O	498
O – O	134

- $-243 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $-134 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $+243 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $+258 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $+1532 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

Texto para a questão **59**.

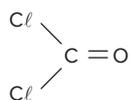
O fosgênio é um gás extremamente venenoso, tendo sido usado em combates durante a Primeira Guerra Mundial como agente químico de guerra. É assim chamado porque foi primeiro preparado pela ação da luz do sol em uma mistura dos gases monóxido de carbono (CO) e cloro (Cl_2), conforme a equação balanceada da reação descrita a seguir:



- 59 EspCEX 2015** Considerando os dados termoquímicos empíricos de energia de ligação das espécies, a entalpia da reação de síntese do fosgênio é Dados:

Energia de Ligação	
$\text{C} = \text{O}$	745 kJ/mol
$\text{C} \equiv \text{O}$	1080 kJ/mol
$\text{C} - \text{Cl}$	328 kJ/mol
$\text{Cl} - \text{Cl}$	243 kJ/mol

Fórmula estrutural do fosfogênio:



- A +522 kJ C -300 kJ E -141 kJ
B -78 kJ D +100 kJ

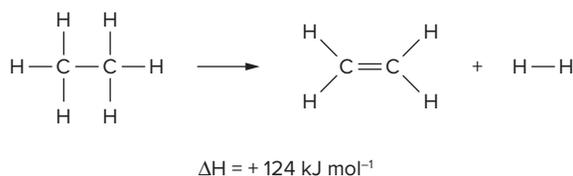
60 UFG A tabela a seguir apresenta os valores de energia de ligação para determinadas ligações químicas.

Ligação	Energia (kcal/mol)
C – C	83
C – H	100
C – O	85
O – H	110

Para as moléculas de etanol e butanol, os valores totais da energia de ligação (em kcal/mol) destas moléculas são, respectivamente, iguais a:

- A 861 e 1454. D 778 e 1344.
B 668 e 1344. E 778 e 1134.
C 668 e 1134.

61 UFSM 2014 Uma alimentação saudável, com muitas frutas, traz incontáveis benefícios à saúde e ao bem-estar. Contudo, a ingestão de fruta verde deixa um sabor adstringente na boca. Por isso, o gás eteno é utilizado para acelerar o amadurecimento das frutas, como a banana. Industrialmente, o eteno é obtido pela desidrogenação do etano, em altas temperaturas (500 °C) e na presença de um catalisador (óxido de vanádio), conforme mostrado na reação a seguir.



Energia de ligação (kJ · mol ⁻¹)	
Ligação	Energia
C – H	412
C – C	348
C = C	612

O valor absoluto da energia de ligação H – H em kJ · mol⁻¹ é, aproximadamente,

- A 124. C 684. E 1368.
B 436. D 872.

62 UFRGS 2015 A reação de cloração do metano, em presença de luz, é mostrada a seguir.



Considere os dados de energia das ligações a seguir.

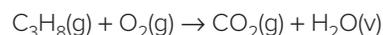
$$\begin{array}{l} \text{C} - \text{H} = 105 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1} \\ \text{Cl} - \text{Cl} = 58 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1} \\ \text{H} - \text{Cl} = 103 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1} \end{array}$$

A energia da ligação C – Cl no composto CH₃Cl é

A 33 kcal · mol⁻¹ D 80 kcal · mol⁻¹
B 56 kcal · mol⁻¹ E 85 kcal · mol⁻¹
C 60 kcal · mol⁻¹

63 Mackenzie O gás propano é um dos integrantes do GLP (gás liquefeito de petróleo) e, desta forma, é um gás altamente inflamável.

A seguir está representada a equação química não balanceada de combustão completa do gás propano.



Na tabela, são fornecidos os valores das energias de ligação, todos nas mesmas condições de pressão e temperatura da combustão.

Ligação	Energia de Ligação (kJ · mol ⁻¹)
C – H	413
O = O	498
C = O	744
C – C	348
O – H	462

Assim, a variação de entalpia da reação de combustão de um mol de gás propano será igual a

- A -1670 kJ. D -4160 kJ.
B -6490 kJ. E +4160 kJ.
C +1670 kJ.

64 UFRGS Observe a seguinte tabela.

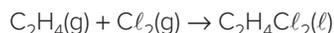
Ligação	ΔH (kJ · mol ⁻¹)
C – H	412
C – C	348
C = C	612
H – H	436

De acordo com as entalpias de ligação relacionadas na tabela, qual será a variação de entalpia de reação de hidrogenação do *trans*-2-buteno?

- A -124 kJ · mol⁻¹. D +80 kJ · mol⁻¹.
B -80 kJ · mol⁻¹. E +124 kJ · mol⁻¹.
C +44 kJ · mol⁻¹.

65 UCS 2016 O 1,2-dicloroetano ocupa posição de destaque na indústria química americana. Trata-se de um líquido oleoso e incolor, de odor forte, inflamável e altamente tóxico. É empregado na produção do cloreto de vinila que, por sua vez, é utilizado na produção do PVC, matéria-prima para a fabricação de dutos e tubos rígidos para água e esgoto.

A equação química que descreve, simplificada, o processo de obtenção industrial do 1,2-dicloroetano a partir da reação de adição de gás cloro ao eteno, encontra-se representada a seguir.



Disponível em: <http://laboratorios.cetesb.sp.gov.br/wp-content/uploads/sites/47/2013/11/dicloroetano.pdf>. Acesso em: 3 set. 15. (Adaptado.)

Dados:

Ligação	Energia de ligação (kJ/mol)
C — H	413,4
C — Cl	327,2
C — C	346,8
C = C	614,2
Cl — Cl	242,6

A variação de entalpia da reação anterior é igual a

- A -144,4 kJ/mol D +428,2 kJ/mol
 B -230,6 kJ/mol E +445,0 kJ/mol
 C -363,8 kJ/mol

66 EsPCEx 2016 Quantidades enormes de energia podem ser armazenadas em ligações químicas e a quantidade empírica estimada de energia produzida numa reação pode ser calculada a partir das energias de ligação das espécies envolvidas. Talvez a ilustração mais próxima deste conceito no cotidiano seja a utilização de combustíveis em veículos automotivos. No Brasil alguns veículos utilizam como combustível o Álcool Etílico Hidratado Combustível, conhecido pela sigla AEHC (atualmente denominado comercialmente apenas por *ETANOL*).

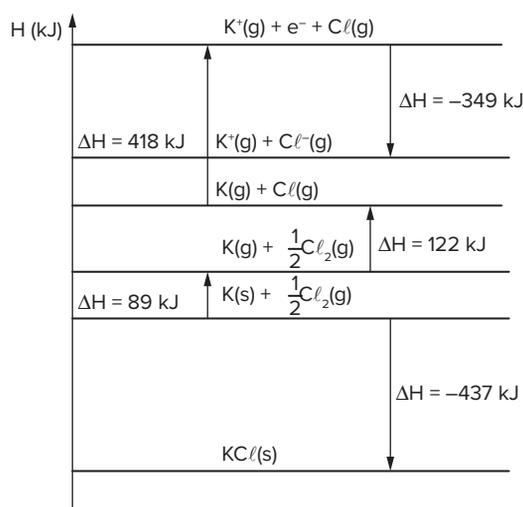
Considerando um veículo movido a AEHC com um tanque de capacidade de 40 L completamente cheio, além dos dados de energia de ligação química fornecidos e admitindo-se rendimento energético da reação de 100% densidade do AEHC de 0,80 g/cm³ e que o AEHC é composto, em massa, por 96% da substância etanol e 4% de água, a quantidade aproximada de calor liberada pela combustão completa do combustível deste veículo será de

Dados: massas atômicas: C = 12 u; O = 16 u; H = 1 u

Energia de ligação (kJ · mol ⁻¹)			
Tipo de ligação	Energia (kJ · mol ⁻¹)	Tipo de ligação	Energia (kJ · mol ⁻¹)
C — C	348	H — O	463
C — H	413	O = O	495
C = O	799	C — O	358

- A 2,11 · 10⁵ kJ
 B 3,45 · 10³ kJ
 C 8,38 · 10⁵ kJ
 D 4,11 · 10⁴ kJ
 E 0,99 · 10⁴ kJ

67 PUC-SP O estudo da energia reticular de um retículo cristalino iônico envolve a análise do ciclo de Born-Haber. O diagrama de entalpia a seguir exemplifica o ciclo de Born-Haber do cloreto de potássio (KCl).



A partir da análise do diagrama é **INCORRETO** afirmar que

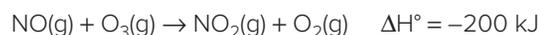
- A A entalpia de sublimação do potássio é de 89 kJ/mol.
 B A entalpia de ligação Cl—Cl é de 244 kJ/mol.
 C A entalpia de formação do KCl(s) é de -717 kJ/mol.
 D O potencial de ionização do K(g) é de 418 kJ/mol.
 E A reação entre o metal potássio e o gás cloro é exotérmica.

68 PUC-SP 2016

Dados:

Entalpia de formação padrão do O₃: 143 kJ · mol⁻¹

Entalpia de ligação O = O: 498 kJ · mol⁻¹



Diversas reações ocorrem na atmosfera devido à ação da luz solar e à presença de poluentes. Uma das reações relevantes é a decomposição do dióxido de nitrogênio em óxido nítrico e oxigênio atômico.



A partir dos dados é possível concluir que essa reação é

- A endotérmica, absorvendo 306 kJ a cada mol de NO₂ decomposto.
 B endotérmica, absorvendo 441 kJ a cada mol de NO₂ decomposto.
 C exotérmica, absorvendo 306 kJ a cada mol de NO₂ decomposto.
 D exotérmica, liberando 441 kJ a cada mol de NO₂ decomposto.

69 ITA Considere a energia liberada em

- I. combustão completa (estequiométrica) do octano e em
 II. célula de combustível de hidrogênio e oxigênio.

Assinale a opção que apresenta a razão correta entre a quantidade de energia liberada por átomo de hidrogênio na combustão do octano e na célula de combustível.

Dados: Energias de ligação, em $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$:

C — C 347 H — H 436

C — H 413 H — O 464

C = O 803 O = O 498

A 0,280

B 1,18

C 2,35

D 10,5

E 21,0

70 UFTM Considere os dados da tabela nas condições padrão, em kJ/mol de produto.

	valor de entalpia
combustão do hidrogênio molecular gasoso produzindo água líquida	-286
atomização do hidrogênio molecular gasoso	+218
atomização do oxigênio molecular diatômico	+248

A partir desses dados, calcule, em kJ/mol ,

- o ΔH de formação de água líquida a partir de átomos H e O isolados.
- a energia de ligação $\text{O} = \text{O}$.

71 Uece 2017 O conceito de entropia está intimamente associado à definição de espontaneidade de uma reação química, através da segunda lei da termodinâmica, embora não seja suficiente para caracterizá-la. Considerando os sistemas apresentados a seguir, assinale aquele em que há aumento de entropia.

- Liquefação da água.
- Síntese da amônia.
- Reação do hidrogênio gasoso com oxigênio gasoso para formar água líquida.
- Dissolução do nitrato de potássio em água.

72 ITA 2018 Um recipiente de paredes adiabáticas e de volume constante contém duas amostras de água pura separadas por uma parede também adiabática e de volume desprezível. Uma das amostras consiste em 54 g de água a 25°C e, a outra, em 126 g a 75°C . Considere que a parede que separa as amostras é retirada e que as amostras de água se misturam até atingir o equilíbrio. Sobre esse processo são feitas as seguintes afirmações:

- A temperatura da mistura no equilíbrio é de 323 K .
- A variação de entalpia no processo é nula.
- A variação de energia interna no processo é nula.
- A variação de entropia no processo é nula.

Assinale a opção que apresenta a(s) afirmação(ões) CORRETA(S) sobre a mistura das amostras de água.

- Apenas I
- Apenas I e II
- Apenas II e III
- Apenas III e IV
- Apenas IV

73 IME 2018 Considere as seguintes afirmativas:

- Uma reação química a temperatura e pressão constantes será espontânea se a variação da energia livre de Gibbs (ΔG) for menor que zero.
- Em um sistema reacional onde a única forma de trabalho observável é o trabalho de expansão, a variação da entalpia (ΔH) é igual à quantidade de calor liberada ou absorvida pela reação, a pressão constante.
- Para uma substância simples que admite mais de uma forma alotrópica, não há variação de entalpia na conversão de uma forma em outra.

São corretas:

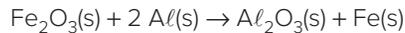
- Somente I.
- Somente II.
- Somente III.
- I e II.
- I e III.

74 ITA 2016 A toda reação química corresponde uma variação de energia interna, ΔU , e uma variação de entalpia, ΔH . Explique em que condições ΔU tem valor igual ao de ΔH .

75 ITA 2017 Em relação às funções termodinâmicas de estado de um sistema, assinale a proposição ERRADA.

- A A variação de energia interna é nula na expansão de n mols de um gás ideal a temperatura constante.
- B A variação de energia interna é maior do que zero em um processo endotérmico a volume constante.
- C A variação de entalpia é nula em um processo de várias etapas em que os estados inicial e final são os mesmos.
- D A variação de entropia é maior do que zero em um processo endotérmico a pressão constante.
- E A variação de entropia é nula quando n mols de um gás ideal sofrem expansão livre contra pressão externa nula.

76 UFPR 2015 A reação de termita, esquematizada, é uma importante reação fortemente exotérmica, explorada nas mais diversas aplicações, desde experimentos didáticos à utilização como solda em grandes peças metálicas.



- a) Ao misturar os reagentes dessa reação, qual a massa necessária de alumínio para reagir 16 g de Fe_2O_3 ?
- b) Calcule a variação de energia livre da reação de termita a 1600°C .

Dados: $M (\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})$: Al = 27; Fe = 56; O = 16.

Reação	$\Delta G_T = 1600^\circ\text{C}$ ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)
$\frac{4}{3}\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \frac{2}{3}\text{Al}_2\text{O}_3$	-800
$2 \text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{FeO}$	-325
$6 \text{FeO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_3\text{O}_4$	-168
$4 \text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{O}_2 \rightarrow 6 \text{Fe}_2\text{O}_3$	-90

77 IME 2015 Uma certa reação química a pressão e temperatura constantes apresenta uma pequena variação da Energia Livre (ΔG), de valor próximo de zero, uma variação positiva da entropia (ΔS) e uma variação negativa da entalpia (ΔH). Considerando-se apenas estes dados, pode-se afirmar que a reação

- A é espontânea, a temperatura é aproximadamente igual a $\Delta G/\Delta H$ e ela nunca atinge o equilíbrio.
- B não é espontânea, a temperatura é aproximadamente igual a $\Delta H/\Delta S$ e não há variação na composição do meio reacional.
- C não é espontânea, a temperatura é aproximadamente igual a $\Delta G/\Delta H$ e há uma pequena variação na composição do meio reacional.
- D é espontânea, a temperatura é aproximadamente igual a $\Delta H/\Delta S$ e há variação na composição do meio reacional.
- E é espontânea, a temperatura é aproximadamente igual a $\Delta G/\Delta H$ e o equilíbrio é atingido.

78 IME 2016 Um sistema A transfere, naturalmente, uma determinada quantidade de energia, na forma de calor, para um sistema B, que envolve totalmente A. Assinale a única alternativa correta.

- A A entropia do Universo decrescerá.
- B A entropia do sistema A crescerá.
- C O aumento da entropia do sistema B será maior do que o decréscimo da entropia do sistema A.
- D O aumento da entropia do sistema B será menor do que o decréscimo da entropia do sistema A.
- E O aumento da entropia do sistema B será necessariamente igual ao decréscimo da entropia do sistema A.

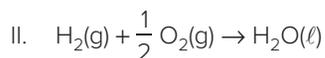
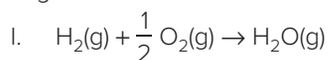
79 IME Considere as supostas variações de entropia (ΔS) nos processos a seguir:

- I. Cristalização do sal comum ($\Delta S > 0$)
- II. Sublimação da naftalina ($\Delta S > 0$)
- III. Mistura de água e álcool ($\Delta S < 0$)
- IV. ferro(s) $\xrightarrow{\text{fusão}}$ ferro(l) ($\Delta S > 0$)
- V. ar $\xrightarrow{\text{compressão}}$ ar comprimido ($\Delta S < 0$)

As variações de entropia indicadas nos processos que estão corretas são:

- A I, III e IV.
- B III, IV e V.
- C II, III e V.
- D I, II e IV.
- E II, IV e V.

80 ITA Considere duas reações químicas, mantidas à temperatura e pressão ambientes, descritas pelas equações a seguir:



Assinale a opção que apresenta a afirmação ERRADA sobre estas reações.

- A As reações I e II são exotérmicas.
- B Na reação I, o valor, em módulo, da variação de entalpia é menor que o da variação de energia interna.
- C O valor, em módulo, da variação de energia interna da reação I é menor que o da reação II.
- D O valor, em módulo, da variação de entalpia da reação I é menor que o da reação II.
- E A capacidade calorífica do produto da reação I é menor que a do produto da reação II.

81 ITA 2016 Considere a expansão de um gás ideal inicialmente contido em um recipiente de 1 L sob pressão de 10 atm. O processo de expansão pode ser realizado de duas maneiras diferentes, ambas à temperatura constante:

- I. Expansão em uma etapa, contra a pressão externa constante de 1 atm, levando o volume final do recipiente a 10 L.
- II. Expansão em duas etapas: na primeira, o gás expande contra a pressão externa constante de 1 atm até atingir um volume de 2 L; na segunda etapa, o gás expande contra uma pressão constante de 1 atm atingindo o volume final de 10 L.

Com base nestas informações, assinale a proposição CORRETA.

- A O trabalho realizado pelo gás é igual nos dois processos de expansão.
- B O trabalho realizado no primeiro processo é metade do trabalho realizado no segundo processo.
- C A variação da energia interna do gás é igual em ambos os processos.
- D A variação da energia interna do gás no primeiro processo é metade da do segundo processo.
- E O calor trocado pelo gás é igual em ambos os processos.

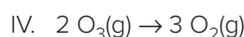
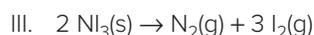
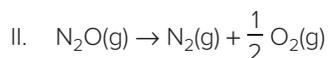
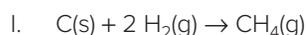
82 ITA Uma reação química hipotética é representada pela seguinte equação: $\text{X}(\text{g}) + \text{Y}(\text{g}) \rightarrow 3 \text{Z}(\text{g})$. Considere que esta reação seja realizada em um cilindro provido de um pistão, de massa desprezível, que se desloca sem atrito, mantendo-se constantes a pressão em 1 atm e a temperatura em 25 °C. Em relação a este sistema, são feitas as seguintes afirmações:

- I. O calor trocado na reação é igual à variação de entalpia.
- II. O trabalho realizado pelo sistema é igual a zero.
- III. A variação da energia interna é menor do que a variação da entalpia.
- IV. A variação da energia interna é igual a zero.
- V. A variação da energia livre de Gibbs é igual à variação de entalpia.

Então, das afirmações anteriores, estão CORRETAS

- A apenas I, II e IV.
- B apenas I e III.
- C apenas II e V.
- D apenas III e IV.
- E apenas III, IV e V.

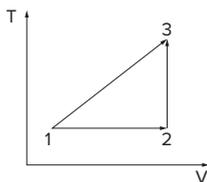
83 ITA 2012 Considere as reações representadas pelas seguintes equações químicas:



Assinale a opção que apresenta a(s) reação(ões) química(s) na(s) qual(is) há uma variação negativa de entropia.

- A Apenas I
- B Apenas II e IV
- C Apenas II, III e IV
- D Apenas III
- E Apenas IV

- 84 ITA** O diagrama temperatura (T) versus volume (V) representa hipoteticamente as transformações pelas quais um gás ideal no estado 1 pode atingir o estado 3. Sendo ΔU a variação de energia interna e q a quantidade de calor trocado com a vizinhança, assinale a opção com a afirmação ERRADA em relação às transformações termodinâmicas representadas no diagrama.



- A $|\Delta U_{12}| = |q_{12}|$ C $|\Delta U_{23}| = |q_{23}|$ E $q_{23} > 0$
 B $|\Delta U_{13}| = |\Delta U_{23}|$ D $|\Delta U_{23}| = |\Delta U_{12}|$
- 85 ITA** Considere as seguintes afirmações a respeito da variação, em módulo, da entalpia (ΔH) e da energia interna (ΔU) das reações químicas, respectivamente representadas pelas equações químicas a seguir, cada uma mantida a temperatura e pressão constantes:
- I. $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2(\text{g}); (\Delta H_{\text{I}}) > (\Delta U_{\text{I}})$
 - II. $4 \text{NH}_3(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) \rightarrow 3 \text{N}_2\text{H}_4(\text{g}); (\Delta H_{\text{II}}) < (\Delta U_{\text{II}})$
 - III. $\text{H}_2(\text{g}) + \text{F}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{HF}(\text{g}); (\Delta H_{\text{III}}) > (\Delta U_{\text{III}})$
 - IV. $\text{HCl}(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{HClO}_4(\ell); (\Delta H_{\text{IV}}) < (\Delta U_{\text{IV}})$
 - V. $\text{CaO}(\text{s}) + 3 \text{C}(\text{s}) \rightarrow \text{CO}(\text{g}) + \text{CaC}_2(\text{s}); (\Delta H_{\text{V}}) > (\Delta U_{\text{V}})$

Das afirmações anteriores, estão CORRETAS

- A apenas I, II e V. D apenas III e V.
 B apenas I, III e IV. E todas.
 C apenas II, IV e V.

- 86 UEM 2012** Assinale o que for correto.

- 01 A energia que se transfere de um corpo a outro, devido apenas à diferença de temperatura entre esses corpos, é denominada energia térmica ou calor.
- 02 Uma reação química em que a energia interna total dos reagentes é maior do que a energia interna total dos produtos da reação é denominada reação exotérmica.
- 04 Os processos de transmissão de calor sempre envolvem o transporte de massa.
- 08 A entropia é, por definição, a quantidade de calor liberada ou absorvida em uma reação que ocorre a volume constante.
- 16 Quando uma substância passa de uma fase para outra, em uma mudança que envolve calor latente, há variação de temperatura durante essa mudança como resposta à reorganização da estrutura ou das partículas dessa substância.

Soma:

Frente 1

Capítulo 1 – O átomo

Revisando

- Dalton: bola de bilhar.
Thomson: pudim de passas.
Rutherford: modelo planetário ou nucleado.
- Próton: partícula de carga positiva localizada no núcleo.
Nêutron: partícula neutra localizada no núcleo.
Elétron: partícula de carga negativa localizada na eletrosfera.
- São átomos eletricamente carregados que se formam quando um átomo ganha ou perde elétrons.
- É um conjunto de átomos de mesmo número atômico.
- ${}^{35}_{17}\text{Cl}^-$ Prótons: 17 Nêutrons: 18 Elétrons: 18
 - ${}^1_1\text{H}$ Prótons: 1 Nêutrons: 0 Elétrons: 1
 - ${}^{16}_8\text{O}$ Prótons: 8 Nêutrons: 8 Elétrons: 8
 - ${}^{12}_6\text{C}$ Prótons: 6 Nêutrons: 6 Elétrons: 6
 - ${}^{23}_{11}\text{Na}^+$ Prótons: 11 Nêutrons: 12 Elétrons: 10
 - ${}^{24}_{12}\text{Mg}^{2+}$ Prótons: 12 Nêutrons: 12 Elétrons: 10
 - ${}^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$ Prótons: 13 Nêutrons: 14 Elétrons: 10
 - ${}^{32}_{16}\text{S}^{2-}$ Prótons: 16 Nêutrons: 16 Elétrons: 18

Átomo/íon	Z	A	Prótons	Nêutrons	Elétrons
${}^{40}_{20}\text{Ca}^{2+}$	20	40	20	20	18
${}^{127}_{53}\text{I}^-$	53	127	53	74	54
${}^{39}_{19}\text{K}$	19	39	19	20	19
${}^4_2\text{He}$	2	4	2	2	2
${}^{209}_{83}\text{Bi}$	83	209	83	126	83
${}^{56}_{26}\text{Fe}^{3+}$	26	56	26	30	23
${}^{133}_{55}\text{Cs}^{1+}$	55	133	55	78	54

- Isótopos A e E.
Isóbaros C e A.
Isótonos C e H, F e G.
- X = 21
Y = 45
Z = 44
- Se W e Y são isótopos, então $3x + 2 = 2x + 7 \rightarrow x = 5$.
Para o átomo W:
Número de prótons: $3 \cdot 5 + 2 = 17 \rightarrow 17$ prótons
Número de massa: $7 \cdot 5 = 35$
Para o átomo Y:

- Número de prótons: $2 \cdot 5 + 7 = 17 \rightarrow 17$ prótons
Número de massa: $7 \cdot 5 + 2 = 37$
- São sete camadas: K = 2, L = 8, M = 18, N = 32, O = 32, P = 18, Q = 8
 - ${}^2_2\text{He}: 1s^2$
 - ${}^6_6\text{C}: 1s^2 2s^2 2p^2$
 - ${}^8_8\text{O}: 1s^2 2s^2 2p^4$
 - ${}^{19}_{19}\text{K}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
 - ${}^{35}_{35}\text{Br}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$
 - ${}^{83}_{83}\text{Bi}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^3$
 - ${}^{92}_{92}\text{U}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^4$
 - I:

 - $1s^2$
 - $2p^2$
 - $2p^4$
 - $4s^1$
 - $4p^5$
 - $6p^3$
 - $5f^4$

II:

 - 2 elétrons ($1s^2$)
 - 4 elétrons ($2s^2 2p^2$)
 - 6 elétrons ($2s^2 2p^4$)
 - 1 elétron ($4s^1$)
 - 7 elétrons ($4s^2 4p^5$)
 - 5 elétrons ($6s^2 6p^3$)
 - 2 elétrons ($7s^2$)
 - ${}^{35}_{17}\text{Cl}^-: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 - ${}^{40}_{20}\text{Ca}^{2+}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 - ${}^{56}_{26}\text{Fe}^{3+}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$
 - ${}^{127}_{53}\text{I}^-: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$
 - ${}^{133}_{55}\text{Cs}^+: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$
 - ${}^{294}_{118}\text{Og}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$
 - $n = 4; \ell = 0; m_\ell = 0; s = -\frac{1}{2}$
 - $n = 4; \ell = 1; m_\ell = 0; s = +\frac{1}{2}$
 - $n = 6; \ell = 1; m_\ell = +1; s = -\frac{1}{2}$
 - $n = 5; \ell = 3; m_\ell = 0; s = -\frac{1}{2}$

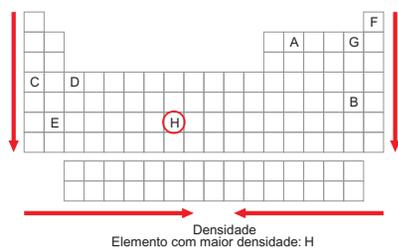
Exercícios propostos

- B
- E
- E
- A
- B
- A
- A
- D
- C

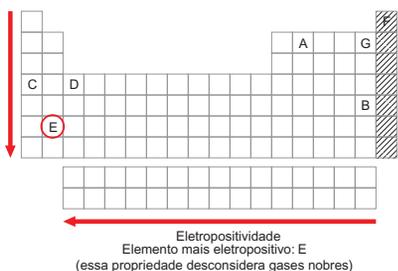
Exercícios complementares

- B
- C
- B
- A
- C
- C
- Soma: $02 + 04 + 08 + 16 + 32 = 62$
- C
- A
- A

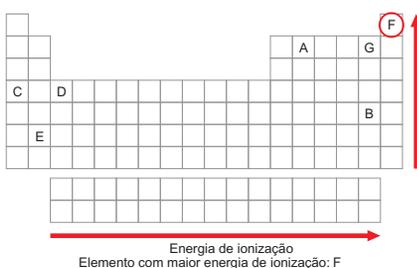
c) H



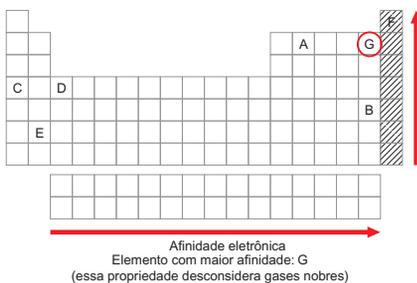
d) E



e) F



f) G



10.

- ${}_{28}\text{A}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$, localizado no 4º período e coluna 10.
- ${}_{36}\text{B}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$, localizado no 4º período e coluna 18.
- ${}_{22}\text{C}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$, localizado no 4º período e coluna 4.
- ${}_{19}\text{D}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$, localizado no 4º período e coluna 1.
- ${}_{33}\text{E}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$, localizado no 4º período e coluna 15.
Todos os elementos pertencem ao 4º período, pois apresentam quatro camadas em sua distribuição eletrônica.
Em um período, o raio atômico aumenta da direita para a esquerda.
Dessa forma, teremos: ${}_{36}\text{B} < {}_{33}\text{E} < {}_{28}\text{A} < {}_{22}\text{C} < {}_{19}\text{D}$

Exercícios propostos

- D
- C
- B
- E
- C
- D
- B
- C
- E
- A
- C
- C
- B
- B
- C
- E
- C
- E
- D
- A
- D
- A
- D
- O raio atômico aumenta no grupo 16, do oxigênio ao polônio, devido ao aumento do número de camadas desses elementos. O primeiro potencial de ionização de um elemento é inversamente proporcional ao raio atômico, pois, com a diminuição do raio, a atração sobre os elétrons da eletrosfera é maior e, com isso, aumenta a energia de ionização. Os raios dos ânions dos elementos do grupo 16 aumentam devido à repulsão eletrônica com os elétrons mais internos, gerada pela entrada de dois elétrons na camada de valência. Raio atômico: $\text{Te} < \text{Po}$ (aumenta, pois tem uma camada a mais). Primeira energia de ionização: $\text{Te} > \text{Po}$ (diminui, pois apresenta raio atômico maior).

- B
- C
- B
- D
- Soma: $01 + 02 + 04 + 16 = 23$

Exercícios complementares

- D
- D
- D
- A
- E
- C
- D
- A
- Soma: $02 + 04 + 08 = 14$
- A

- E
- C
- D
- D
- C
- A
- A
- C
- B
- B
- Soma: $01 + 04 = 05$
- Soma: $01 + 02 + 04 = 07$
- D
- A
- D
- Soma: $01 + 02 + 04 = 07$
- B
- A
- C
- E
- D
- Soma: $01 + 02 + 04 + 16 = 23$
- Soma: $04 + 08 + 16 = 28$
- Soma: $02 + 04 + 32 = 38$
- Soma: $04 + 08 = 12$
- C
- B
- E
- Soma: $04 + 16 = 20$
- A
- Soma: $01 + 04 + 08 + 16 = 29$
- D
- As distribuições eletrônicas de X, Y e Z são:
 ${}_{9}\text{X}: 1s^2 2s^2 2p^5 \rightarrow$ Última camada: $2s^2 2p^5$
 ${}_{16}\text{Y}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 \rightarrow$ Última camada: $3s^2 3p^4$
 ${}_{19}\text{Z}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 \rightarrow$ Última camada: $4s^1$
- De acordo com a camada de valência das distribuições eletrônicas realizadas em a, temos:
 ${}_{9}\text{X}: 1s^2 2s^2 2p^5 \rightarrow$ Última camada: $2s^2 2p^5 \rightarrow$ 2º período, grupo 17 (família 7A, halogênios).
 ${}_{16}\text{Y}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 \rightarrow$ Última camada: $3s^2 3p^4 \rightarrow$ 3º período, grupo 16 (família 6A, calcogênios).
 ${}_{19}\text{Z}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 \rightarrow$ Última camada: $4s^1 \rightarrow$ 4º período, grupo 1 (família 1A, metais alcalinos).
- O raio atômico é diretamente proporcional ao número de camadas, assim:

$$X < Y < Z$$
- A ordem crescente de eletronegatividade é dada por:

$$Z < Y < X$$

44. Cerussita, pois o chumbo está localizado na família 14. BaCO_3 , pois, entre os elementos fornecidos, o bário está localizado mais à esquerda na tabela periódica.

45. B

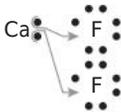
Capítulo 3 – Ligações químicas

Revisando

1.

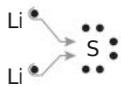
a)

	K	L	M	N
$_{20}\text{Ca}$	2	8	8	2
$_{9}\text{F}$	2	7		



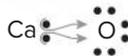
b)

	K	L	M
$_{3}\text{Li}$	2	1	
$_{16}\text{S}$	2	8	6



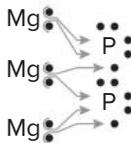
c)

	K	L	M	N
$_{20}\text{Ca}$	2	8	8	2
$_{8}\text{O}$	2	6		



d)

	K	L	M
$_{12}\text{Mg}$	2	8	2
$_{15}\text{P}$	2	8	5



2.

a)

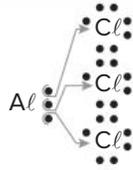
	K	L	M	N
$_{19}\text{K}$	2	8	8	1
$_{35}\text{Br}$	2	8	18	7



Fórmula mínima: KBr

b)

	K	L	M
$_{13}\text{Al}$	2	8	3
$_{17}\text{Cl}$	2	8	7



Fórmula mínima: AlCl_3

c)

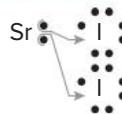
	K	L	M
$_{12}\text{Mg}$	2	8	2
$_{16}\text{S}$	2	8	6



Fórmula mínima: MgS

d)

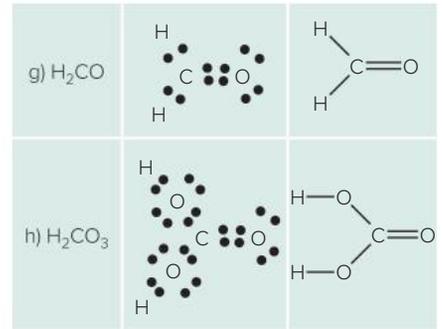
	K	L	M	N	O
$_{38}\text{Sr}$	2	8	18	8	2
$_{53}\text{I}$	2	8	18	18	7



Fórmula mínima: SrI_2

3.

Fórmula molecular	Fórmula de Lewis	Fórmula estrutural
a) PCl_3		
b) C_2H_6		
c) H_2O_2		
d) N_2H_4		
e) C_2H_4		
f) HCN		

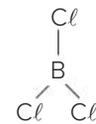


4.

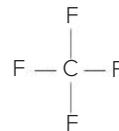
Substância	Condutibilidade elétrica		
	Sólido	Líquido	Aquoso
NaCl	Não conduz (íons presos no cristal)	Conduz (íons com mobilidade)	Conduz (íons solvatados com mobilidade)
NaOH	Não conduz (íons presos no cristal)	Conduz (íons com mobilidade)	Conduz (íons solvatados com mobilidade)
H_2SO_4	Não conduz (não há íons)	Não conduz (não há íons)	Conduz (ácidos ionizam em meio aquoso)
Fe	Conduz (elétrons livres)	Conduz (elétrons livres)	–
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	Não conduz (não há íons)	Não conduz (não há íons)	Não conduz (não há íons)

5.

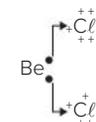
a) Hibridação: sp^2



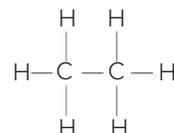
b) Hibridação: sp^3



c) Hibridação: sp



d) Ambos têm hibridação sp^3



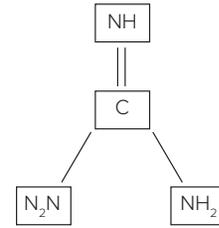
76. C
 77. D
 78. Soma: $01 + 04 + 16 = 21$
 79. C
 80. Soma: $01 + 02 + 16 = 19$
 81. D
 82. C
 83. B
 84. C
 85. A
 86. C
 87. D
 88. C
 89. A
 90. D
 91. D
 92. C
 93. D
 94. A
 95. D
 96. Soma: $01 + 02 + 04 + 08 = 15$
 97. A
 98. V; F; F; F; V
 99. D
 100. A

Exercícios complementares

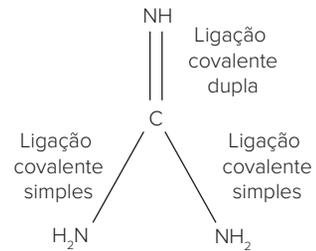
1. C
 2. C
 3. D
 4. B
 5. B
 6. A
 7. D
 8. C; E; C; E; C
 9. A
 10. D
 11. E
 12. C
 13. A
 14. B
 15. A
 16. D
 17. B
 18. D
 19. Soma: $01 + 02 + 04 = 07$
 20. B
 21. A
 22. C
 23. E
 24. C
 25. D
 26. C
 27. A
 28. A
 29. C

30. B
 31. C
 32. B
 33. C
 34.
 a) Nos compostos iônicos sólidos, os íons estão unidos por forte interação eletrostática, portanto não se movimentam. Nos metais sólidos, os elétrons estão livres na rede cristalina. Por conta dessa organização, eles se movimentam com muita facilidade, possibilitando a condução de corrente elétrica.
 b) Em uma solução iônica, os cátions e ânions estão separados e em constante movimento; com isso, é possível a condução de eletricidade.
 35. O elemento de maior estabilidade, em relação à regra do octeto, é o Neônio (Ne) que já possui 8 elétrons em sua camada de valência, cuja distribuição é $ns^2 np^6$.
 A distribuição eletrônica para os elementos apresentados é:
 ${}_9F: 1s^2 2s^2 2p^5 \rightarrow 2$ camadas
 ${}_{10}Ne: 1s^2 2s^2 2p^6 \rightarrow 2$ camadas
 ${}_{11}Na: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \rightarrow 3$ camadas
 O elemento cujos átomos possuem o maior número de camadas é o sódio (Na). A ligação interatômica formada entre o Na e o F é uma ligação iônica. Sua fórmula química é obtida a partir da distribuição eletrônica dos átomos envolvidos:
 ${}_9F: 1s^2 2s^2 2p^5 \rightarrow 7$ elétrons na C.V \rightarrow ganha $1e^- \rightarrow$ Ânion F^-
 ${}_{11}Na: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \rightarrow 1$ elétron na C.V \rightarrow perde $1e^- \rightarrow$ Cátion Na^+
 $Na^+ F^- \rightarrow NaF$
 36. C
 37. C
 38. B
 39. A
 40. C
 41. A
 42. B
 43. B
 44. B
 45. D
 46. E
 47. D
 48. A
 49.
 a) Os nomes são: níquel e titânio. Distribuições eletrônicas a seguir:
 ${}_{28}Ni: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$
 ${}_{22}Ti: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$
 b) O elemento com maior raio é o titânio. O elemento com maior potencial de ionização é o níquel.
 c) O nome do composto NiS é sulfeto de níquel e o tipo de ligação realizado entre eles é a iônica.

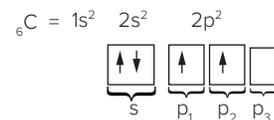
- d) Alto ponto de fusão e ebulição, além de brilho, maleabilidade, ductibilidade e são bons condutores de calor.
 50.
 a) De acordo com o número de ligações que cada elemento realiza, é possível montar o esquema a seguir:



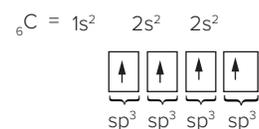
- b) A denominação química que o esquema sem os quadrados recebe é fórmula estrutural plana simplificada. As linhas desenhadas representam as ligações covalentes entre os átomos.



51.
 a) Os símbolos são: cromo (Cr), manganês (Mn), alumínio (Al) e ferro (Fe).
 b) Observando a distribuição eletrônica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$, é possível concluir que o átomo possui 25 prótons, caracterizando o elemento manganês ${}_{25}Mn$.
 c) O óxido de alumínio é um óxido iônico, pois é resultado da ligação de um metal e oxigênio. Sua fórmula molecular é Al_2O_3 .
 d) Heterogênea, pois contém componentes sólidos imersos em líquido.
 52. D
 53.
 a) O processo necessário para que o carbono se torne tetravalente é a hibridização.
 b) Na hibridização do carbono, ocorre a mistura de orbitais, com a formação de um novo orbital.

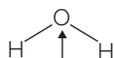


Hibridização ("mistura" de orbitais):



Portanto, esse processo permite que o carbono realize quatro ligações covalentes equivalentes.

54. B
 55. C
 56. A
 57. B
 58. D
 59. D
 60. Soma: $01 + 04 + 16 = 21$
 61. E
 62. E
 63. D
 64. A
 65. B
 66. Soma: $01 + 02 + 04 + 08 = 15$
 67. C
 68. C
 69. B
 70. Soma: $01 + 02 + 08 = 11$
 71. Soma: $01 + 04 + 16 = 21$
 72. E
 73. Soma: $01 + 02 + 04 = 07$
 74. A
 75. B
 76. Soma: $01 + 02 + 08 + 16 = 27$
 77. B
 78. C
 79. A
 80. E
 81. D
 82. Soma: $02 + 04 + 08 = 14$
 83. Soma: $01 + 02 + 04 + 08 = 15$
 84. D
 85. A
 86.
 a) Já que a molécula apresenta somente união entre elementos ametais, o tipo de ligação existente é covalente.
 b) O oleocantal é uma substância polar, pois as ligações entre elementos de diferente eletronegatividade dão origem a essa característica.
87. A
 88. Soma: $01 + 02 + 08 + 16 = 27$
 89. A
 90. D
 91. A
 92. F; V; F; F; V
 93. D
 94. D
 95. E
 96. B
 97.
 a)



angular, Σ dipolo $\neq 0$ (polar)

b) $O \equiv C \equiv O$ Σ dipolo = 0 (apolar)
 A resultante dos dipolos se anula, pois são iguais em direção contrária.

98. F; V; F; V; F
 99. D
 100. A
 101. A
 102. Soma: $01 + 02 = 03$
 103. Soma: $02 + 08 = 10$
 104. V; V; F; F; V
 105. Soma: $04 + 08 = 12$
 106. Soma: $02 + 08 = 10$
 107. Soma: $04 + 08 = 12$
 108. C
 109. Soma: $01 + 02 + 08 + 16 = 27$
 110. A
 111. Soma: $04 + 08 + 16 = 28$
 112. B
 113.
 a) A fórmula estrutural do peróxido de hidrogênio é a seguinte:
-
- A força intramolecular presente é a ligação covalente.
- b) A equação balanceada e o cálculo do rendimento da reação estão representados a seguir:
- $$H_2O_2(l) \rightarrow H_2O(l) + \frac{1}{2}O_2(g)$$
- 34 g ————— $\frac{1}{2} \cdot 22,4$ L
 136 g ————— V_{O_2}
 $V_{O_2} = 44,8$ L
 44,8 L ————— 100%
 38 L ————— r
 r = 84,82% \approx 85%
114. E
 115. A
 116. A
 117. C
 118. C
 119. Soma: $02 + 16 = 18$
 120.
 a) Tendo em vista que o composto é formado exclusivamente de carbono, nitrogênio e oxigênio, ele pode ser qualificado como molecular.
 b) Uma vez que as moléculas são altamente polares e não apresentam hidrogênio para realizar interações do tipo ligação de hidrogênio, assume-se que a força intermolecular responsável pela regeneração são as interações dipolo-dipolo.
 c) Como os adesivos são formados por substâncias apolares, então a força intermolecular que a mantém colada é a dipolo induzido dipolo induzido.
121. B

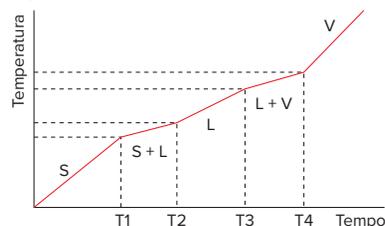
Frente 2

Capítulo 1 – Estados físicos e suas mudanças

Revisando

1.
 a) Pelo volume dos frascos: $V(II) < V(III) < V(I)$ percebemos que o frasco II evaporou mais rapidamente, e isto significa que a substância contida nele apresenta a maior pressão de vapor seguida da substância contida no frasco II e, por último, a substância contida no frasco I. Ou seja, a ordem crescente de volatilidade é dada por: $PV(I) < PV(III) < PV(II)$. Como a mistura da substância I com a substância III é azeotrópica, ela não pode ser separada apenas por destilação fracionada, mas a destilação fracionada é um processo físico adequado para a separação dos solventes na mistura (I + II).
 b) Como a mistura de II e III é uma mistura comum ela terá a seguinte curva de aquecimento, dada na figura 1:

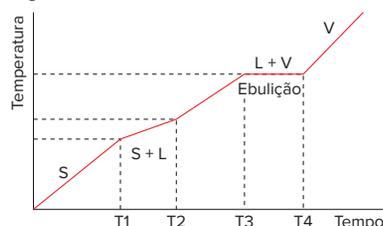
Figura 1



(observação; S = sólido; L = líquido; V = vapor).

Como a mistura de I e III é azeotrópica, ela terá a seguinte curva de aquecimento, dada na figura 2:

Figura 2



Como podemos observar, a temperatura de ebulição da mistura entre II e III varia. Já a temperatura de ebulição da mistura entre I e III se mantém constante (mistura azeotrópica).

2.
 a) Filtração. Esse processo serve para separar uma mistura heterogênea (sólido-líquido ou sólido-gás).
 b) Como a massa se conserva em uma reação química, cada máquina, produzindo 240 g de ozônio por hora, consome massa igual de gás oxigênio no mesmo período. Assim, sete máquinas consomem 1680 g de O_2 ($7 \cdot 240$).

- 3.
- a) A coloração não indica a pureza de uma substância, pois uma mistura pode apresentar uma única cor.
Uma substância pura é formada por partículas iguais, como átomos, moléculas ou íons; não é possível classificarmos um sistema em puro ou não apenas observando sua coloração.
- b) Primeiramente, o açúcar se dissolve na água da saliva por causa da quebra das ligações de hidrogênio existentes entre as moléculas de açúcar no retículo cristalino e, depois, pela formação de novas ligações de hidrogênio (pontes de hidrogênio) entre as moléculas de açúcar e a água da saliva.
- c) A sequência seria: Plantaram, colheram e moeram a cana.
Concentraram o caldo, cristalizaram e centrifugaram o açúcar.
Secaram e ensacaram o açúcar.

Exercícios propostos

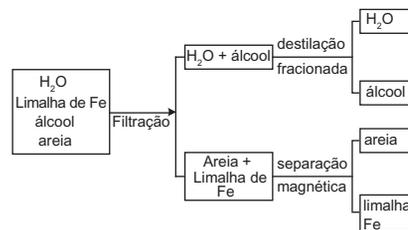
1. C
2. D
3. E
- 4.
- a) Evaporação e condensação.
- b) Na superfície da H_2O e no plástico, respectivamente.
- c) A evaporação absorve a energia que vem do Sol.
5. O vapor é o estado que, por compressão isotérmica, passa para o estado líquido. Isso ocorre quando a substância está abaixo da temperatura crítica. O gás é o estado que, por compressão isotérmica, não pode ser liquefeito, o que ocorre acima da crítica.
6. Como a mesma bolinha boia na água e afunda no álcool, $d_{H_2O} > d_{Alcool}$. Sabendo que $d = \frac{m}{V}$, a de maior densidade tem o menor volume.

$$V_{H_2O} < V_{Alcool}$$

Portanto: $\left(\begin{matrix} \text{Frasco} \\ B \end{matrix} \right) \left(\begin{matrix} \text{Frasco} \\ A \end{matrix} \right)$

7. C
8. C
9. E
10. B
11. C
12. Soma: $02 + 04 = 06$
13. D
14. $m = 235 \text{ g}$
15. Evaporação é o processo espontâneo e lento pelo qual um líquido passa a vapor, como a água abaixo de 100°C . Ebulição é o processo forçado e rápido para esta passagem e ocorre na temperatura de ebulição, como a água a 100°C , a 1 atm.

16. A
17. D
- 18.
- a) Homogênea.
- b) Heterogênea.
- c) Heterogênea.
19. 28
- 20.
- a) O_2
- b) A mistura gasosa é o ar atmosférico e seu principal constituinte é o N_2 , com porcentagem de 78%.
- c) Carbono.
21. C
22. C
23. A
24. C
25. (3) componentes, (4) fases
- 26.
- a) H_2O, O_2
- b) O estudante confundiu o gás oxigênio (O_2), com o elemento oxigênio presente na H_2O .
27. C
28. B
29. A
30. B
31. D
32. Na decantação espera-se a sedimentação e, posteriormente, verte-se o recipiente, para que se elimine a fase líquida (sólido + líquido: heterogêneo).
Decantação com funil de bromo é a separação de dois líquidos imiscíveis entre si, através de funil de vidro com torneira (H_2O + óleo).
Centrifugação é o processo que acelera a sedimentação (separação da manteiga do leite).
33. Como água tem densidade de 1 g/cm^3 , o polietileno boia por ter densidade menor, e o PVC afunda por ter densidade maior. O processo é chamado líquido de densidade intermediária.
34. E
35. B
- 36.

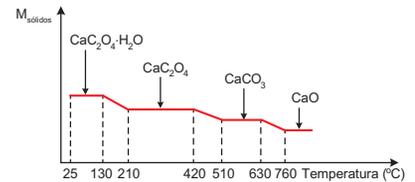


37. D
38. A
39. D
40. D

41. A
42. A
43. B
44. C
45. B

Exercícios complementares

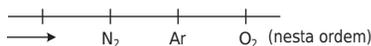
1. E
2. B
3. A
4. D
5. D
6. C
7. A
8. B
9. E
10. D
11. A
- 12.



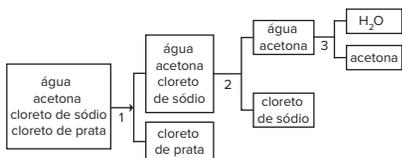
13. B
14. C
15. B
16. A
17. E
18. E
19. Soma: $01 + 02 + 04 + 08 = 15$
20. C
21. D
22. D
23. C
24. E
25. C
26. B
27. A
- 28.
- I. Químico (álcool \rightarrow ácido carboxílico).
- II. Físico (mudança de estado).
- III. Químico (toda combustão modifica substâncias).
- IV. Físico (método de separação de mistura).
29. E
30. E
31. B
32. E
33. V; F; V
34. B
35. A
36. D
37. C
38. C

39. E
40. D
41. Abaixa-se a temperatura a $-200\text{ }^{\circ}\text{C}$, por exemplo; com isso eleva-se lentamente a temperatura.

$-200\text{ }^{\circ}\text{C}$ $-196\text{ }^{\circ}\text{C}$ $-186\text{ }^{\circ}\text{C}$ $-183\text{ }^{\circ}\text{C}$ $^{\circ}\text{C}$



42. A
43. A
44. C
45.



1. Filtração
2. Destilação simples
3. Destilação fracionada

46. E
47. C
48. B
49. B
50. A
51. C

Capítulo 2 – Determinação de fórmulas

Revisando

1.
a) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_2$
b) $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$
2. NaNO_3
3. Não, o produto puro deveria apresentar 60% de teor de carbono.
4.
a) Fórmula mínima: $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$.
b) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 6 \cdot 12u + 12 \cdot 1u + 6 \cdot 16u = 180u$
5.
a) $X = 66,66\%$ e $Y = 33,33\%$.
b) Y_rX_2
6.
a) $\text{C}_{10}\text{H}_{18}\text{O}$
b) 3,32 g
7. $x + y = 1 + 3 = 4$
8. $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
9.
a) Óxido 1: N_2O
Óxido 2: NO
Óxido 3: N_2O_3
Óxido 4: NO_2
Óxido 5: N_2O_5
b) Óxido 1: monóxido de dinitrogênio
Óxido 2: monóxido de nitrogênio
Óxido 3: trióxido de dinitrogênio

Óxido 4: dióxido de nitrogênio
Óxido 5: pentóxido de dinitrogênio

Exercícios propostos

1. C
2. D
3. B
4. B
5. A
6. C
7. B
8. B
9. E
10. C
11. A
12. B
13. E
14. Soma: $02 + 08 = 10$
15. D
16. E

Exercícios complementares

1. C
2. D
3. D
4. C
5. D
6. $\text{C}_{69,6\%}\text{H}_{8,3\%}\text{O}_{22,1\%}$
 $\text{C}_{\frac{69,6}{12}}\text{H}_{\frac{8,3}{1}}\text{O}_{\frac{22,1}{16}}$
 $\text{C}_{5,8}\text{H}_{8,3}\text{O}_{1,38}$
 $n \cdot (\text{C}_{5,8}\text{H}_{8,3}\text{O}_{1,38}) = 362$
 $5,8 \cdot 12 \cdot n + 8,3 \cdot 1 \cdot n + 1,38 \cdot 16 \cdot n = 362$
 $99,98 \cdot n = 362$
 $n = \frac{362}{99,98} \approx 3,6$
 $3,6 \cdot (\text{C}_{5,8}\text{H}_{8,3}\text{O}_{1,38})$
 $\text{C}_{20,88}\text{H}_{29,88}\text{O}_{4,968} \Rightarrow \text{C}_{21}\text{H}_{30}\text{O}_5 = 362$
Fórmula molecular: $\text{C}_{21}\text{H}_{30}\text{O}_5$
7. B
8. A
9. D
10. Soma: $01 + 02 = 03$
11. E
12. C_2H_5
13. D
14.
a) Cálculo da quantidade de matéria (número de mols) presente no sal seco:
 $m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 0,954 \text{ kg} = 0,954 \cdot 10^3 \text{ g}$
 $n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{m_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{M_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}$
 $n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{0,954 \cdot 10^3 \text{ g}}{106 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$
 $n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 9 \text{ mol}$
b) Cálculo da quantidade de matéria (número de mols) de água que foi removida:
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot x \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\Delta} \text{Na}_2\text{CO}_3 + x \text{H}_2\text{O}$

$$(106 \text{ g} + 18 \cdot x) \text{ ————— } 106 \text{ g}$$

$$2,574 \cdot 10^3 \text{ g} \text{ ————— } 0,954 \cdot 10^3 \text{ g}$$

$$106 \text{ g} + 18 \cdot x = \frac{2,574 \cdot 10^3 \text{ g} \cdot 106 \text{ g}}{0,954 \cdot 10^3 \text{ g}}$$

$$18 \cdot x = \frac{2,574 \cdot 10^3 \text{ g} \cdot 106 \text{ g}}{0,954 \cdot 10^3 \text{ g}} - 106 \text{ g}$$

$$18 \cdot x = 180$$

$$x = \frac{180}{18}$$

$$x = 10$$

$$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot x \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\Delta} \text{Na}_2\text{CO}_3 + x \text{H}_2\text{O}$$

$$106 \text{ g} \text{ ————— } 10 \text{ mol}$$

$$0,954 \cdot 10^3 \text{ g} \text{ ————— } n$$

$$n = \frac{0,954 \cdot 10^3 \text{ g} \cdot 10}{106 \text{ g}}$$

$$n = 90 \text{ mol}$$

- c) $R = 10$
d) $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$
15. D
16. B
17.
a) A reação que ocorre com a glicose é a combustão:
 $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) + 6 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 6 \text{CO}_2(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
b) Foram coletados 0,220 g de CO_2 na análise de $1 \cdot 10^{-3}$ mol de ribose, então:
 $0,220 \text{ g} (\text{CO}_2) \text{ ————— } 10^{-3} \text{ mol} (\text{ribose})$
 $m_{\text{CO}_2} \text{ ————— } 1 \text{ mol} (\text{ribose})$
 $m_{\text{CO}_2} = 220 \text{ g}$
 $n_{\text{CO}_2} = \frac{m}{M} \Rightarrow n_{\text{CO}_2} = \frac{220}{44} = 5 \text{ mol}$
Como a ribose é um carboidrato, podemos representar sua combustão por:
 $(\text{CH}_2\text{O})_x + 1,5x \text{O}_2 \rightarrow x \text{CO}_2 + x \text{H}_2\text{O}$
Para $x = 5$:
 $(\text{CH}_2\text{O})_5 + 7,5 \text{O}_2 \rightarrow 5 \text{CO}_2 + 5 \text{H}_2\text{O}$
 $(\text{CH}_2\text{O})_5 \Rightarrow \text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_5$
 $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_5 = 5 \cdot 12 + 10 \cdot 1 + 5 \cdot 16 = 150 \text{ g/mol}$

Capítulo 3 – Cálculo estequiométrico

Revisando

1. 6,72 L
2. 336 g de CaO e 100 g de MgO.
3.
a) $\text{N}_2\text{H}_4(\text{l}) + 2 \text{H}_2\text{O}_2(\text{l}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
b) $\text{N}_2\text{H}_4(\text{l}) + 2 \text{H}_2\text{O}_2(\text{l}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

1 mol	2 mol	1 mol	4 mol
32 g	68 g	28 g	72 g
16 g	34 g	14 g	36 g
0,5 mol	1 mol	0,5 mol	2 mol

 $n(\text{produtos}) = 2,5 \text{ mol}$
 $PV = nRT$
 $V = (2,5 \cdot 0,082 \cdot 700)/2,0 = 71,75 \text{ L}$
 $d = m/V$
Hidrazina:
 $1,01 = 16/V_1$
 $V_1 = 15,84 \text{ mL} = 0,016 \text{ L}$

Peróxido de hidrogênio:
 $1,46 = 34/V_2$
 $V_2 = 23,29 \text{ mL} = 0,023 \text{ L}$
 $v(\text{reagentes}) = 0,039 \text{ L}$
 Variação de volume = $71,75 - 0,039 = 71,71 \text{ L}$

- 4.
- a) $x = 8,0 \text{ g}$
- b) $11,07 \text{ L}$
5. $4,25 \text{ g}$
6. $134,4 \text{ L}$
7. $28,40 \text{ g}$
8. $192,0 \text{ g}$

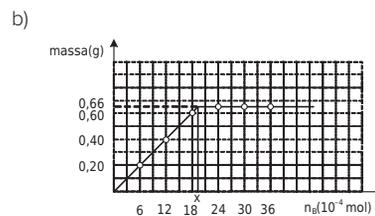
Exercícios propostos

1. Não. A diminuição da massa é devido à produção de gases que são liberados para a atmosfera por causa do sistema estar aberto.
2. Não, pois a reação produz um gás que é liberado ao ambiente.
3. Lei de Lavoisier ou Lei da Conservação das massas.
4. $4,44 \text{ g}$ de cloreto de cálcio;
 $27,16 \text{ g}$ de excesso de cloro.
 Leis de Lavoisier e Proust.
5. D
- 6.
- a) Lei de Proust:
 $1,00/9,00 = 3,66/32,94 = \text{constante}$
- b) % de carbono = $27,32\%$ e
 % de oxigênio = $72,68\%$
7. $\alpha = 58 \text{ g}$; $\beta = 200 \text{ g}$; $\delta = 290 \text{ g}$
8. A
9. $x = 58,5 \text{ g}$; $y = 73 \text{ g}$; $z = 117 \text{ g}$; $t = 36 \text{ g}$
10. C
11. B
12. C
13. D
14. B
15. A
16. D
17. B
- 18.
- a) $\text{CS}_2 + 3 \text{ O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{ SO}_2$
- b) $34,56 \text{ g}$
19. C
20. $\text{CaH}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + 2 \text{ H}_2$
 $V = 98,52 \text{ L}$
21. $74,3 \text{ kg}$ de $\text{C}_{12} \text{ H}_{22} \text{ O}_{11}$
22. Ca(OH)_2 , pois utiliza-se uma massa menor para neutralizar a mesma quantidade de ácido.
- 23.
- a) Cloreto de lítio (LiCl).
- b) Na reação com potássio.
- 24.
- a) $\text{C}_{22}\text{H}_{46} + \left(\frac{67}{2}\right)\text{O}_2 \rightarrow 22 \text{ CO}_2 + 23 \text{ H}_2\text{O}$

- b) $4,4 \text{ mol}$
- c) $1 \text{ mol (parafina)} \longrightarrow 22 \text{ mol (CO}_2)$
 $310 \text{ g} \longrightarrow 22 \text{ mol}$
 $x \text{ g} \longrightarrow 4,4 \text{ mol}$
 $x = 62 \text{ g}$
 Como uma vela equivale a um ano, temos:
 $1 \text{ ano (1 vela)} \longrightarrow 1,55 \text{ g}$
 $t \longrightarrow 62 \text{ g}$
 $t = 40 \text{ anos.}$

25. B
- 26.
- a) $\text{H}_2 (\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- b) $4,5 \cdot 10^5 \text{ kg}$ de ferro.
27. Soma: $02 + 08 = 10$
28. E
29. D
30. C
31. 67 litros.
32. D
33. D
- 34.
- a) $0,4 \text{ mol L}^{-1}$
- b) $5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de $\text{Pb(NO}_3)_2$
- c) Na reação do experimento, tem-se $0,25 \text{ L} \cdot 0,4 \text{ mol L}^{-1} = 0,1 \text{ mol}$ de NaOH e $5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de $\text{Pb(NO}_3)_2$. A estequiometria da reação indica 2 mol de NaOH para cada mol de $\text{Pb(NO}_3)_2$. Concluímos que o nitrato de chumbo é o reagente limitante.
- d) $1,205 \text{ g}$ ($0,005 \text{ mol} \cdot 241 \text{ g}$ de Pb(OH)_2 por mol).
35. $1,33 \text{ mol}$
36. A
37. C
38. E
39. D
40. D
41. C
42. B
43. E
44. D
45. B
46. C
47. C
48. C
49. E
50. D
51. D
52. A
53. D
54. A
55. C
56. B
57. D
58. C
59. D
60. Soma: $02 + 04 + 08 = 14$

- 61.
- a) As quantidades, em mol, do sal B nos experimentos são:
 Exp. 1 = $6,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$
 Exp. 2 = $12,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$
 Exp. 3 = $18,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$
 Exp. 4 = $24,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$
 Exp. 5 = $30,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$
 Exp. 6 = $36,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$



A análise do gráfico permite, por semelhança de triângulos, a seguinte relação: $0,66/0,20 = x/6$, logo, $x = 20$. A quantidade de sal A, em mols, em que ele passa a ser o fator limitante do processo é:
 $n_{1/2} = 20 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.
 Assim, temos:
 para o sal A – $4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
 para o sal B – $2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
 Portanto, a proporção será de 2 : 1.
 Os coeficientes estequiométricos de A e B são: 2A : 1B.

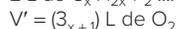
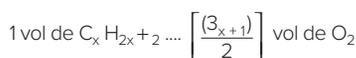
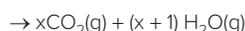
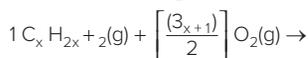
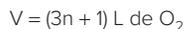
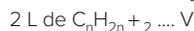
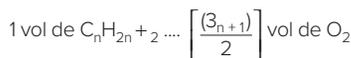
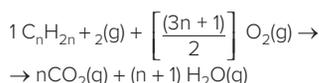
- 62.
- a) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
 $\text{CO}_2 + \text{Ba(OH)}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- b) $81,22\%$

Exercícios complementares

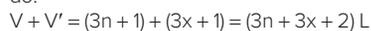
- 1.
- a) Existe conservação das massas, logo, a lei de Lavoisier é obedecida.
 $1^{\text{a}} \text{ exp} \rightarrow 5 \text{ g} + 0,8 \text{ g} = 5,8 \text{ g}$ (produto)
 $2^{\text{a}} \text{ exp} \rightarrow 10 \text{ g} + 1,6 \text{ g} = 11,6 \text{ g}$ (produto)
 Como as massas são diretamente proporcionais, concluímos que a lei de Proust é obedecida:
 $5 \text{ g}/10 \text{ g} = 0,8 \text{ g}/1,6 \text{ g} = 5,8 \text{ g}/11,6 \text{ g}$
- b) Pela proporcionalidade das massas, concluímos que o produto é o HgS .
2. D
3. E
4. D
5. Não. As experiências ocorreram em sistema aberto. Houve possibilidade de perda ou ganho de massa sem desobedecer à Lei de Lavoisier.
6. C
7. A
- 8.
- a) Equação da combustão completa de um alcano de n átomos de carbono por molécula
 $1\text{C}_n\text{H}_{2n+2}(\text{g}) + [(3n+1)/2] \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow$
 $\rightarrow n\text{CO}_2(\text{g}) + (n+1) \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- b) A Hipótese de Avogadro diz: nas mesmas condições de pressão e de temperatura,

o mesmo número de mols de quaisquer gases ocupará o mesmo volume (ou o mesmo volume conterá o mesmo número de mols de moléculas).

- c) Temos as seguintes reações de combustão:



Cálculo do volume de oxigênio consumido:



Então:



ou seja:

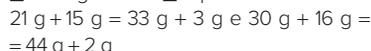
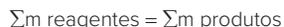


Se $n=3$ (propano)

e se $x=4$ (butano).

9. D

10. Lei de Lavoisier:



11. E

12. B

13. B

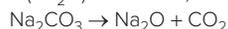
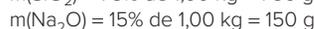
14. D

15. C

16. A

17. 0,65 g

18. $m(\text{SiO}_2) = 75\% \text{ de } 1,00 \text{ kg} = 750 \text{ g}$



19. A

20. Falsa, pois ocorre o aumento da quantidade de $\text{CO}_2(\text{g})$ na atmosfera.

- 21.

- a) Sim, pois foram queimadas massas iguais de carbono.

- b) Não, a quantidade em mols de O_2 consumida é maior.

22. $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

- 23.

- a) 35 L

- b) 3,5 L

24. C

- 25.

- a) $x = 2$ e $y = \frac{1}{2}$

- b) $V = 101,2 \text{ L}$

- 26.

- a) $6,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$

- b) 66666,67 g/mol

- 27.

- a) $n = 0,5 \text{ mol}$

- b) $y = 15 \text{ g}$

- 28.

- a) Al – possui menor massa para mesma quantidade de H_2 produzido.

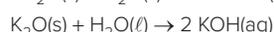
- b) Al – possui menor volume para mesma quantidade de H_2 produzido.

29. B

- 30.

- a) 130 g

- b) $\text{Na}_2\text{O}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2 \text{ NaOH}(\text{aq})$



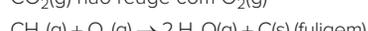
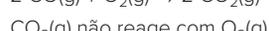
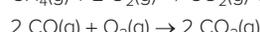
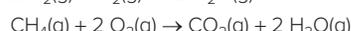
- 31.

- a) 6 mol

- b) $1,5 \cdot 10^3 \text{ kJ}$

- 32.

- a) $2 \text{ H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O}(\text{g})$



- b) Nula.

- c) Gás nafta por causa da presença do CO em sua composição.

33. E

34. B

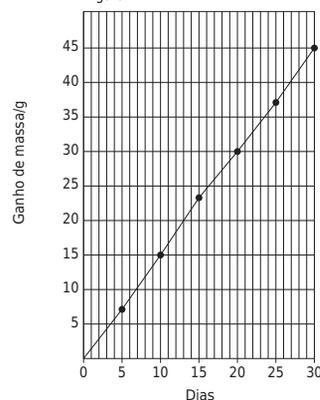
35. C

36. B

- 37.

- a)

Figura 1

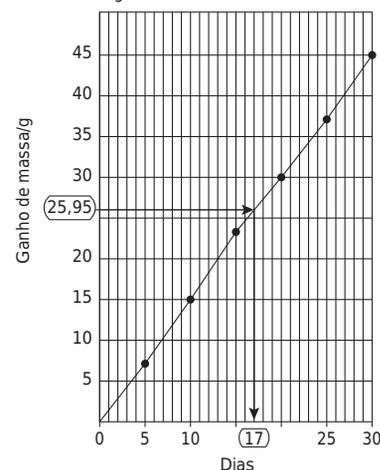


- b) Temos a seguinte equação química:
 $\text{CaCl}_2(\text{s}) + 2 \text{ H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{CaCl}_2 \cdot 2 \text{ H}_2\text{O}(\text{s})$
 111 g ————— 36 g
 80 g ————— $m(\text{H}_2\text{O})$
 $m(\text{H}_2\text{O}) = 25,95 \text{ g}$.

- c) Pelo gráfico, teremos 17 dias.

- d)

Figura 2



38. B

39. C

40. D

41. 5,34%

42. 97,92%

- 43.

- a) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2 \text{ C}_2\text{H}_6\text{O} + 2 \text{ CO}_2$

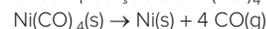
- b) 23 mL

- c) 8,96 L

44. D

- 45.

- a) A equação química balanceada da decomposição do $\text{Ni}(\text{CO})_4$ é:



- b) Massa de níquel = 1174 gramas.

46. C

47. A

48. D

- 49.

- a) Al_2O_3 $\Delta E = 2,0$



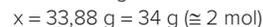
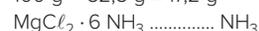
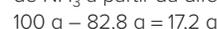
pelo ΔE verifica-se que são iônicos.

- b) $m = 39 \text{ g}$

- 50.

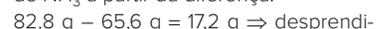
- a) **Etapa 1:**

Podemos obter a massa despreendida de NH_3 a partir da diferença:



- Etapa 2:**

Podemos obter a massa despreendida de NH_3 a partir da diferença:



Etapa 3:

Podemos obter a massa despreendida de NH_3 a partir da diferença: $65,6 \text{ g} - 48,4 \text{ g} = 17,2 \text{ g} \Rightarrow$ despreendimento análogo ao da etapa 1 e 2 $\Rightarrow 34 \text{ g}$ de NH_3 .

b)

Etapa 1	$\text{MgCl}_2 \cdot 6 \text{NH}_3(\text{s}) \xrightleftharpoons{\Delta} \text{MgCl}_2 \cdot 4 \text{NH}_3(\text{s}) + 2 \text{NH}_3(\text{g})$
Etapa 2	$\text{MgCl}_2 \cdot 4 \text{NH}_3(\text{s}) \xrightleftharpoons{\Delta} \text{MgCl}_2 \cdot 2 \text{NH}_3(\text{s}) + 2 \text{NH}_3(\text{g})$
Etapa 3	$\text{MgCl}_2 \cdot 2 \text{NH}_3(\text{s}) \xrightleftharpoons{\Delta} \text{MgCl}_2(\text{s}) + 2 \text{NH}_3(\text{g})$

c) A corrente de N_2 gasoso arrasta o NH_3 , ou seja, sua concentração diminui no sistema. O equilíbrio é então deslocado no sentido da produção de NH_3 e ocorre a decomposição do $\text{MgCl}_2 \cdot 6 \text{NH}_3(\text{s})$.

51.

a) $\text{NH}_3 + \text{CH}_4 \rightarrow \text{HCN} + 3 \text{H}_2$; em presença de Pt.

b) 2125 kg de NH_3 e 2000 kg de CH_4

52.

a) Considerando 100% de rendimento:

1 mol $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH} \rightarrow 1$ mol C_4H_8

137 g 25 L

1,37 g x

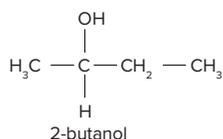
$x = 0,25 \text{ L}$ ou 250 mL

250 mL 100%

105 mL y

$y = 42\%$ (rendimento em butenos)

b)



c) $V_{100} = 0,44 \text{ mL/s}$
 $V_{250} = 0,22 \text{ mL/s}$
 $V_{400} = 0 \text{ mL/s}$ (a curva torna-se uma reta horizontal, o sistema entrou em equilíbrio).

53.

a) $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{s})$ (cloreto de prata).

$2 \text{AgCl}(\text{s}) + 2 \text{NaOH}(\text{aq}) \xrightarrow{\Delta} \text{Ag}_2\text{O}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2 \text{NaCl}(\text{aq})$.

De acordo com o esquema dado, após a adição do NaOH temos aquecimento e, conseqüentemente, teremos:

$2 \text{AgOH}(\text{s}) \xrightarrow{\Delta} \text{Ag}_2\text{O}(\text{s}) + \text{HOH}(\text{v})$

b) $\text{Ag}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{Ag}_2\text{O}(\text{s}) + \text{SO}_3(\text{g})$

312 g 232 g x r

15,6 g 8,7 g

$r = 0,75 = 75\%$

O rendimento em Ag_2O neste processo foi de 75%.

54. B

55. C

56. D

57. E

58. E

59.

1) Houve mudança de cor.

2) $2 \text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CuO}$

3) $88,8 \text{ cm}^3$

60. A

61. D

62. A

63. 321,4 kg

64.

a) A massa de KO_2 necessária para reagir com 0,10 mol de CO_2 é igual a 14,2 g.

b) O volume de O_2 liberado para a reação de 0,4 mol de KO_2 é igual a 6,72 L.

65. B

66. A

67. C

68. C

69.

a) 113,83 kPa

b) 242,6 g

70. D

71. B

72. B

73. C

74. E

Frente 3**Capítulo 1 – Teoria atômico-molecular****Revisando**

1.

a) 1,5

b) 3,0

c) $1,8 \cdot 10^{24}$

2. $^{79}\text{M} = 55\%$

$^{81}\text{M} = 45\%$

3.

a) 0,15 mol de O_3/m^2

b) $3,55 \cdot 10^{-5} \text{ g/m}^2$

4. $1,08 \cdot 10^{34}$ moléculas

5.

a) 15,33% Na

b) 1,5 g NaI

6.

a) O valor da massa molar do magnésio ($24,3 \text{ g mol}^{-1}$) está mais próximo do isótopo de número de massa 24, logo este deve ser o mais abundante. Justifica-se pelo fato de a massa molar de um elemento químico ser a média ponderada das massas atômicas de seus isótopos, considerando-se as porcentagens.

b) A fórmula do cloreto de magnésio é MgCl_2 . Ao utilizarmos o isótopo 24 do

magnésio e os isótopos 35 e 37 do cloro, temos:

$^{24}\text{Mg}; ^{35}\text{Cl}; ^{35}\text{Cl} \rightarrow M = 94 \text{ g mol}^{-1}$

$^{24}\text{Mg}; ^{35}\text{Cl}; ^{37}\text{Cl} \rightarrow M = 96 \text{ g mol}^{-1}$

$^{24}\text{Mg}; ^{37}\text{Cl}; ^{37}\text{Cl} \rightarrow M = 98 \text{ g mol}^{-1}$

7.

a) $1,05 \cdot 10^{23}$ moléculas

b) 0,25 g

Exercícios propostos

1. C

2. B

3. A

4. B

5. D

6. A

7. A

8. C

9. D

10. E

11. C

12. A

13. E

14. D

15. A

16. B

17. C

18. C

19. Limite: $2,5 \cdot 10^{-6}$ mol de Hg^{2+} .
 Amostra: $8,4 \cdot 10^{-6}$ mol de Hg^{2+} . O atum deve ser confiscado.

20. B

21. A

22. D

23. C

24. A

25. B

26.

a) $V = 5,12 \cdot 10^{-22} \text{ cm}^3$

b) $N = 6,1 \cdot 10^{23}$ moléculas

27. C

28. C

29. C

30. B

31. $m = 1898 \text{ g}$

32. B

33.

a) 90%

b) 5,875 g

Exercícios complementares

1.

a) Isótopos do elemento químico carbono de números de massa 12 e 13.

b) 12,01 u

2. C

3. B

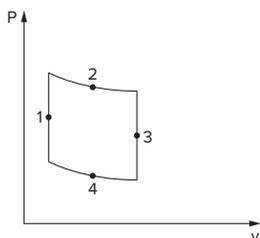
4. C

5. B
6. C
7. B
8. C
9. C
10. B
11. Soma: $02 + 04 = 06$
12. D
13. C
14. D
15. A
16. A
17. C
18. 73,9 kg
19. C
20. E
21. B
22. A
23. E
24. D
25. C
- 26.
- a) A_7F_2 ou F_2A_7
- b) $3,5 \cdot 10^{-22}$ mol de arroz
- c) $5,0 \cdot 10^{-23}$ mol de A_7F_2
- 27.
- a) $2,52 \cdot 10^{18}$ t
- b) $8,4 \cdot 10^9$ anos ou 8 bilhões e quatrocentos milhões de anos.
28. E
29. B
30. A
31. C
32. D
33. C

Capítulo 2 – Gases

Revisando

1. Com o aquecimento da garrafa, parte do ar contido em seu interior escapa, e isso leva a uma redução na pressão interna dela. Quando o ovo é recolocado sobre a garrafa, a diferença de pressão entre o meio externo e a garrafa faz com que o ovo seja deslocado para o interior do recipiente.
- 2.



3. 20 atm

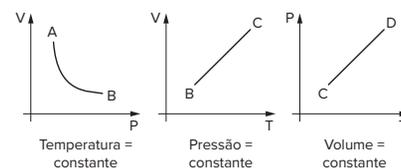
4. Balões de 3 L: $P = 4,14 \text{ atm} > 4 \text{ atm}$ (os balões explodirão)
Balões de 5 L: $P = 2,48 \text{ atm} < 4 \text{ atm}$ (os balões não explodirão)
Balões de 10 L: $P = 1,24 \text{ atm} < 4 \text{ atm}$ (os balões não explodirão)

- 5.
- a) 0,5 mol
- b) 16 g
- 6.
- a) $V = 25,62 \text{ L}$
 $P_{O_2} = 1,6 \text{ atm}$
 $P_{N_2} = 2,4 \text{ atm}$
- b) O novo valor de pressão é 4,7 atm. Como esse número é maior do que 4,5 atm, as paredes do recipiente serão incapazes de resistir à nova pressão externa.
7. $687,798 \approx 688 \text{ g}$
8. 0,08
- 9.
- $d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$
 $M \approx 153,77 \text{ g/mol}$
- 10.
- a) $d_{SP} = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$; $d_{LP} = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$
 $\frac{d_{SP}}{d_{LP}} = \frac{\frac{0,92 \cdot M}{R \cdot T}}{\frac{0,65 \cdot M}{R \cdot T}} = \frac{0,92}{0,65} = 1,4$
- b) Quanto menor for a pressão atmosférica, maior a facilidade de uma substância gasosa escapar de uma solução aquosa. Sendo assim, a concentração de CO_2 na garrafa em Aracajú será maior do que a da garrafa em Ouro Preto, tendo em vista que a maior pressão atmosférica na primeira cidade dificulta a liberação do gás para o ambiente.

Exercícios propostos

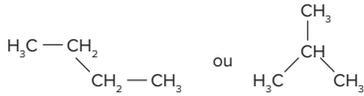
1. C
2. A
3. B
- 4.
- a) A transformação $A \rightarrow B$ está associada à lei de Boyle que descreve uma transformação isotérmica. Graficamente, no diagrama $V \times P$ as isotermas podem ser identificadas como parte de uma hipérbole equilátera, na qual o produto PV se mantém constante.
Já a transformação $B \rightarrow C$ corresponde à lei de Charles, que descreve transformações isobáricas. Pode-se observar no gráfico que nessa transformação a pressão permanece constante enquanto V e T variam.
A transformação $C \rightarrow D$ relaciona-se com a lei de Gay-Lussac, que enuncia as transformações isovolumétricas (isocóricas). Nessa transformação, percebe-se que o volume se mantém fixo enquanto P e T variam.

- b) Os gráficos podem ser elaborados de acordo com os seguintes modelos:



5. B
6. A
7. A
8. E
9. F; F; V; F
10. C
11. C
12. B
13. E
14. E
15. B
16. E
17. D
18. D
19. A
20. B
21. D
22. E
- 23.
- a) 5,10 g
- b) A liga metálica formada entre o mercúrio e outros metais é denominada amálgama e constitui uma mistura homogênea.
24. B
25. C
26. D
27. B
28. 12 g
29. A
30. C
31. B
32. B
33. B
34. E
35. D
36. A
37. D
- 38.
- a) $P = 2,20 \text{ atm}$
- b) $P_{CH_4} = 0,489 \text{ atm}$
 $P_{H_2} = 0,733 \text{ atm}$
 $P_{N_2} = 0,978 \text{ atm}$
39. V; V; F; F; V
40. V; V; V; F; F
41. Soma: $01 + 02 + 04 + 08 = 15$
42. B
43. A

44. C
 45. C
 46. B
 47. Massa molar: 58 g/mol
 Fórmulas estruturais dos isômeros:



48. C
 49. A
 50. C
 51. D
 52. Soma: $01 + 02 + 04 + 16 = 23$
 53. C
 54. D
 55. C
 56. D
 57. E
 58. D
 59.

- a) $\frac{1}{2}$
 b) 0,180 g/L

60. E
 61.
 a) 100 K
 b) $\frac{4}{3}$

62.
 a) $d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$
 b) O ar pode ser substituído pelos gases O_2 e CO_2 que não são tóxicos e têm massas molares maiores que a do ar, portanto, mais densos. Sendo assim, a balança desequilibrará para o lado em que foi realizada a substituição.

63.
 a) $V = 21700 \text{ L}$
 b) $d = 0,0184 \text{ g/L}$

64. C
 65. C
 66. O HCl e a amônia sofrem vaporização com o recipiente aberto. A velocidade de difusão da amônia é maior do que a do ácido clorídrico; sendo assim, o sólido se forma mais próximo do recipiente contendo HCl .

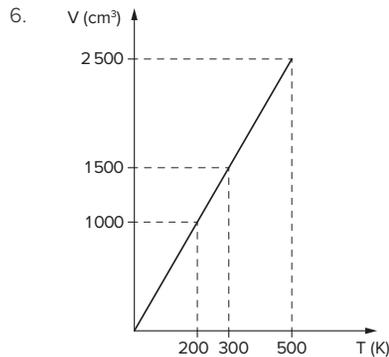
67. Soma: $02 + 08 + 16 = 26$
 68. A
 69. 238 u

Exercícios complementares

1. C
 2. Soma: $01 + 02 + 08 + 16 = 27$
 3. C
 4. F; V; V; V
 5.
 a) Os termos corretos são, respectivamente: aleatório, linear, maiores, choques, pressão.

- b) $X = \text{Cl}_2$ a 100 K; $Y = \text{Cl}_2$ a 1000 K e $Z = \text{H}_2$ a 100 K.
 Para uma mesma espécie de gás, quanto maior a temperatura, maior a velocidade média das moléculas. Logo, as moléculas de Y possuem maior velocidade média que as de X.

Comparando X e Z, que estão a mesma temperatura, tem-se que as moléculas de H_2 possuem maior velocidade média devido sua menor massa molar.



7. E
 8.
 a) $P_2 = 1,1 \text{ atm}$
 b) Após a saída da tampa o gás escapa e a pressão se iguala à pressão atmosférica $P = 1 \text{ atm}$.

9. B
 10. B
 11. B
 12. Soma: $01 + 04 = 05$
 13. Soma: $01 + 02 + 08 + 16 = 27$
 14. A
 15.

- a) O frasco com menor quantidade de moléculas é o 1.
 b) $\frac{P_2}{P_3} = \frac{0,9}{0,09} = 10$

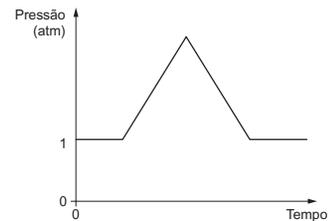
16. E
 17. E
 18. D
 19. E
 20. B
 21. D
 22. B
 23. D
 24. A
 25.

- a) 4969 mol
 b) Rango estaria mais distante do peso ideal se possuísse massa equivalente à do ar da sala.
 26. A
 27. B
 28. A
 29. C
 30. Soma: $01 + 04 = 05$

31.
 a) O KNO_3 fornece o oxigênio necessário para a combustão.



- b) 448 L
 c)



Antes de a bala ser atirada, a pressão se iguala à exterior. Durante a combustão da pólvora, os gases liberados aumentam a pressão do sistema até o limite no qual o projétil é lançado, e então a pressão reduz gradativamente ao valor inicial.

32. Soma: $01 + 02 + 04 = 07$
 33.

- a) De acordo com o gráfico fornecido, há pelo menos duas situações nas quais homens e mulheres teriam a mesma capacidade orgânica. MS da faixa 3, HS da faixa 4 e HA da faixa 6 têm o mesmo VO_2 , de 30 mL $\text{O}_2/\text{kg} \cdot \text{min}$. Além disso, HS e MA do final da faixa 5 também apresentam o mesmo VO_2 .

- b) 138 g
 34. B
 35. $P_T = 1,97 \text{ atm}$
 36.

- a) $P = 3000 \text{ atm}$
 b) b.1) A reação de combustão do gás hidrogênio não produz nenhuma substância poluente.
 b.2) A gasolina é obtida a partir de combustíveis fósseis, que não são renováveis. Já o hidrogênio pode ser obtido por meio da eletrólise da água.

37. C
 38. $m = 460 \text{ g}$
 39.
 a) $X_{\text{N}_2} = 0,2$; $X_{\text{N}_2} = 0,4$; $X_{\text{N}_2} = 0,4$.
 b) $P_{\text{total}} \cong 10 \text{ atm}$
 40. B
 41. C
 42. C
 43.

- a) $P = 18,368 \text{ atm}$
 b) $P_{x_2} = 5,25 \text{ atm}$
 44. Soma: $01 + 02 + 08 = 11$

45.
 a) A pressão atmosférica no interior da aeronave: $2,2 \cdot 10^4 \text{ Pa} =$ pressão de O_2 . O valor aceitável está entre $1 \cdot 10^4 \text{ Pa}$ e $6 \cdot 10^4 \text{ Pa}$.
 Como a pressão do O_2 no interior da aeronave está dentro da faixa aceitável, o piloto pode sobreviver.
 b) 4,2% em volume

46. A
 47. V; F; V; F; F
 48.
 a) Oxigênio: O₂
 Hélio: He
 Nitrogênio: N₂
 b) 2160 kPa ou 2,16 · 10³ kPa.
 c) 22,9 g/mol.
 49. 0,16 g

$$2 \text{KClO}_3(\text{s}) \xrightarrow{\Delta} 2 \text{KCl}(\text{s}) + 3 \text{O}_2(\text{g})$$

 50.
 a) X_{butano} = 0,2 = 20%
 b) Ao elevar-se a temperatura, aumenta-se a energia cinética média das moléculas. Como o volume é constante, a frequência de colisões com a parede do recipiente aumenta, levando a um aumento no valor da pressão.
 51. C
 52. 45 L
 53. A
 54. C
 55. A
 56. C
 57. A
 58. C
 59. B
 60. C
 61. A
 62. A
 63. B
 64. E
 65. B
 66.
 a) O metano é um gás mais leve e, portanto, menos denso que o ar. A menor densidade faz o metano subir, daí sua ascensão no ar atmosférico.
 b) Não seria possível obter a mistura mencionada no texto. Qualquer mistura de metano e ar, nas condições mencionadas no texto, terá um percentual de oxigênio menor que 21% por causa de diluição ou substituição de moléculas do ar, inclusive de oxigênio, pelas moléculas de metano.
 67.
 a) O gás NH₃ é mais veloz.
 b) Foi menor, pois o aumento da temperatura resulta no aumento de energia cinética média translacional de todas as partículas. Com isso, percorre-se a mesma distância em um tempo menor.
 c) O erro experimental proposto no enunciado resulta em uma velocidade de difusão do NH₃(g) aparentemente maior. Com isso, a razão velocidade de difusão do NH₃(g) se velocidade de difusão do HCl(g) torna aparentemente maior.

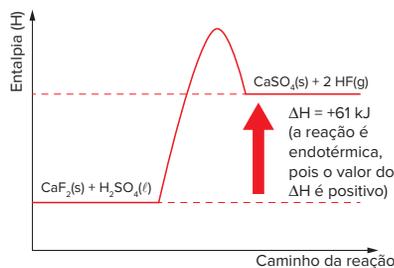
Consequentemente, a massa molar do HCl, segundo o que revelaria o experimento proposto, seria aparentemente maior.

68. 31 °C
 69. Soma: 01 + 04 + 16 = 21

Capítulo 3 – Termoquímica

Revisando

1.
 a) 500 kcal
 b) Atividade aeróbica: 15 minutos. Musculação: 30 minutos.
 c) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) + 6 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 6 \text{CO}_2(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\ell)$
 d) 78,4 kcal
 2. A reação é exotérmica.
 $\Delta H = -8,66 \text{ kJ/3 g H}_2\text{O}_2(\ell)$
 3.
 a) $\Delta H = -108 \text{ kJ}$
 b) -930 kJ. A reação é exotérmica.
 4. $\Delta H = 61 \text{ kJ}$. A reação é endotérmica.



5.
 a) $\Delta H = -62,9 \text{ kJ/mol}$
 b) Trata-se de uma reação exotérmica, pois $\Delta H < 0$.
 6.
 a) Tipos de ligação química envolvidos nos reagentes:
 FeO(s): ligação iônica
 CO(g): ligação covalente, ou molecular
 b) $\Delta H = -11,5 \text{ kJ/mol}$
 7.
 a) A fórmula estrutural do formol (metanal) é mostrada a seguir, e sua função orgânica é aldeído.

$$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}-\text{C} \\ | \\ \text{H} \end{array}$$

 b) $\Delta H_{\text{f}}^{\circ}(\text{CH}_2\text{O}) = -110 \text{ kJ/mol}$
 8.
 a) $2 \text{CH}_3\text{OH}(\ell) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\ell)$
 ou $\text{CH}_3\text{OH}(\lambda) + \frac{3}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$
 b) $\Delta H = -638,1 \text{ kJ/mol}$ de metanol
 c) m_{CO₂} = 176 g
 9.
 a) I. $\Delta H = -184 \text{ kJ}$
 II. $\Delta H = -78 \text{ kJ}$

- b) A reação mais favorável é aquela mais exotérmica, portanto a reação I.
 10.
 a) $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
 $\Delta H_{\text{reação}} = -242 \text{ kJ/mol}$
 b) 224 L
 c) O uso de combustíveis fósseis lança gases poluentes para a atmosfera, como o monóxido de carbono (CO).

Exercícios propostos

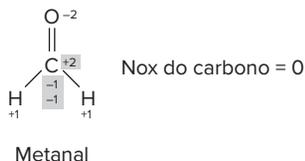
1. B
 2. D
 3. Soma: 01 + 02 + 04 + 08 + 16 = 31
 4.
 a) Etapa I: endotérmica, já que a variação de entalpia (ΔH) é positiva (ocorre absorção de calor). Etapa II: exotérmica, já que a variação de entalpia (ΔH) é negativa (ocorre liberação de calor).
 b) A massa mínima de SO₃(g) que deve reagir completamente com água é de 80 g.
 5. B
 6. E
 7. B
 8. C
 9. E
 10. B
 11. Soma: 02 + 04 = 06
 12.
 a) 73465,7 kJ
 b) 2,035 · 10⁵ kJ
 c) 88,18 kJ
 d) 212 kJ
 13. C
 14. C
 15.
 a) p = 66%
 b) Quantidade de sódio na refeição = (1,22 + 0,31 + 0,18) = 1,71 g
 Massa molar do NaCl = 58,5 g/mol
 Massa molar do Na = 23 g/mol

$$\begin{array}{l} \text{NaCl} \text{ — Na} \\ 58,5 \text{ g — } 23 \text{ g} \\ \text{m — } 1,71 \text{ g} \\ \text{m} = 4,35 \text{ g de sal} \end{array}$$

 O consumo diário máximo de sal comum não foi atingido com essa refeição.
 16.
 a) Para 1 mol de glicose, são consumidos 6 mols de oxigênio. Já para 1 mol do ácido graxo, são consumidos 17 mols de oxigênio. Portanto, haverá maior consumo de oxigênio no caso do ácido graxo proveniente do lipídeo.
 b) 416 kcal/km
 17. A
 18. E

19. E
 20. E
 21. D
 22. A
 23. B
 24. C
 25. B
 26. C
 27. E
 28. A
 29. B
 30. B
 31. C
 32. B
 33. E
 34. A
 35. $\Delta H = +207 \text{ kJ}$
 36. E
 37. C
 38.
 a) $10 \text{ C}_6\text{H}_6(\lambda) + 15 \text{ O}_2(\text{g}) \rightarrow 30 \text{ H}_2\text{O}(\lambda) + \text{C}_{60}(\text{s})$
 b) $\Delta H = -674,3 \text{ kJ/mol C}_6\text{H}_6$
 39. Soma: $01 + 04 = 05$
 40.
 a) $E_{\text{metanol}} = 19,95 \text{ kJ liberados}$
 $E_{\text{etanol}} = 26,84 \text{ kJ liberados}$
 Portanto, o etanol libera mais energia por grama ($26,84 \text{ kJ} > 19,95 \text{ kJ}$).
 b) $E = 107360 \text{ kJ}$
 41. Como as etapas II e III são exotérmicas ($\Delta H < 0$), é necessário diminuir a temperatura para deslocar os equilíbrios no sentido da síntese de ácido nítrico.
 42. C
 43. B
 44.
 a) 3200 g
 b) $2327 \text{ g} \cdot \text{m}^{-2}$
 45. A massa de etanol consumida é de 9200 g .
 O calor liberado é de 255400 kJ .
 46. E
 47. E
 48. A
 49. D
 50.
 a) Temos a seguinte reação química:
 $\text{CH}_3\text{OH}(\ell) + \text{CH}_3\text{COOH}(\ell) \rightarrow$
 $\rightarrow \text{CH}_3\text{COOCH}_3(\ell) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$
 Fórmula estrutural do éster X:
- $$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \quad \quad \quad \text{O}-\text{CH}_3 \end{array}$$
- b) $\Delta H = -5 \text{ kJ}$. Como o valor da variação de entalpia é negativo, a reação é exotérmica.
 51. D

52.
 a) $E_{\text{mistura}} = 3,58 \cdot 10^4 \text{ kJ}$
 b) $E_{\text{ganho de energia}} = 1,92 \cdot 10^4 \text{ kJ/kg}$
 c) A purificação do biogás impede que ocorra a queima do H_2S (gás sulfídrico), que gera SO_2 (dióxido de enxofre). Este, por sua vez, sofre combustão, gerando SO_3 (trióxido de enxofre), que pode reagir com a água e atuar na formação da chuva ácida.
 d) No tubo A, é recolhido biogás com maior poder calorífico, pois, quanto maior a profundidade, menos oxigênio vai se misturar ao material orgânico e será maior a concentração de CH_4 formado devido à fermentação anaeróbica.
 53. A
 54.
 a) $m = 733,33 \text{ g de CO}_2$
 b) $E = 7061 \text{ kJ}$
 55. Energia absorvida no processo é igual a $0,05 \text{ kJ}$.



56. B
 57. C
 58. A
 59. C
 60. E
 61. D
 62. A
 63. B
 64. A
 65. A
 66.
 a) $\Delta H_2 = -40 \text{ kcal}$
 b) $E_{\text{Ligação C=C}} = +147 \text{ kcal}$.
 67. A
 68. A

Exercícios complementares

1. E
 2.
 a) Processo endotérmico, pois ocorre absorção de energia.
 b) Todas as reações cujo $\Delta H > 0$, ou seja, a primeira e a terceira reação.
 3.
 a) $\Delta H_{\text{sublimação}} = 91,82 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 A reação é endotérmica.
 b) Como a sublimação é uma reação endotérmica, o aumento de temperatura interfere na qualidade do produto. Portanto, é necessário manter a temperatura entre 15 e $25 \text{ }^\circ\text{C}$.
 4. C
 5. C

6. D
 7. B
 8. C
 9. A
 10. B
 11. E
 12.
 a) $1 \text{ C}_{18}\text{H}_{34}\text{O}_2(\text{g}) + \frac{51}{2} \text{ O}_2(\text{g}) \rightarrow 18 \text{ CO}_2(\text{g}) + 17 \text{ H}_2\text{O}(\lambda)$
 b) $E = 546,099 \text{ kJ} \cong 546 \text{ kJ}$
 13. D
 14. B
 15. E
 16. C
 17.
 a) $\frac{d_{\text{gasolina}}}{d_{\text{H}_2 \text{ líquido}}} \cong 10,6$
 b) Apesar de a energia específica do hidrogênio ser três vezes maior que a da gasolina, esta última é mais de 10 vezes mais densa, diferença que faz ultrapassar o hidrogênio em termos de conteúdo energético por volume.
 Em outras palavras, há mais massa por unidade de volume na gasolina para ser queimada e liberar energia em uma combustão.
 18. A
 19. A
 20. B
 21. A
 22. B
 23. A
 24. D
 25. B
 26. C
 27. Soma: $02 + 04 = 06$
 28. A
 29. D
 30. B
 31. A
 32. B
 33. Temos que:
 $\text{HCN}(\text{aq}) + \text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{CN}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$
 $\Delta H = -2,9 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell)$
 $\begin{array}{cc} \text{ácido} & \text{base} \\ \text{forte} & \text{forte} \end{array}$
 $\Delta H = -13,3 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$
 Assim:
 $\text{HCN}(\text{aq}) + \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow$
 $\rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{CN}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$
 $\Delta H_1 = -2,9 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $\text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
 $\Delta H_2 = 13,3 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $\text{HCN}(\text{aq}) \xrightarrow{\text{Global}} \text{H}^+(\text{aq}) + \text{CN}^-(\text{aq})$
 $\Delta H = -2,9 + 13,3 = +10,4 \text{ kcal}$

34. D
35. E = 43500 kJ/kg de hidrogênio produzido.
O agente redutor da reação é o carbono.
36. $\Delta H = -149$ kJ
37. D
38. B
39. C
40. B
41. B
42. C
43. B
- 44.
- a) $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g}) \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}(\text{s})$
 $\Delta H = -176$ kJ/mol
- b) Durante a dissolução, ocorre consumo de energia para o rompimento das ligações iônicas. Durante a formação das ligações dipolo-íon (íons e moléculas de água), ocorre liberação de energia. Nesse caso, a absorção de energia é maior do que a liberação de energia, por isso percebe-se um resfriamento dessa solução.
45. E
46. A
47. Soma: $02 + 04 + 08 + 16 = 30$
48. B
49. C
- 50.
- a) Manipulando-as para obter a equação global e aplicando a lei de Hess, temos:
 $\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mg}(\text{s}) \quad \Delta H_{\text{form}} = +467$
 $2 \text{F}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{F}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^- \quad \Delta H_{\text{form}} = +335 \cdot 2$
 $\text{Mg}(\text{s}) + \text{F}_2(\text{g}) \rightarrow \text{MgF}_2(\text{s}) \quad \Delta H_{\text{form}} = -1124$ kJ
 $\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{F}^-(\text{aq}) \xrightarrow{\text{Global}} \text{MgF}_2(\text{s})$
 $\Delta H_{\text{total}} = (+467 + 2 \cdot (+335) - 1124)$ kJ = +13 kJ

- b) Teremos:
- $$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{F}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{MgF}_2(\text{s})$$
- $$\underbrace{-467 \text{ kJ} \quad 2 \cdot (-335) \text{ kJ}}_{H_{\text{reagentes}}} \quad \underbrace{-1124 \text{ kJ}}_{H_{\text{produtos}}}$$
- $$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$
- $$\Delta H = +13 \text{ kJ}$$
- 51.
- a) $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s}) \xrightarrow{\Delta} \text{N}_2\text{O}(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- b) $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s}) \xrightarrow{\Delta} \text{N}_2\text{O}(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
 $\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$
 $\Delta H = [+82 \text{ kJ} + 2 \cdot (-242) \text{ kJ}] - [-366 \text{ kJ}]$
 $\Delta H = -36$ kJ
 $\Delta H < 0$
 O processo de decomposição é exotérmico.
52. C
53. $1 \text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 1 \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
 $\Delta H_r = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$
 $\Delta H_r = [(\Delta H_{\text{f,CO}_2}^\circ + 2 \cdot \Delta H_{\text{f,H}_2\text{O}(\text{g})}^\circ) - (\Delta H_{\text{f,CH}_4}^\circ + 0)]$
 $\Delta H_r = \Delta H_{\text{f,CO}_2}^\circ + 2 \cdot \Delta H_{\text{f,H}_2\text{O}(\text{g})}^\circ - \Delta H_{\text{f,CH}_4}^\circ$
 $\Delta H_{\text{f,CH}_4}^\circ = \Delta H_{\text{f,CO}_2}^\circ + 2 \cdot \Delta H_{\text{f,H}_2\text{O}(\text{g})}^\circ - \Delta H_r$
54. Soma: $01 + 02 + 04 + 08 + 16 = 31$
- 55.
- a) $\Delta H = -93,2$ kJ
- b) $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$
- c) $\Delta H = +178$ kJ
- d) $m(\text{CaSO}_4) = 272$ g ou 2 mols de CaSO_4 .
56. E
57. C
58. A
59. B
60. D
61. B
62. E
63. A

64. A
65. A
66. C
67. C
68. A
69. C
- 70.
- a) $\Delta H_{\text{TOTAL}} = -970$ kJ
- b) +496 kJ
71. D
72. C
73. D
74. Sabe-se que $\Delta H = \Delta U - W$ ou, equivalentemente, $\Delta H = \Delta U + \Delta n(\text{g}) \text{ RT}$.
 Assim, para que ΔH seja igual a ΔU , devemos ter $W = 0$ ou, equivalentemente, $\Delta n(\text{g}) \text{ RT} = 0$.
 Isso significa que a reação, mesmo a pressão constante, não pode ter variação de volume, ou seja, o produto $n(\text{g}) \text{ RT}$ deve permanecer constante.
75. E
- 76.
- a) $m_{\text{Al}} = 5,4$ g
- b) $\Delta G_{1600^\circ\text{C}} = -804$ kJ/mol
77. D
78. C
79. E
80. B
81. C
82. B
83. A
84. A
85. C
86. Soma: $01 + 02 = 03$

