



Pré-vestibular Química



Autoria: Thiano Bernini Caspar, Guilherme Aulicino Bastos Jorge e Marcelo Miguel Martins Pelisson.

Direção geral: Nicolau Arbex Sarkis.

Cerência editorial: Emília Noriko Ohno.

Coordenação de engenharia de produção: Juliano Castilho Laet de Holanda.

Coordenação de projeto editorial: Diego da Mata, Marília L. dos Santos C. Ribeiro e Viviano R. Nepomuceno.

Edição: Equipe de edição da Editora Poliedro.

Coordenação de edição de texto: Anaiza Castellani Selingardi.

Edição de texto: Equipe de edição de texto da Editora Poliedro.

Coordenação de revisão: Mariana Castelo Queiroz.

Revisão: Equipe de revisão da Editora Poliedro.

Edição de arte: Kleber S. Portela e Wellington Paulo.

Diagramação: Equipe de diagramação da Editora Poliedro.

Ilustração: Equipe de ilustração da Editora Poliedro.

Coordenação de licenciamento: Kelly Garcia.

Analistas de licenciamento: Equipe de licenciamento da Editora Poliedro.

Licenciamento: Jade Cristina Bernardino.

Analista de produção editorial: Cláudia Moreno Fernandes.

Coordenação de PCP: Anderson Flávio Correia.

Analista de PCP: Vandré Luis Soares.

Projeto gráfico: Alexandre Moreira Lemes e Kleber S. Portela.

Projeto gráfico da capa: Bruno Torres e Varão Monteiro Junior.

Colaboração externa: Diagramação, revisão e preparação de originais: Know-how Editorial.

Edição técnica: Fabiana Eiko Shibahara Asano.

Impressão e acabamento: Nyugraf.

Créditos: capa e frontispício Cogosvm/iStockphoto.com 5 © Andrzej Wojcicki/iStockphoto

• Drs A. Yazdani & D.J. Hombaker/Science Photo Library/SPL DC/Latinstock • Dmitrii Mendeleev's/Wikimedia Commons 151 ktsdesign/123rf.com • © Elenazarubina | Dreamstime.com • © Cybrain | Dreamstime.com 233 bornholm/123rf.com • Alan Poulson/123rf.com • J Brew/Wikimedia Commons.

A Editora Poliedro pesquisou junto às fontes apropriadas a existência de eventuais detentores dos direitos de todos os textos e de todas as obras de artes plásticas presentes nesta obra, sendo que sobre alguns nenhuma referência foi encontrada. Em caso de omissão, involuntária, de quaisquer créditos faltantes, estes serão incluídos nas futuras edições, estando, ainda, reservados os direitos referidos nos arts. 28 e 29 da lei 9.610/98.



São José dos Campos - SP
ISBN: 978-85-7901-553-3
Telefax: (12) 3924-1616
editora@sistemapoliedro.com.br
www.sistemapoliedro.com.br

Copyright © 2018
Todos os direitos de edição reservados à Editora Poliedro

SUMÁRIO

Frente 1

1 O átomo	06
Evolução do modelo atômico.....	7
O modelo atômico atual.....	14
Distribuição eletrônica.....	20
Revisando.....	24
2 Tabela periódica	51
O desenvolvimento da tabela periódica.....	52
Classificação periódica atual.....	54
Propriedades periódicas.....	59
Revisando.....	63
3 Ligações químicas	84
A regra do octeto.....	85
Ligação iônica ou eletrovalente.....	85
Ligação covalente.....	88
Ligação metálica.....	91
Teoria da ligação de valência.....	91
Geometria molecular.....	97
Polaridade das ligações.....	99
Exercícios propostos.....	27
Texto complementar.....	33
Exercícios complementares.....	38
Exercícios propostos.....	65
Texto complementar.....	69
Exercícios complementares.....	76
Polaridade das moléculas.....	100
Atrações intermoleculares.....	103
Revisando.....	105
Exercícios propostos.....	108
Texto complementar.....	122
Exercícios complementares.....	130

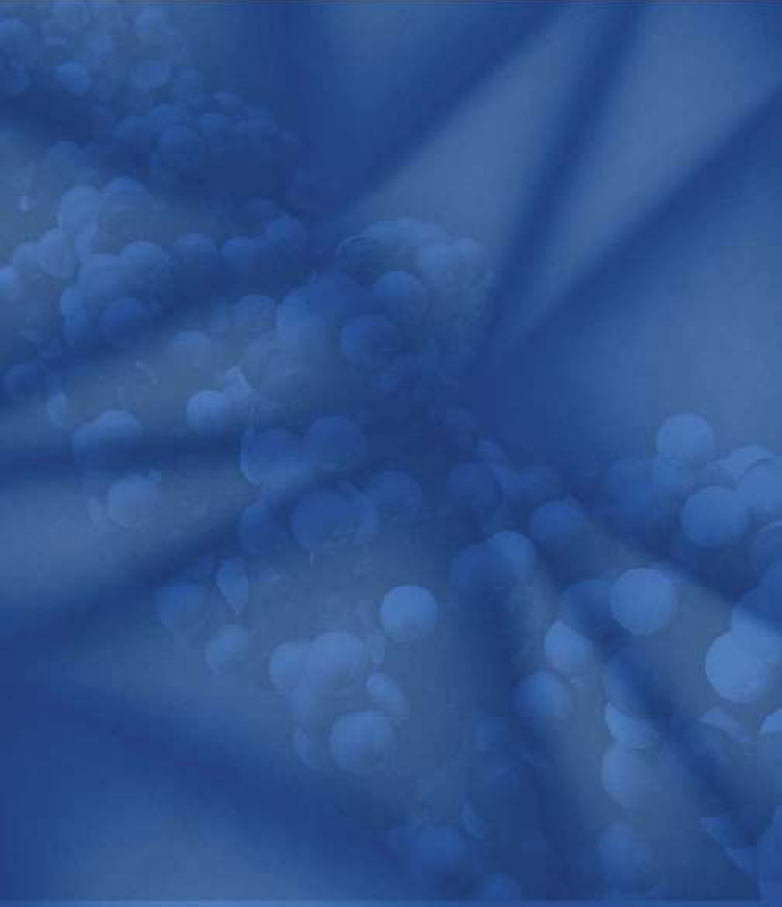
Frente 2

1 Estados físicos e suas mudanças	152
Estados físicos.....	153
Substância pura <i>versus</i> mistura.....	155
Densidade.....	157
Sistemas homogêneos <i>versus</i> heterogêneos.....	158
Teoria atômica de Dalton.....	159
Alotropia.....	160
Análise imediata.....	161
Revisando.....	165
Exercícios propostos.....	167
Textos complementares.....	174
Exercícios complementares.....	177
2 Introdução ao cálculo estequiométrico	184
Unidade de massa atômica (u).....	185
Revisando.....	191
Exercícios propostos.....	193
Texto complementar.....	196
Exercícios complementares.....	198
3 Cálculo estequiométrico	205
Leis das reações.....	206
Cálculo estequiométrico.....	208
Casos especiais.....	210
Revisando.....	212
Exercícios propostos.....	216
Texto complementar.....	224
Exercícios complementares.....	226

Frente 3

1 Teoria atômico-molecular	238
Introdução	239
Unidade de massa atômica (u) ou Dalton (Da).....	240
Quantidade de matéria (mol).....	242
Revisando	244
2 Gases	253
Introdução	254
Gás ideal	254
Relação pressão-volume (transformação isotérmica)	255
Relação volume-temperatura (transformação isobárica).....	256
Relação pressão-temperatura (transformação isotérmica ou isocórica)	257
Equação geral dos gases (cálculos combinados)	258
Princípio de Avogadro	260
Misturas gasosas	262
Revisando	264
Exercícios propostos	266
Textos complementares.....	277
Exercícios complementares.....	282
3 Termoquímica	291
Introdução	292
Calorimetria.....	292
Entalpia.....	293
Equação termoquímica.....	297
Lei de Hess	297
Estado padrão das substâncias.....	299
Entalpia-padrão de formação	299
Energia de ligação	301
Revisando	303
Exercícios propostos	306
Textos complementares.....	321
Exercícios complementares.....	326
Gabarito	339

Frente 1



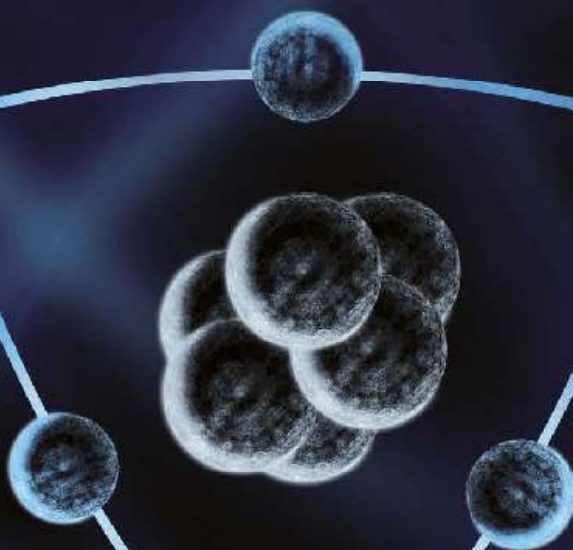
País	Superficie (ha)	Producción (t)	Producción (t/ha)
Argentina	1.200.000	1.200.000	1,00
Bolivia	1.000.000	1.000.000	1,00
Brasil	1.000.000	1.000.000	1,00
Chile	1.000.000	1.000.000	1,00
Colombia	1.000.000	1.000.000	1,00
Costa Rica	1.000.000	1.000.000	1,00
Ecuador	1.000.000	1.000.000	1,00
El Salvador	1.000.000	1.000.000	1,00
Guatemala	1.000.000	1.000.000	1,00
Haití	1.000.000	1.000.000	1,00
Honduras	1.000.000	1.000.000	1,00
India	1.000.000	1.000.000	1,00
Indonesia	1.000.000	1.000.000	1,00
Jamaica	1.000.000	1.000.000	1,00
Japón	1.000.000	1.000.000	1,00
Kenia	1.000.000	1.000.000	1,00
Malasia	1.000.000	1.000.000	1,00
México	1.000.000	1.000.000	1,00
Nicaragua	1.000.000	1.000.000	1,00
Nigeria	1.000.000	1.000.000	1,00
Panamá	1.000.000	1.000.000	1,00
Paraguay	1.000.000	1.000.000	1,00
Perú	1.000.000	1.000.000	1,00
República Dominicana	1.000.000	1.000.000	1,00
Senegal	1.000.000	1.000.000	1,00
Sri Lanka	1.000.000	1.000.000	1,00
Tailandia	1.000.000	1.000.000	1,00
Tanzania	1.000.000	1.000.000	1,00
Togo	1.000.000	1.000.000	1,00
Trinidad y Tobago	1.000.000	1.000.000	1,00
Uganda	1.000.000	1.000.000	1,00
Uruguay	1.000.000	1.000.000	1,00
Venezuela	1.000.000	1.000.000	1,00
Zambia	1.000.000	1.000.000	1,00
Zimbabwe	1.000.000	1.000.000	1,00
Mundo	1.000.000	1.000.000	1,00

1

FRENTE 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**.

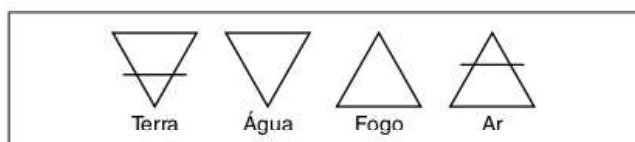


Fig. 1 Os quatro elementos de Empédocles.

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).

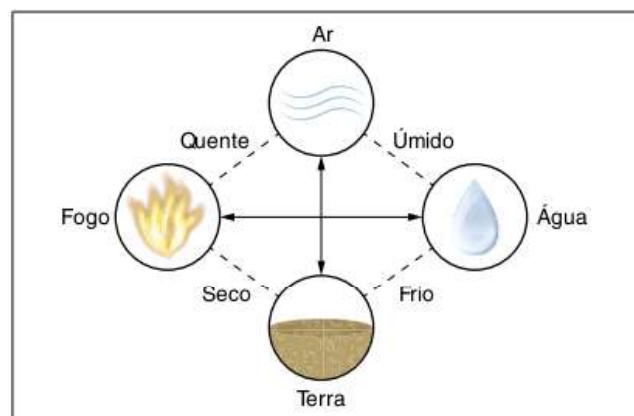


Fig. 2 Os quatro elementos de Empédocles com as características de Aristóteles.

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).

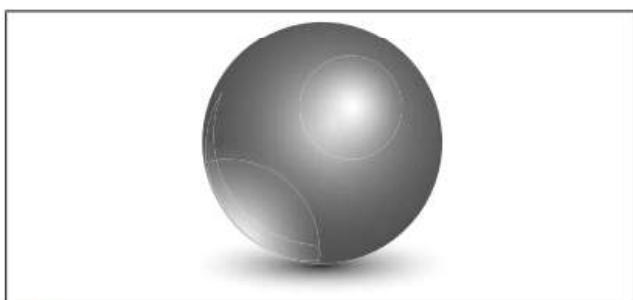


Fig. 4 Modelo atômico de Dalton.

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 Fig. 5 e Fig. 6.

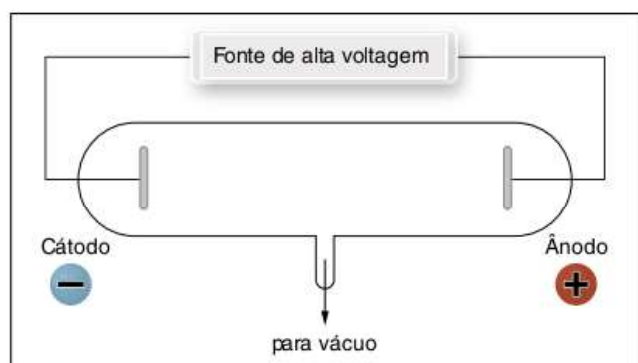


Fig. 5 Representação esquemática do tubo de Crookes.



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.

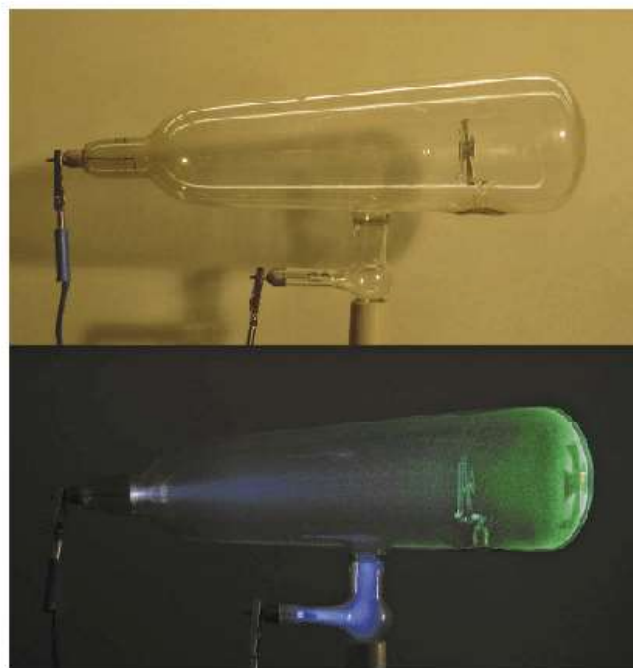


Fig. 7 Raios catódicos.

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).

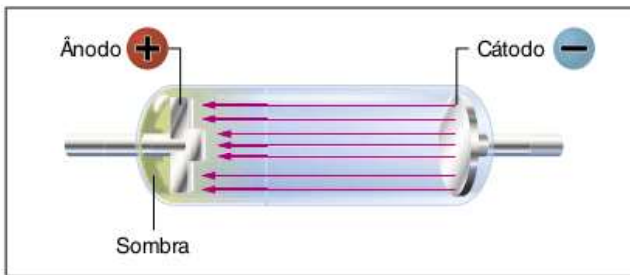


Fig. 8 Natureza retilínea dos raios catódicos.

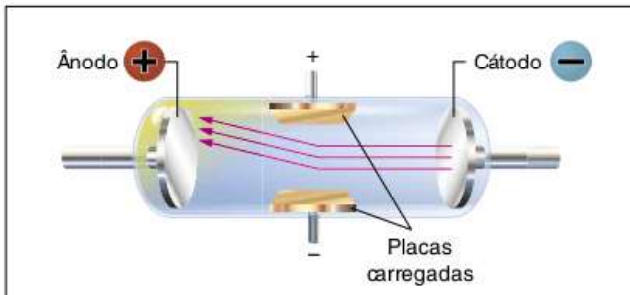


Fig. 9 Raios catódicos desviados por placas carregadas.

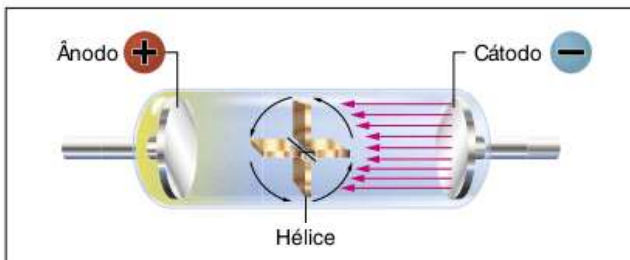


Fig. 10 Raios catódicos movendo uma pequena hélice dentro da ampola.

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).

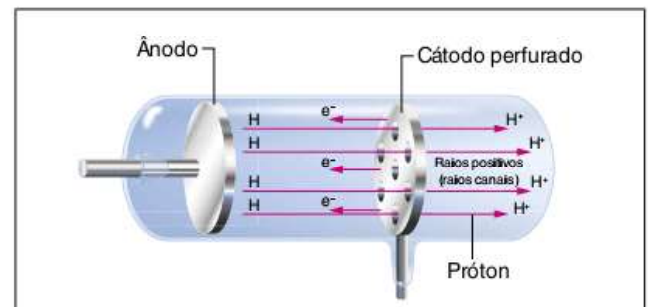


Fig. 11 Experimento de Goldstein.

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).

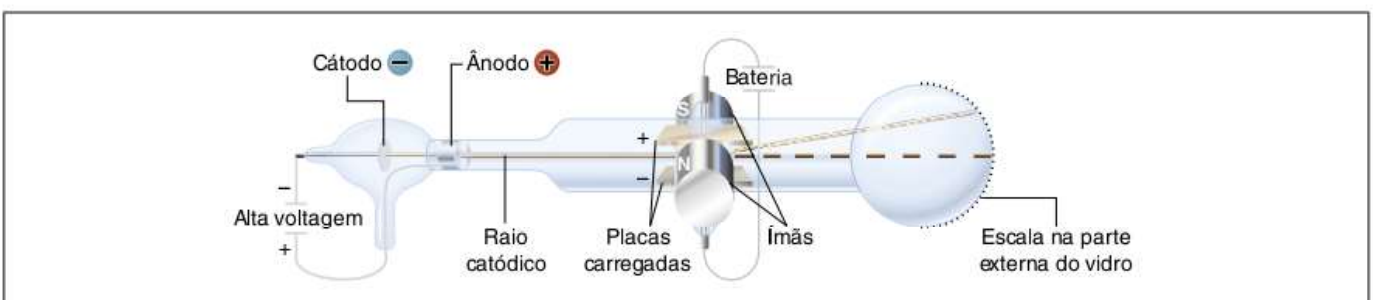


Fig. 12 Experimento de Thomson para determinação da relação carga-massa do elétron.

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).

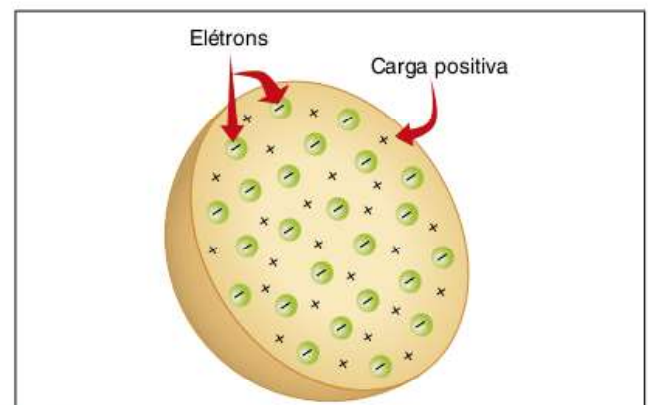


Fig. 13 Modelo atômico de Thomson.

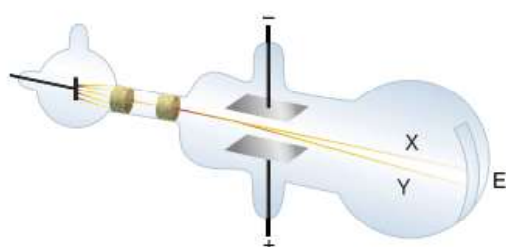
Esse modelo ficou conhecido como “pudim de passas”, comida típica inglesa, em que as passas representariam os elétrons.

O modelo de Thomson explicou algumas propriedades da matéria que o modelo de Dalton não esclarecia, como a natureza elétrica da matéria e a divisibilidade do átomo.

Exercício resolvido

1 UFMG No fim do século XIX, Thomson realizou experimentos em tubos de vidro que continham gases a baixas pressões, em que aplicava uma grande diferença de potencial. Isso provocava a emissão de raios catódicos. Esses raios, produzidos num cátodo metálico, deslocavam-se em direção à extremidade do tubo (E).

(Na figura, essa trajetória é representada pela linha tracejada X.)



Nesses experimentos, Thomson observou que:

- I. a razão entre a carga e a massa dos raios catódicos era independente da natureza do metal constituinte do cátodo ou do gás existente no tubo; e
- II. os raios catódicos, ao passarem entre duas placas carregadas com cargas de sinal contrário, se desviavam na direção da placa positiva.

(Na figura, esse desvio é representado pela linha tracejada Y.)

Considerando-se essas observações, é CORRETO afirmar que os raios catódicos são constituídos de:

- (a) elétrons.
- (b) ânions.
- (c) prótons.
- (d) cátions.

Resolução:

A partir das afirmações I e II, podemos concluir que os raios catódicos possuem carga negativa e que a partícula que os constitui independe do cátodo. Assim, conclui-se que os raios catódicos são constituídos por elétrons.

Alternativa: A.

Modelo atômico de Rutherford

Com a descoberta da radioatividade, em 1896, por Henri Becquerel, vários cientistas realizaram experimentos na tentativa de determinar a natureza dessas radiações.

Em um deles (Fig. 14), conduzido pelo físico neozelandês Ernest Rutherford, pode-se determinar que a radiação alfa (α) era formada por partículas positivas que tinham a mesma massa dos átomos de Hélio.

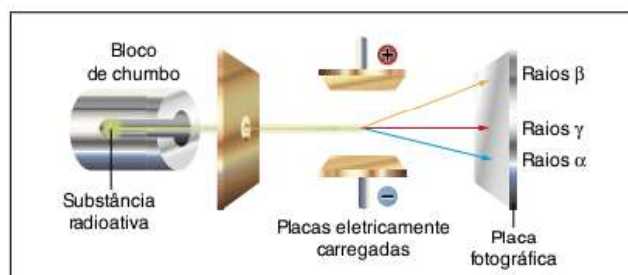


Fig. 14 Experiência que mostra as três principais emissões radioativas (α , β e γ).

Por volta de 1911, Rutherford decidiu testar o modelo de Thomson e, com seus colaboradores, Hans Geiger e Ernest Marsden, montou um equipamento no qual um feixe de partículas alfa (α) emitidas pelo polônio bombardeavam uma finíssima folha de ouro (cuja espessura era da ordem de 10^{-4} mm), de acordo com a Fig. 15.

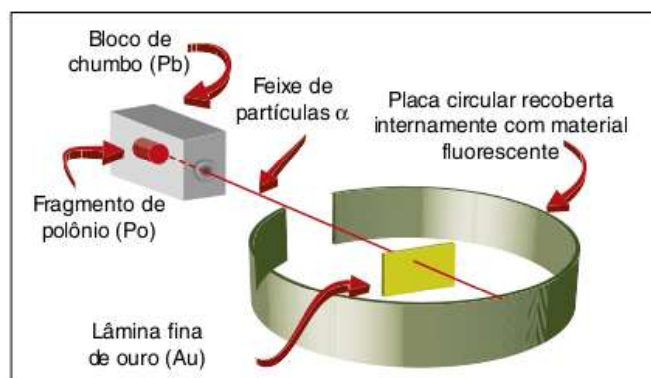


Fig. 15 Aparelhagem utilizada na experiência de Rutherford.

Rutherford supôs que, se o modelo de Thomson estivesse correto, todas as partículas α atravessariam a folha sofrendo, no máximo, pequenos desvios.

Embora a maioria das partículas α tenha atravessado a folha de ouro sem sofrer desvios, para surpresa de todos, algumas sofreram desvios com ângulos muito diferentes daqueles que estavam previstos (Fig. 16). Além disso, outras partículas α quase voltaram à fonte, indicando que algumas delas colidiram com algo muito denso. Mais tarde, Rutherford descreveu esse experimento da seguinte forma: “Era como se você atirasse um projétil de 15 polegadas contra uma folha de papel e ele voltasse e o atingisse”.

As observações experimentais de Rutherford podem ser divididas em três pontos principais:

- A grande maioria das partículas α atravessou a folha de ouro sem sofrer desvios.
- Algumas partículas α , ao atravessarem a folha de ouro, sofreram grande desvio em sua trajetória inicial.
- Pouquíssimas partículas α não atravessaram a folha de ouro e retrocederam.

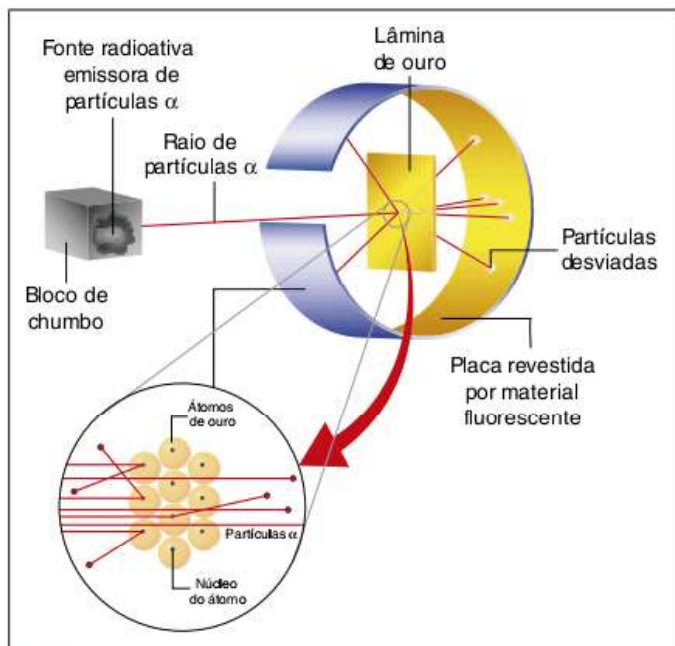


Fig. 16 Observações experimentais de Rutherford.

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.

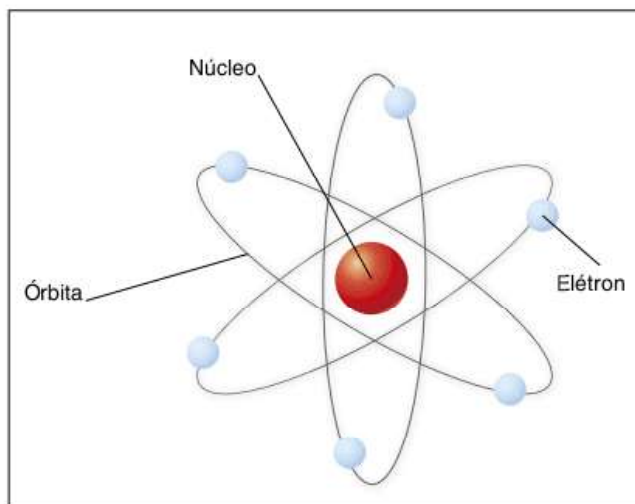


Fig. 17 Modelo atômico de Rutherford.

ATENÇÃO!

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

Porém, o átomo de Rutherford apresentava uma falha em relação ao elétron. Seu modelo sugeria que os elétrons eram partículas negativas que estariam girando em torno de um núcleo positivo e, de acordo com a mecânica clássica, uma partícula elétrica em movimento deveria emitir ondas eletromagnéticas continuamente. Dessa forma, o elétron perderia energia constantemente, entrando em uma órbita espiral até cair sobre o núcleo (Fig. 18), ou seja, conforme a mecânica clássica, o átomo de Rutherford seria instável.

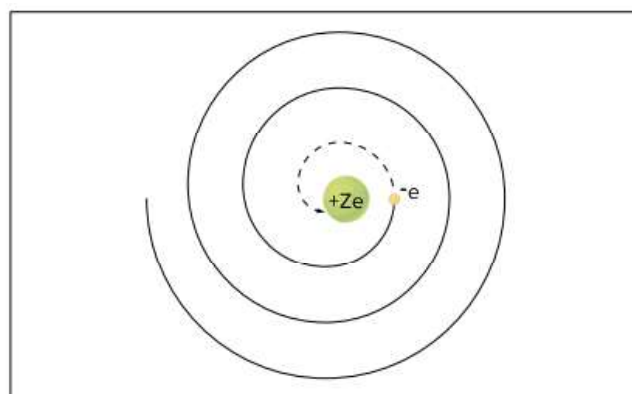


Fig. 18 Elétron em órbita espiral até cair sobre o núcleo.

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).

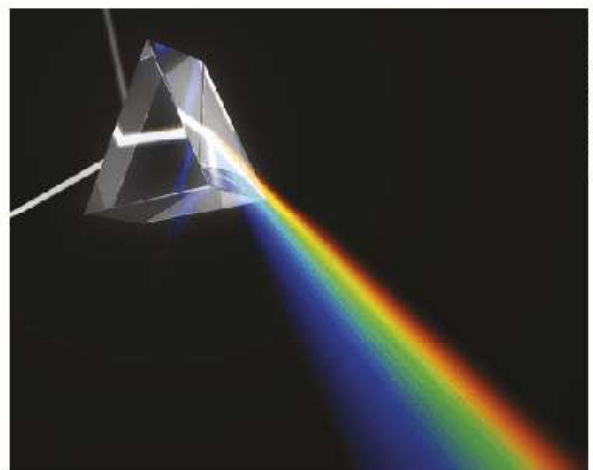


Fig. 19 Luz branca sofrendo difração ao passar por um prisma.

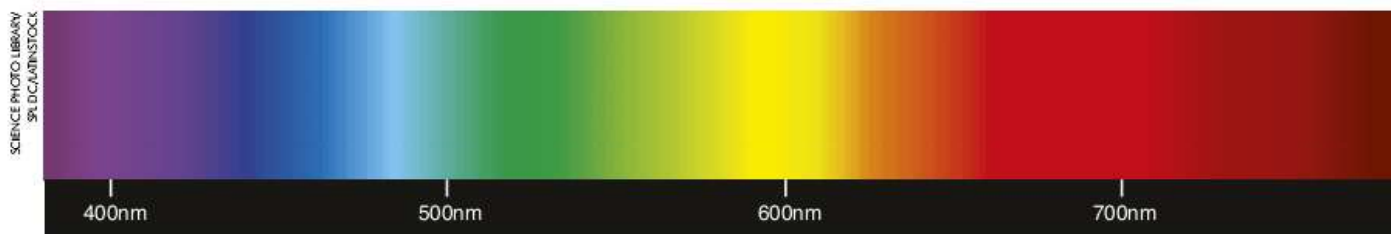


Fig. 20 Espectro contínuo observado no experimento da figura anterior.

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.

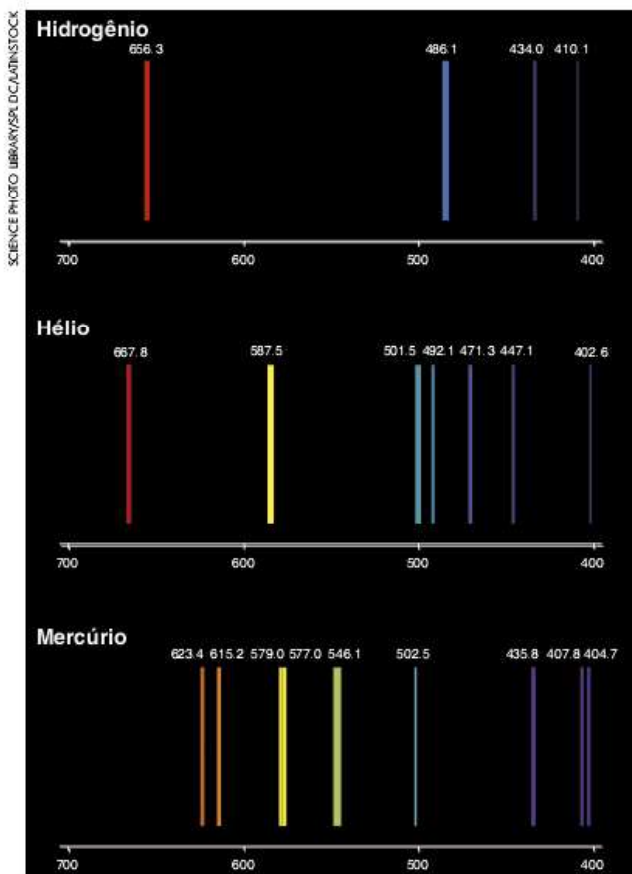


Fig. 22 Espectros descontínuos de alguns elementos.

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.

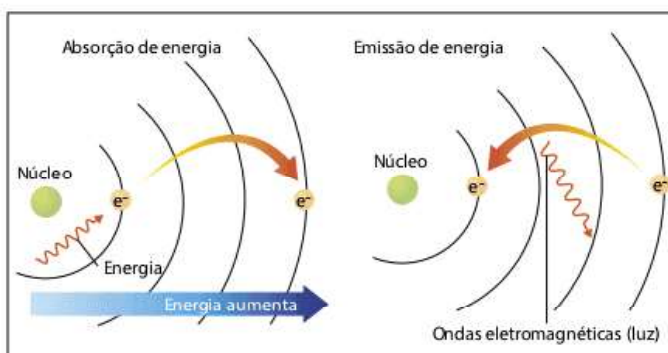


Fig. 23 Absorção e emissão de energia pelo elétron.

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.

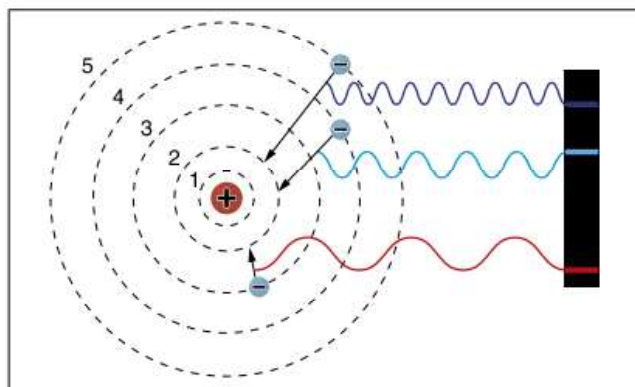


Fig. 24 Relação entre os saltos dos elétrons e as respectivas raia do espectro do hidrogênio.

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

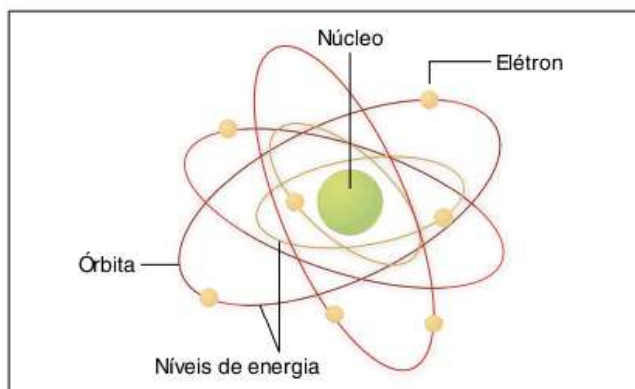


Fig. 25 Modelo atômico de Bohr.

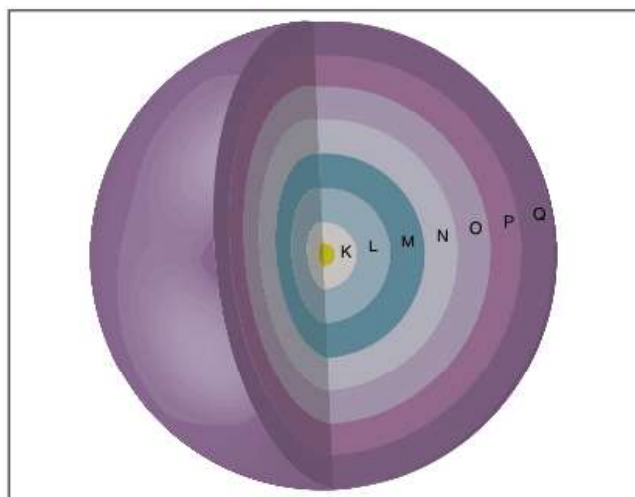


Fig. 26 Modelo representado em corte, semelhante a uma cebola, para mostrar as várias camadas que se sucedem.

ATENÇÃO!

É importante observar que o modelo de Rutherford-Bohr 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_3AlF_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-RS 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 vagalumes 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 vagalumes 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 raiais 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.

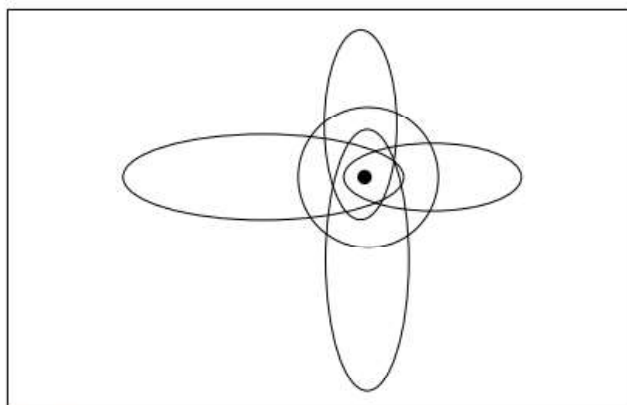


Fig. 28 Nível 5 formado por uma órbita circular e quatro órbitas elípticas.

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.

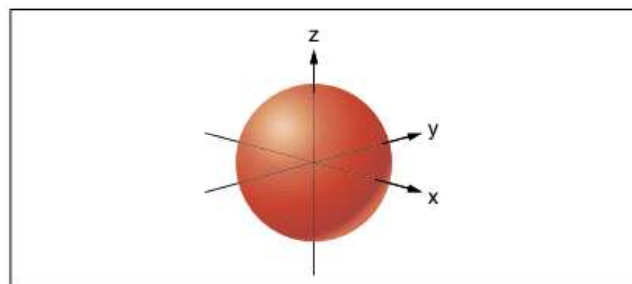


Fig. 29 Orbital s , cujo raio depende do subnível em que se encontra o elétron.

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.

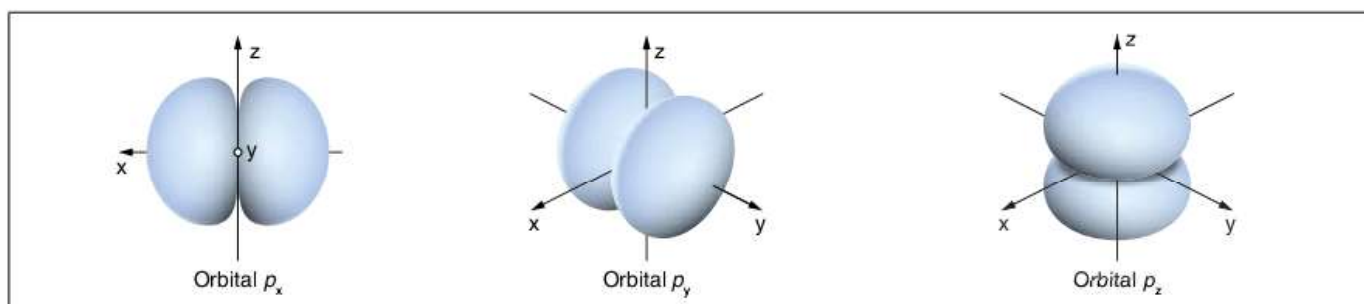


Fig. 30 Forma geométrica dos orbitais p .

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.

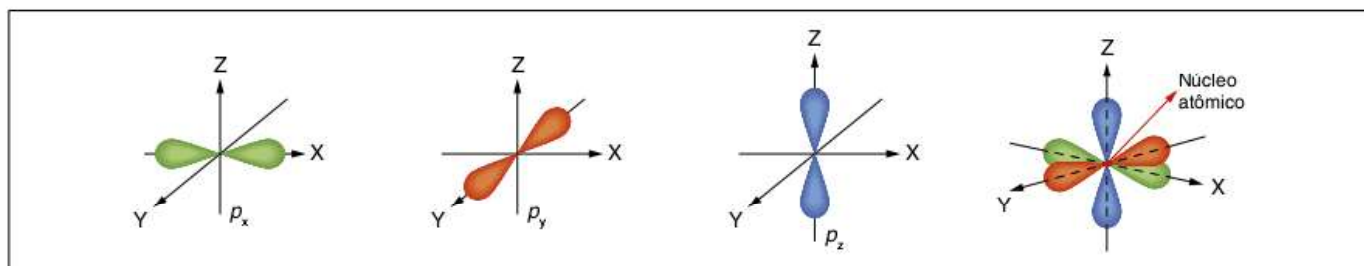


Fig. 31 Orbital p representado no formato de halteres.

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.

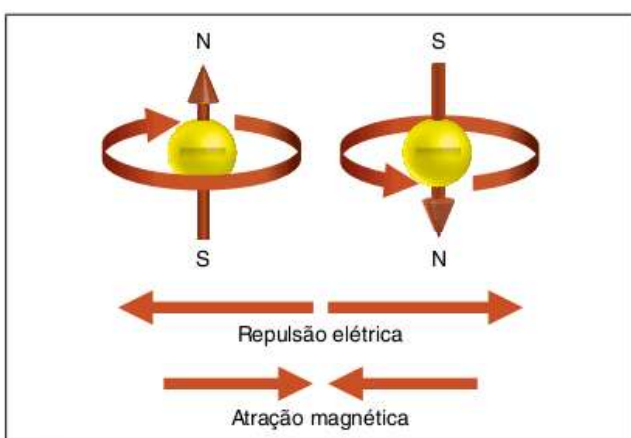


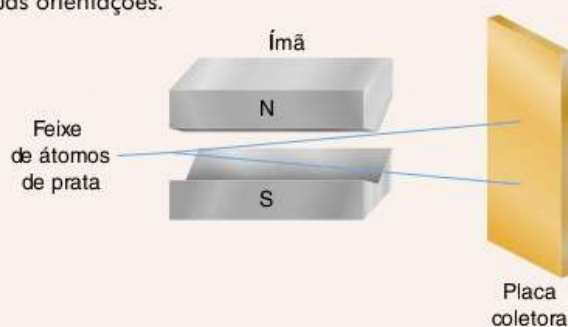
Fig. 32 *Spin*

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.

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.

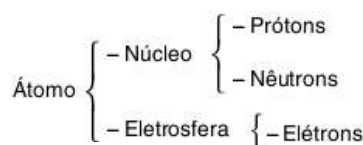
A descoberta do nêutron

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	1/1.836

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.

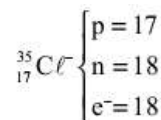
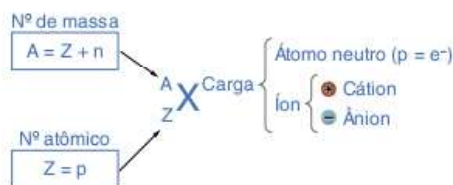
A Iupac (International Union of Pure and Applied Chemistry) recomenda que, para o ensino da química, o átomo de um elemento X, de número atômico Z, número de massa A e carga Q seja representado como se segue:



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.

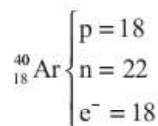
Exercício resolvido

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

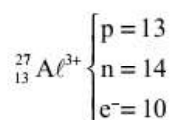
- a) ${}^{40}_{18}\text{Ar}$
 b) ${}^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$
 c) ${}^{35}_{17}\text{Cl}^-$

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, conseqüentemente, 18 elétrons. Para determinar o número de nêutrons, basta subtrair o número de prótons (Z) do número de massa (A): $40 - 18 = 22$ nêutrons.



b) Podemos observar que o elemento alumínio está na forma de cátion (ion 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.



c) Podemos observar que o elemento cloro está na forma de ânion (ion 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.

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 Protio	Deutério (D)	Tritio (T)

Tab. 6 Isótopos do elemento hidrogênio e seus nomes.

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.

$$\text{Número máximo de elétrons} = 2 \cdot n^2,$$

em que n 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 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 entre níveis e subníveis.

Todavia, nenhum elemento químico conhecido hoje apresenta número de elétrons suficiente para preencher todos esses subníveis. 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.

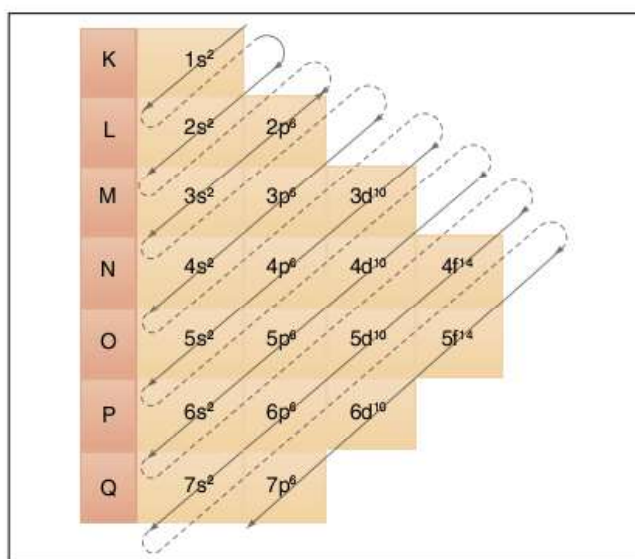
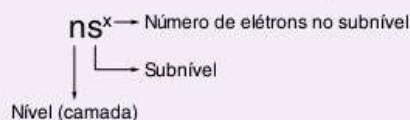


Fig. 33 Diagrama de Linus Pauling.

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.



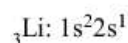
Distribuição eletrônica em átomos neutros

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

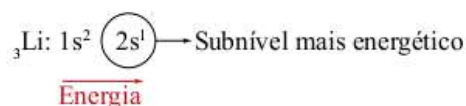
Com o diagrama de Linus Pauling, a distribuição de elétrons de um átomo pode ser feita aplicando-se o princípio de *Aufbau*, ou princípio da construção, em que basta adicionar elétrons um a um preenchendo os subníveis em ordem crescente de energia, sempre obedecendo as quantidades máximas de elétrons,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

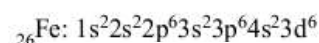


A distribuição eletrônica em ordem energética termina com os elétrons mais energéticos do átomo no seu estado

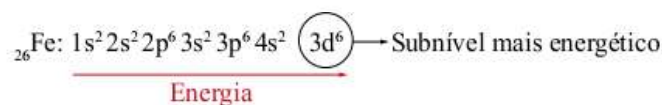
fundamental. No caso do Lítio, o elétron mais energético está localizado no subnível s da camada 2 ($2s^1$).



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!

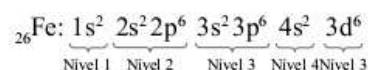
Os elétrons mais energéticos de um átomo são aqueles que ocupam o nível e o subnível de maior energia. Esses elétrons não são necessariamente os mais externos do átomo.

Em ordem geométrica

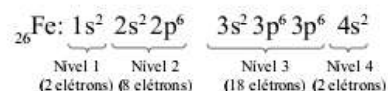
A distribuição eletrônica deve ser realizada sempre em ordem energética, porém, para determinação da camada de valência, última camada ou nível mais externo de um átomo, devemos reescrevê-la em ordem geométrica ou ordem de camadas.

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 $4s^2$.

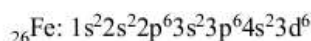
Distribuição eletrônica em íons

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.

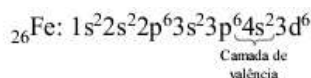
- Para realizar a distribuição de um **cátion**, devemos:
 1. realizar a distribuição em ordem energética do átomo neutro;
 2. identificar a camada de valência;
 3. retirar o(s) elétron(s) necessário(s) da camada de valência.

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

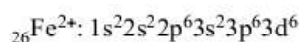
1. Distribuição eletrônica do átomo neutro:



2. Identificação da camada de valência:



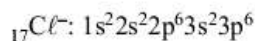
3. Como o íon apresenta duas cargas positivas, devemos retirar dois elétrons da camada de valência. Dessa forma, a distribuição eletrônica do ${}_{26}\text{Fe}^{2+}$ é:



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

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

1. O cloro neutro apresenta 17 elétrons. Como o ânion apresenta uma carga negativa, devemos acrescentar um elétron, totalizando 18 elétrons.
2. 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.

- a) ${}_{35}\text{Br}$
- b) ${}_{86}\text{Rn}$

Resolução:

a) Em ordem energética: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

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

b) 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:

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

Resolução:

a) $1s^2 2s^2 2p^6$

c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$

b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Exceção ao 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 $-1, \dots, 0, \dots, +1$. Observe a Tab. 15:

Subnível s ($\ell = 0$)	□ 0
Subnível p ($\ell = 1$)	□ □ □ -1 0 +1
Subnível d ($\ell = 2$)	□ □ □ □ □ -2 -1 0 +1 +2
Subnível f ($\ell = 3$)	□ □ □ □ □ □ □ -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 pela letra 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.

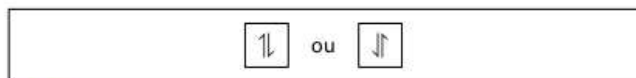


Fig. 34 Representação dos elétrons no orbital.

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).

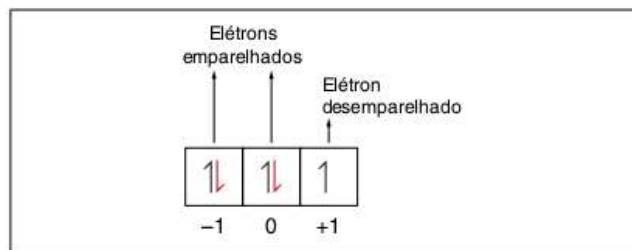


Fig. 35 Identificação de elétrons emparelhados e desemparelhados.

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.

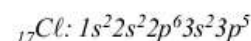
Dessa forma, percebemos que, se em um mesmo subnível houver mais de um orbital disponível, os elétrons vão ocupar primeiro o que estiver vazio, em vez de ocupar um orbital que já possua um elétron.

Exercício resolvido

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

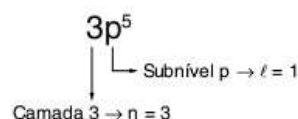
Resolução:

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 ($3p^5$).

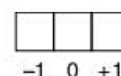
Observe que, dos quatro números quânticos, dois já são conhecidos:



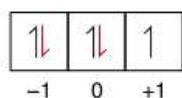
$n = 3$ (número quântico principal);

$\ell = 1$ (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
	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$			
$_9\text{F}$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	Paramagnético
	$1s^2$	$2s^2$	$2p^5$			

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) $^{35}_{17}\text{Cl}^-$ Prótons: _____ Nêutrons: _____ Elétrons: _____	e) $^{23}_{11}\text{Na}^+$ Prótons: _____ Nêutrons: _____ Elétrons: _____
b) ^1_1H Prótons: _____ Nêutrons: _____ Elétrons: _____	f) $^{24}_{12}\text{Mg}^{2+}$ Prótons: _____ Nêutrons: _____ Elétrons: _____
c) $^{16}_8\text{O}$ Prótons: _____ Nêutrons: _____ Elétrons: _____	g) $^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$ Prótons: _____ Nêutrons: _____ Elétrons: _____
d) $^{12}_6\text{C}$ Prótons: _____ Nêutrons: _____ Elétrons: _____	h) $^{32}_{16}\text{S}^{2-}$ Prótons: _____ Nêutrons: _____ Elétrons: _____

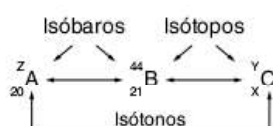
6 Complete a tabela a seguir:

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

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.

11 Utilizando o diagrama de Linus Pauling, faça a distribuição eletrônica de cada um dos átomos a seguir.

- a) ${}_2\text{He}$
- b) ${}_6\text{C}$
- c) ${}_8\text{O}$
- d) ${}_{19}\text{K}$
- e) ${}_{35}\text{Br}$
- f) ${}_{83}\text{Bi}$
- g) ${}_{92}\text{U}$

12 De acordo com o exercício 11, indique:

- I. O subnível mais energético de cada distribuição;
- II. A quantidade de elétrons na camada de valência de cada elemento.

13 Utilizando o diagrama de Linus Pauling, faça a distribuição eletrônica de cada um dos íons a seguir.

- a) ${}_{17}^{35}\text{Cl}^-$
- b) ${}_{20}^{40}\text{Ca}^{2+}$
- c) ${}_{26}^{56}\text{Fe}^{3+}$
- d) ${}_{53}^{127}\text{I}^-$
- e) ${}_{55}^{133}\text{Cs}^+$
- f) ${}_{118}^{294}\text{Og}$

14 Dê os quatro números quânticos do último elétron da distribuição eletrônica de cada um dos átomos a seguir (considere que o primeiro elétron que entra em um orbital tem $spin = \frac{1}{2}$).

- a) ${}_{19}\text{K}$
- b) ${}_{35}\text{Br}$
- c) ${}_{83}\text{Bi}$
- d) ${}_{92}\text{U}$

Exercícios propostos

Modelos atômicos

1 Uece Dalton, na sua teoria atômica, propôs, entre outras hipóteses, que: “Os átomos de um determinado elemento são idênticos em massa”.

À luz dos conhecimentos atuais, podemos afirmar que:

- (a) a hipótese é verdadeira, pois foi confirmada pela descoberta dos isótopos.
- (b) a hipótese é verdadeira, pois foi confirmada pela descoberta dos isótonos.
- (c) a hipótese é falsa, pois, com a descoberta dos isótopos, verificou-se que átomos do mesmo elemento químico podem ter massas diferentes.
- (d) A hipótese é falsa, pois, com a descoberta dos isóbaros, verificou-se que átomos do mesmo elemento químico podem ter massas diferentes.

2 ITA-SP 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 UFU-MG Podemos considerar que Dalton foi o primeiro cientista a formalizar, do ponto de vista quantitativo, a existência dos átomos.

Com base na evolução teórica e, considerando os postulados de Dalton citados abaixo, marque a ÚNICA alternativa considerada correta nos dias atuais.

- (a) Os átomos de um mesmo elemento são todos idênticos.
- (b) Uma substância elementar pode ser subdividida até se conseguirem partículas indivisíveis chamadas átomos.
- (c) Dois ou mais átomos podem se combinar de diferentes maneiras para formar mais de um tipo de composto.
- (d) É impossível criar ou destruir um átomo de um elemento químico.

4 PUC-MG 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 PUC-MG Assinale a afirmativa que descreve ADEQUADAMENTE a teoria atômica de Dalton.

Toda matéria é constituída de átomos:

- (a) os quais são formados por partículas positivas e negativas.
- (b) os quais são formados por um núcleo positivo e por elétrons que gravitam livremente em torno desse núcleo.
- (c) os quais são formados por um núcleo positivo e por elétrons que gravitam em diferentes camadas eletrônicas.
- (d) e todos os átomos de um mesmo elemento são idênticos.

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 UFMG Ao resumir as características de cada um dos sucessivos modelos do átomo de hidrogênio, um estudante elaborou o seguinte resumo:

MODELO ATÔMICO: Dalton

CARACTERÍSTICAS: átomos maciços e indivisíveis.

MODELO ATÔMICO: Thomson

CARACTERÍSTICAS: elétron, de carga negativa, incrustado em uma esfera de carga positiva. A carga positiva está distribuída, homogeneamente, por toda a esfera.

MODELO ATÔMICO: Rutherford

CARACTERÍSTICAS: elétron, de carga negativa, em órbita em torno de um núcleo central, de carga positiva. Não há restrição quanto aos valores dos raios das órbitas e das energias do elétron.

MODELO ATÔMICO: Bohr

CARACTERÍSTICAS: elétron, de carga negativa, em órbita em torno de um núcleo central, de carga positiva. Apenas certos valores dos raios das órbitas e das energias do elétron são possíveis.

O número de ERROS cometidos pelo estudante é:

- (a) 0
(b) 1
(c) 2
(d) 3

9 PUC-MG Numere a segunda coluna de acordo com a primeira, relacionando os nomes dos cientistas com os modelos atômicos.

1. Dalton
2. Rutherford
3. Niels Bohr
4. J. J. Thomson

- Descoberta do átomo e seu tamanho relativo.
- Átomos esféricos, maciços, indivisíveis.
- Modelo semelhante a um "pudim de passas" com cargas positivas e negativas em igual número.
- Os átomos giram em torno do núcleo em determinadas órbitas.

Assinale a sequência CORRETA encontrada:

- (a) 1 – 2 – 4 – 3
(b) 1 – 4 – 3 – 2
(c) 2 – 1 – 4 – 3
(d) 3 – 4 – 2 – 1
(e) 4 – 1 – 2 – 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.
(b) de Thomson.
(c) planetário.
(d) quântico.
(e) de Dalton.

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

- (a) nêutrons.
(b) núcleo.
(c) próton.
(d) elétron.

12 PUC-RS Um experimento conduzido pela equipe de Rutherford consistiu no bombardeamento de finas lâminas de ouro, para estudo de desvios de partículas alfa. Rutherford pôde observar que a maioria das partículas alfa atravessava a fina lâmina de ouro, uma pequena parcela era desviada de sua trajetória e outra pequena parcela era refletida. Rutherford então idealizou um outro modelo atômico, que explicava os resultados obtidos no experimento.

Em relação ao modelo de Rutherford, afirma-se que

- I. o átomo é constituído por duas regiões distintas: o núcleo e a eletrosfera.
- II. o núcleo atômico é extremamente pequeno em relação ao tamanho do átomo.
- III. os elétrons estão situados na superfície de uma esfera de carga positiva.
- IV. os elétrons movimentam-se ao redor do núcleo em trajetórias circulares, denominados níveis, com valores determinados de energia.

As afirmativas corretas são, apenas,

- (a) I e II
(b) I e III
(c) II e IV
(d) III e IV
(e) I, II e III

13 EsPCEx 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-MG 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-GO 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.

Partículas e conceitos fundamentais

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
- (b) 34 e 52
- (c) 17 e 17
- (d) 17 e 35
- (e) 35 e 17

19 PUC-Camp 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.
- (b) F, F, V, F.
- (c) F, F, V, V.
- (d) V, V, F, F.

21 UEPG-PR 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 isotono 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 Ufal As espécies químicas ${}^1_1\text{H}^2$ e ${}^2_2\text{He}^3$ têm em comum o número de

- (a) prótons no núcleo.
- (b) nêutrons no núcleo.
- (c) elétrons na eletrosfera.
- (d) nêutrons na eletrosfera.
- (e) elétrons no núcleo.

24 Fuvest As espécies Fe^{2+} e Fe^{3+} , provenientes de isótopos distintos do ferro, diferem entre si quanto ao número

- (a) atômico e ao número de oxidação.
- (b) atômico e ao raio iônico.
- (c) de prótons e ao número de elétrons.
- (d) de elétrons e ao número de nêutrons.
- (e) de prótons e ao número de nêutrons.

25 FGV-SP O elemento hidrogênio, cujo número atômico é 1, possui 3 isótopos: ${}^1_1\text{H}$ (mais abundante), ${}^2_1\text{H}$ (deutério), ${}^3_1\text{H}$ (trício). Estes 3 isótopos apresentam entre si:

- (a) diferente número de prótons, mesmo número de nêutrons e mesmo número de massa.
- (b) mesmo número de prótons, mesmo número de nêutrons e diferente número de elétrons (${}^1_1\text{H} = 1$ elétron, ${}^2_1\text{H} = 2$ elétrons, ${}^3_1\text{H} = 3$ elétrons).
- (c) mesmo número de prótons, mesmo número de nêutrons e diferente número de massa.
- (d) mesmo número de prótons, mesmo número de elétrons e diferente número de nêutrons (${}^1_1\text{H} = 1$ nêutron, ${}^2_1\text{H} = 2$ nêutrons, ${}^3_1\text{H} = 3$ nêutrons).
- (e) mesmo número de prótons, mesmo número de elétrons e diferente número de nêutrons (${}^1_1\text{H} = 0$ nêutron, ${}^2_1\text{H} = 1$ nêutron, ${}^3_1\text{H} = 2$ nêutrons).

26 Mackenzie-SP A molécula D_2O , chamada de água pesada, é formada por átomos de hidrogênio, que possuem 1 próton, 1 elétron e 1 nêutron, e de oxigênio, que tem 8 prótons, 8 elétrons e 8 nêutrons. A soma dos números de massa na molécula D_2O é:

- (a) 9
- (b) 10
- (c) 20
- (d) 27
- (e) 30

27 UFPE A água contendo isótopos ${}^2_1\text{H}$ é denominada "água pesada", porque a molécula ${}^2_1\text{H}_2{}^{16}_8\text{O}$ quando comparada com a molécula ${}^1_1\text{H}_2{}^{16}_8\text{O}$ possui:

- (a) maior número de nêutrons.
- (b) maior número de prótons.
- (c) maior número de elétrons.
- (d) menor número de elétrons.
- (e) menor número de prótons.

28 UFRGS Ao comparar-se os íons K^+ e Br^- com os respectivos átomos neutros de que se originaram, pode-se verificar que

- (a) houve manutenção da carga nuclear de ambos os íons.
- (b) o número de elétrons permanece inalterado.
- (c) o número de prótons sofreu alteração em sua quantidade.
- (d) ambos os íons são provenientes de átomos que perderam elétrons.
- (e) o cátion originou-se do átomo neutro a partir do recebimento de um elétron.

29 UFSM-RS Analise as seguintes afirmativas:

- I. Isótopos são átomos de um mesmo elemento que possuem mesmo número atômico e diferente número de massa.
- II. O número atômico de um elemento corresponde ao número de prótons no núcleo de um átomo.
- III. O número de massa corresponde à soma do número de prótons e do número de elétrons de um elemento.

Está(ão) correta(s)

- (a) apenas I.
- (b) apenas II.
- (c) apenas III.
- (d) apenas I e II.
- (e) apenas II e III.

30 UFRRJ O íon Fe^{2+} , que faz parte da molécula de hemoglobina e integra o sistema de transporte de oxigênio no interior do corpo, possui 24 elétrons e número de massa igual a 56. O número atômico e o número de nêutrons desse íon correspondem, respectivamente, a:

- (a) $Z = 26$ e $n = 30$.
- (b) $Z = 24$ e $n = 30$.
- (c) $Z = 24$ e $n = 32$.
- (d) $Z = 30$ e $n = 24$.
- (e) $Z = 26$ e $n = 32$.

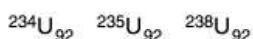
31 UTFPR 2012 Em 1841, um cientista chamado Mosander anunciou a descoberta de um novo elemento químico, que ele chamou de *didímia*. Esse nome, que vem do grego e significa "gêmeo", foi dado porque, de acordo com seu descobridor, esse elemento sempre aparecia nas mesmas rochas que o lantânio, e era como 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	${}^{141}_{59}\text{Pr}$
Neodímio-142	${}^{142}_{60}\text{Nd}$
Neodímio-144	${}^{144}_{60}\text{Nd}$
Neodímio-146	${}^{146}_{60}\text{Nd}$

Com relação a esses átomos, é correto afirmar que:

- (a) os átomos ${}^{142}_{60}\text{Nd}$, ${}^{144}_{60}\text{Nd}$ e ${}^{146}_{60}\text{Nd}$ 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 =

Distribuição eletrônica

33 Cesgranrio-RJ Os elementos do grupo IV B da Classificação Periódica têm grande facilidade para atuar com números de oxidação +3 e +4. Um destes elementos, o Titânio, forma óxidos estáveis com fórmulas Ti_2O_3 (iônico) e TiO_2 (molecular). No óxido iônico, o íon Ti^{3+} tem como distribuição eletrônica, em níveis de energia:

Dado: Ti (Z = 22)

- (a) 2 – 8 – 10 – 5
- (b) 2 – 8 – 10 – 3
- (c) 2 – 8 – 10 – 2
- (d) 2 – 8 – 8 – 1
- (e) 2 – 8 – 9

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: (${}^{24}_{12}\text{Mg}$)

- (a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$
- (b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
- (c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
- (d) $1s^2 2s^2 2p^6$
- (e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

35 IFSul-RS 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) $1s^2 2s^2 2p^6$
- (b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
- (c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
- (d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

36 Cesgranrio-RJ 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 ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$) 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) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$
- (b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
- (c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$
- (d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$
- (e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2$

37 UEPG Quando um átomo está eletricamente neutro, ele possui prótons e elétrons em igual número. Contudo, quando um átomo neutro perde ou ganha elétrons, ele se transforma em um íon. Baseado nisso, assinale o que for correto.

- 01 Um íon negativo é chamado de ânion e um íon positivo é chamado de cátion.
- 02 Quando o átomo neutro de sódio origina seu cátion monovalente, observa-se a diminuição de uma unidade em sua massa atômica.
- 04 O cátion Ca^{2+} (dado: Ca, Z = 20) é constituído por 20 prótons e 18 elétrons.
- 08 Dado que para o Cl, Z = 17, a distribuição eletrônica do ânion Cl^- é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Soma =

38 Cefet-MG O átomo de um elemento X apresenta, no seu estado fundamental, a seguinte distribuição eletrônica nos níveis de energia:

K = 2, L = 8, M = 2

Sabendo que um dos isótopos desse elemento tem 12 nêutrons, a sua representação é

- (a) ${}^{12}_{12}\text{X}^{12}$.
- (b) ${}^{12}_{12}\text{X}^{24}$.
- (c) ${}^{24}_{24}\text{X}^{12}$.
- (d) ${}^{24}_{24}\text{X}^{24}$.

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. (d) 40.
(b) 30. (e) 56.
(c) 36.

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. (d) 8.
(b) 12. (e) 6.
(c) 10.

41 IFSul-RS 2016 Os átomos são formados por prótons, nêutrons e elétrons. Os prótons e os nêutrons estão localizados no núcleo enquanto que 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-MG 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)
(b) silício (Z = 14)
(c) cálcio (Z = 20)
(d) magnésio (Z = 12)
(e) zinco (Z = 30)

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. (c) 3.
(b) 2. (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.
(b) 36; 40; 3.
(c) 40; 44; 3.
(d) 40; 36; 5.
(e) 40; 36; 3.

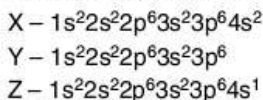
45 IFSP 2014 Silício é um elemento químico utilizado para a fabricação dos *chips*, indispensáveis ao funcionamento de praticamente todos os aparelhos eletrônicos. Esse elemento possui número atômico igual a 14. Sendo assim, o número de elétrons da camada de valência do átomo de silício no estado fundamental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

- (a) 1. (d) 4.
(b) 2. (e) 5.
(c) 3.

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.
(b) 20 e 40.
(c) 22 e 39.
(d) 22 e 40.

48 UFSM-RS 2013 Como é difícil para o escoteiro carregar painéis, 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
- (b) segunda – 2p
- (c) segunda – 3p
- (d) primeira – 3s
- (e) terceira – 3p

49 UCS-RS 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
- (b) 6
- (c) 8
- (d) 10
- (e) 18

50 UFSM-RS 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.
- (b) V – F – V.
- (c) F – V – F.
- (d) V – V – F.
- (e) V – V – V.

TEXTO COMPLEMENTAR

Wilhelm Roentgen e a descoberta dos raios X

Wilson Denis Martins¹



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.

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

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.

SCIENCE MUSEUM, LONDON, WELLCOME IMAGES (DOMÍNIO PÚBLICO)



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 (figura a seguir).

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.

Em 28 de dezembro de 1895, Roentgen submeteu uma comunicação "provisória" (*Uebereine neue 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 (figura a seguir). 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.



Radiografia dos molares do Dr. Otto Walkoff, 1896.

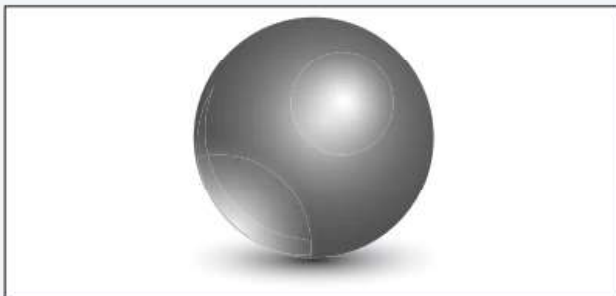
OTTO WALKOFF
DOMÍNIO PÚBLICO

RESUMINDO

Modelos atômicos

Modelo atômico de Dalton: bola de bilhar

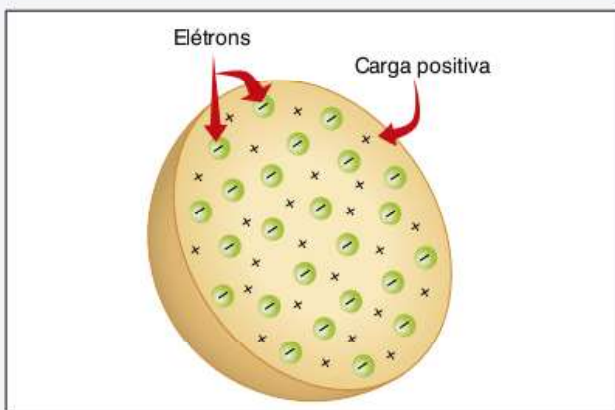
- Toda matéria é formada por minúsculas partículas maciças e indivisíveis, denominadas átomos.
- Átomos não podem ser criados nem destruídos.
- Em uma reação química, ocorre apenas a reorganização, a separação ou a combinação dessas partículas e, nas substâncias, os átomos se encontram unidos por forças 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

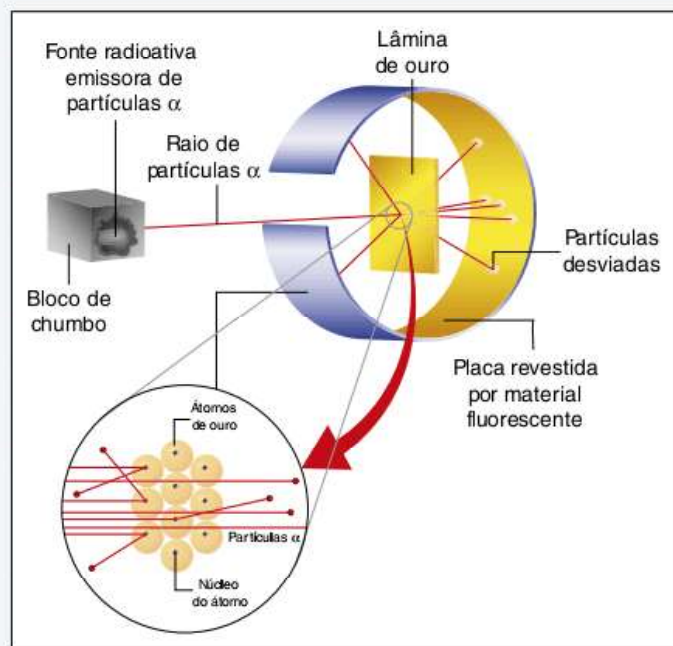
- Experimentos realizados com o tubo de Crookes (tubo de raios catódicos) provaram a natureza elétrica de matéria.
- Descoberta do elétron.
- O modelo de Thomson explicou algumas propriedades da matéria que o modelo de Dalton não era capaz de explicar, como sua natureza elétrica e a divisibilidade do átomo.



Modelo atômico de Thomson.

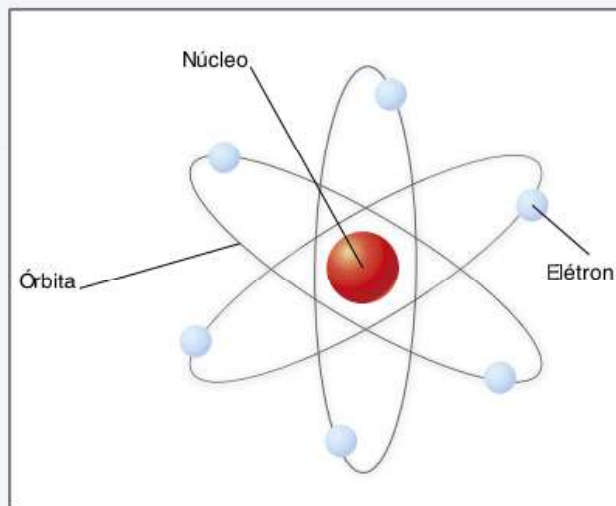
Modelo atômico de Rutherford: modelo planetário ou átomo nucleado

- 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.

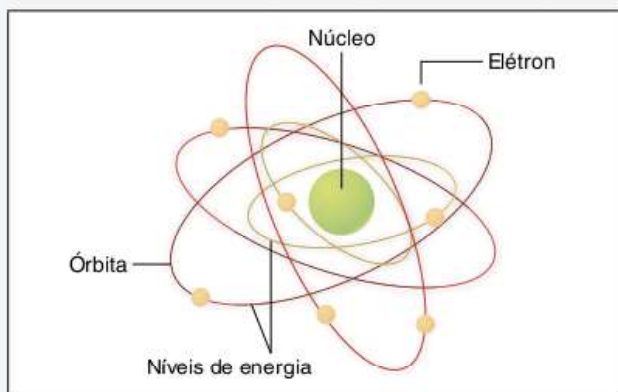
Modelo atômico de Bohr: modelo de Rutherford-Bohr

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.

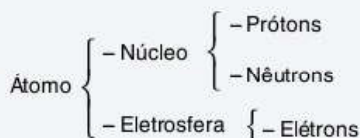
Modelo atômico de Sommerfeld

- 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:

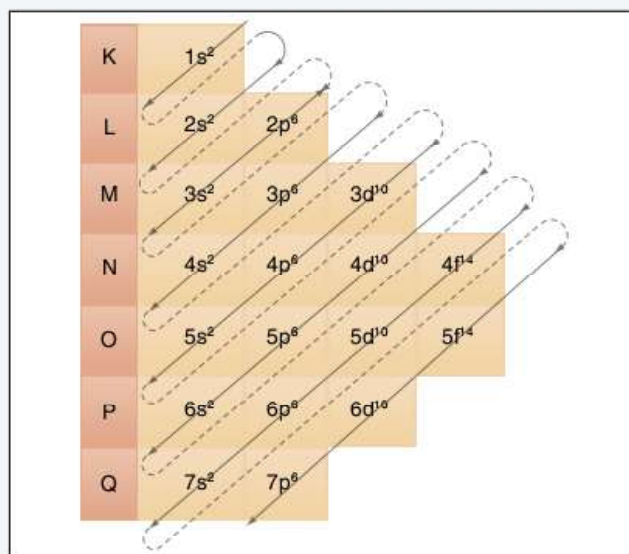


Diagrama de Linus Pauling.

- 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.

Subnível s (ℓ = 0)	□ 0
Subnível p (ℓ = 1)	□ □ □ -1 0 +1
Subnível d (ℓ = 2)	□ □ □ □ □ -2 -1 0 +1 +2
Subnível f (ℓ = 3)	□ □ □ □ □ □ □ -3 -2 -1 0 +1 +2 +3

Número quântico magnético.

4º Número quântico de spin (s ou m_s): indica o movimento de rotação do elétron e, por convenção, possui os valores $-\frac{1}{2}$ ou $+\frac{1}{2}$. Não importa qual é o sinal do spin do primeiro elétron de cada orbital, desde que o sinal do segundo elétron seja o contrário.

- Regra de Hund:** Cada orbital de determinado subnível recebe um elétron com os mesmos spins, para que depois cada um desses orbitais receba o segundo elétron com spin contrário ao primeiro.

■ QUER SABER MAIS?



DOCUMENTÁRIO

- Átomo – Duelo de titãs (*Atom – Clash of Titans*). Inglaterra: BBC. On-line. Disponível em: <www.dailymotion.com/video/x2ducy4_o-atomo-ep-1-choque-de-titas_school>. Acesso em: 9 mar. 2017.



LIVRO

- ASIMOV, I. *Cronologia das ciências e das descobertas*. Rio de Janeiro: Civilização Brasileira, 2001.



SITES

- www.iupac.org
- www.crq4.org.br/historia/linhadotempo/

Exercícios complementares

Modelos atômicos

1 Cefet-MG 2014 Trata-se de um modelo no qual os átomos de um mesmo elemento químico possuem propriedades iguais. A união desses átomos na formação de compostos ocorre em proporções numéricas fixas e a reação química dos mesmos envolve apenas combinação, separação e rearranjo.

Essa descrição refere-se ao modelo atômico de

- (a) Bohr.
- (b) Dalton.
- (c) Thomson.
- (d) Rutherford.

2 Cefet-MG 2013 As investigações realizadas pelos cientistas ao longo da história introduziram a concepção do átomo como uma estrutura divisível, levando à proposição de diferentes modelos que descrevem a estrutura atômica.

O modelo que abordou essa ideia pela primeira vez foi o de

- (a) Bohr.
- (b) Dalton.
- (c) Thomson.
- (d) Rutherford.

3 Fuvest-SP Há exatos 100 anos, J.J. Thomson determinou, pela primeira vez, a relação entre a massa e a carga do elétron, o que pode ser considerado como a descoberta do elétron. É reconhecida como uma contribuição de Thomson ao modelo atômico,

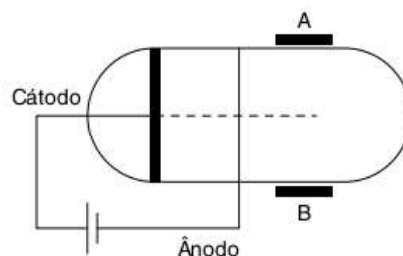
- (a) o átomo ser indivisível.
- (b) a existência de partículas subatômicas.
- (c) os elétrons ocuparem níveis discretos de energia.
- (d) os elétrons girarem em órbitas circulares ao redor do núcleo.
- (e) o átomo possuir um núcleo com carga positiva e uma eletrosfera.

4 Udesc 2011 A eletricidade (do grego *elétron*, que significa “âmbar”) é um fenômeno físico originado por cargas elétricas.

Há dois tipos de cargas elétricas: positivas e negativas. As cargas de nomes iguais (mesmo sinal) se repelem e as de nomes distintos (sinais diferentes) se atraem. De acordo com a informação, assinale a alternativa **correta**.

- (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-GO 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.



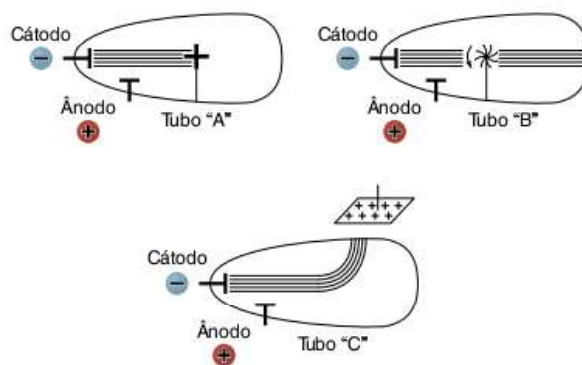
De acordo com esse esquema, o feixe se aproxima de A quando

- (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 Os recentes “apagões” verificados no Brasil, sobretudo no Rio de Janeiro, mostram a grande dependência da sociedade atual em relação à energia elétrica. O fenômeno da eletricidade só pôde ser explicado, no final do século XIX, por meio de experiências em tubos, contendo um polo positivo e outro negativo, sob vácuo. Tais experimentos resultaram no modelo atômico de

- (a) Bohr.
- (b) Dalton.
- (c) Rutherford.
- (d) Thomson.

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.

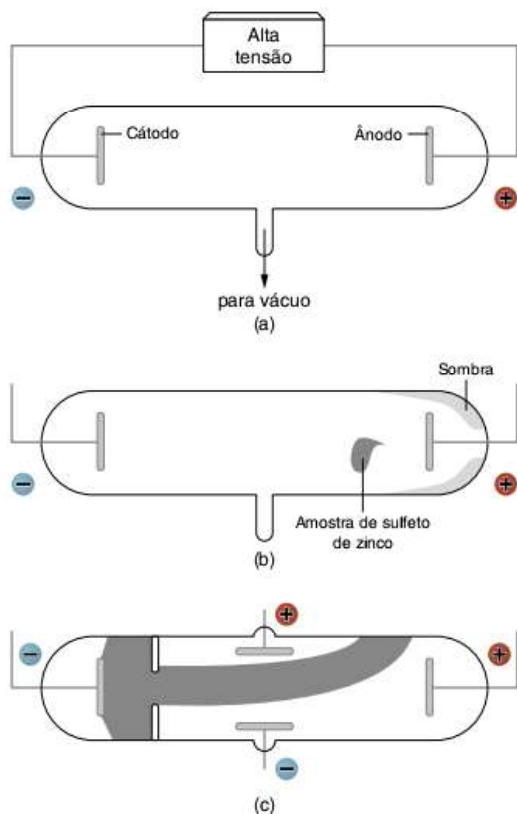


No tubo de vidro “A”, observa-se que o fluxo de elétrons (raios catódicos) colide com um anteparo e projeta sua sombra na parede oposta do tubo. No tubo de vidro “B”, observa-se que o fluxo de elétrons (raios catódicos) movimentam um cata-vento de mica. No tubo de vidro “C”, observa-se que o fluxo de 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:

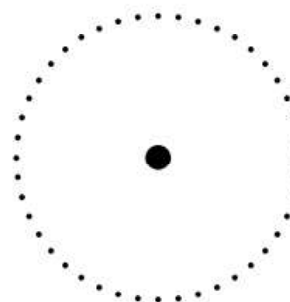
- I. Na figura (b), fica evidenciado que os raios catódicos se movimentam numa trajetória linear.
- II. Na figura (c), verifica-se que os raios catódicos apresentam carga elétrica negativa.

- 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 Cefet-SC 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. (c) Thomson.
- (b) Rutherford. (d) Dalton.

16 Cefet-MG Em fogos de artifício, observam-se as colorações quando se adicionam sais de diferentes metais às misturas explosivas. As cores produzidas resultam de transições eletrônicas. Ao mudar de camada, em torno do núcleo atômico, os elétrons emitem energia nos comprimentos de ondas que caracterizam as diversas cores. Esse fenômeno pode ser explicado pelo modelo atômico proposto por

- (a) Niels Bohr. (c) J.J. Thomson.
- (b) Jonh Dalton. (d) Ernest Rutherford.

17 UFF-RJ 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 PUC-MG Os interruptores brilham no escuro graças a uma substância chamada sulfeto de zinco (ZnS), que tem a propriedade de emitir um brilho amarelo-esverdeado depois de exposta à luz. O sulfeto de zinco é um composto fosforescente. Ao absorverem partículas luminosas, os elétrons são estimulados e afastados para longe do núcleo. Quando você desliga o interruptor, o estímulo acaba e os elétrons retornam, aos poucos, para seus lugares de origem, liberando o seu excesso de energia na forma de fótons. Daí a luminescência.

Texto adaptado do artigo de aplicações da fluorescência e fosforescência, de Daniela Freitas.

A partir das informações do texto, pode-se concluir que o melhor modelo atômico que representa o funcionamento dos interruptores no escuro é o de:

- (a) Rutherford.
- (b) Bohr.
- (c) Thomson.
- (d) Heisenberg.

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 UFRGS Uma moda atual entre as crianças é colecionar figurinhas que brilham no escuro. Essas figuras apresentam em sua constituição a substância sulfeto de zinco. O fenômeno ocorre porque alguns elétrons que compõem os átomos dessa substância absorvem energia luminosa e saltam para níveis de energia mais externos. No escuro, esses elétrons retornam aos seus níveis de origem, liberando energia luminosa e fazendo a figurinha brilhar. Essa característica pode ser explicada considerando o modelo atômico proposto por

- (a) Dalton.
- (b) Thomson.
- (c) Lavoisier.
- (d) Rutherford.
- (e) 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 PUC-MG As diferentes cores produzidas por distintos elementos são resultado de transições eletrônicas. Ao mudar de camadas, em torno do núcleo atômico, os elétrons emitem energia nos diferentes comprimentos de ondas, as cores.

O Estado de S.Paulo, Caderno de Ciências e Tecnologia. 26 dez. 1992.

O texto anterior está baseado no modelo atômico proposto por:

- (a) Niels Bohr.
- (b) Rutherford.
- (c) Heisenberg.
- (d) John Dalton.
- (e) J. J. Thomson.

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-SP 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.

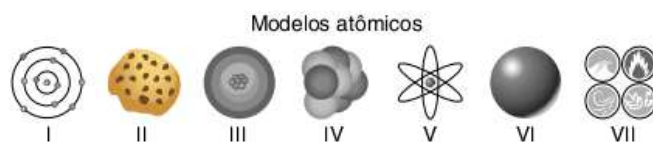
29 UFRGS A partir do século XIX, a concepção da ideia de átomo passou a ser analisada sob uma nova perspectiva: a experimentação. Com base nos dados experimentais disponíveis, os cientistas faziam proposições a respeito da estrutura atômica. Cada nova teoria atômica tomava mais clara a compreensão da 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 Unid-SP 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 borrifadas 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 $9,109 \times 10^{-31}$ kg e carga elétrica de $-1,602 \times 10^{-19}$ 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 $1,673 \times 10^{-27}$ 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.

Partículas e conceitos fundamentais

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,

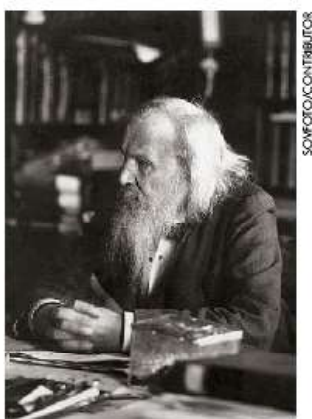
- (a) 18, 22, 18, 40.
- (b) 20, 20, 18, 40.
- (c) 20, 20, 20, 40.
- (d) 20, 22, 20, 42.
- (e) 20, 20, 22, 42.

37 UTFPR 2015 Diferentes elementos químicos têm sido usados com a finalidade de avaliar a idade de objetos de interesse, entre os quais podemos citar urânio ($Z = 92$), C-14, K (19 prótons e 20 nêutrons) e $^{37}\text{Rb}^{85}$.

A respeito do texto, assinale a alternativa correta.

- (a) O tório ($Z = 90$) é isótopo do urânio.
- (b) Os elementos C^{12} , C^{13} e C^{14} são isótopos entre si.
- (c) O potássio apresenta massa atômica maior que o rubídio.
- (d) Se o número de massa do rubídio aumentar de 7 (sete) unidades, ele se torna isóbaro do U-92.
- (e) O rubídio é isótono do potássio.

Leia o texto para responder a questão.



Dimitri Ivanovich Mendeleev, 1834-1907, famoso químico russo, durante seus estudos.

Mendeleev (1834-1907), sob a influência da sua segunda esposa, voltou-se para o mundo das artes, tornando-se colecionador e crítico. Essa nova paixão não deve ter sido considerada nenhuma surpresa, afinal, Mendeleev fez arte com a química, desenhando e manejando cartas que representavam os elementos, para ajudar na construção da Tabela Periódica. Sua visão da ciência já era um indício de que existia uma veia artística dentro dele. Certa vez, disse: "Conceber, compreender e aprender a simetria total do edifício, incluindo suas porções inacabadas, é equivalente a experimentar aquele prazer só transmitido pelas formas mais elevadas de beleza e verdade".

Na Química, as ideias ousadas e o gênio audacioso de Mendeleev renderam-lhe um merecido reconhecimento. Mas ele não se dedicou exclusivamente à Tabela Periódica. Já havia estudado a temperatura crítica dos gases e prosseguiu sua vida acadêmica pesquisando a expansão de líquidos e a origem do petróleo. Em 1955, o elemento de número atômico 101 ($Z = 101$) da Tabela Periódica recebeu o nome Mendelévio em sua homenagem.

Disponível em: <<http://tinyurl.com/oadx3qe>>. Acesso em: 31 jul. 2014. (Adapt.)

38 CPS-SP 2015 O elemento químico de número atômico 101 apresenta 15 radioisótopos identificados, entre eles os mais estáveis são: ^{258}Md e ^{260}Md .

A diferença entre os radioisótopos mencionados é de

- (a) 2 prótons.
- (b) 2 elétrons.
- (c) 2 nêutrons.
- (d) 157 nêutrons.
- (e) 159 nêutrons.

39 UTFPR 2014 O desastre nuclear ocorrido na usina nuclear de Fukushima I, localizada no Japão, tem sido considerado o maior acidente nuclear da história. Devido a este acidente, foram detectados vazamentos principalmente de $^{53}\text{I}^{137}$ e $^{55}\text{Cs}^{137}$ que contaminaram a água próxima da usina. A respeito dessa informação assinale a alternativa correta.

- (a) Os elementos iodo e célio apresentam o mesmo número de nêutrons.
- (b) Os elementos iodo e célio são isóbaros.
- (c) O iodo tem número atômico maior que o célio.
- (d) A água é uma substância pura simples.
- (e) O célio tem número de massa maior que o iodo.

40 Cefet-MG 2014 Relacionando-se as características dos elementos químicos enxofre e fósforo, conclui-se que eles são

- (a) isótopos.
- (b) isóbaros.
- (c) isótonos.
- (d) alótropos.

41 UTFPR 2013 Um elemento químico é formado por átomos:

- (a) isóbaros entre si.
- (b) com números atômicos diferentes.
- (c) isótonos entre si.
- (d) com o mesmo número de nêutrons.
- (e) com o mesmo número de prótons.

42 UERJ 2013 A descoberta dos isótopos foi de grande importância para o conhecimento da estrutura atômica da matéria. Sabe-se, hoje, que os isótopos ^{54}Fe e ^{56}Fe têm, respectivamente, 28 e 30 nêutrons.

A razão entre as cargas elétricas dos núcleos dos isótopos ^{54}Fe e ^{56}Fe é igual a:

- (a) 0,5
- (b) 1,0
- (c) 1,5
- (d) 2,0

43 FGV-SP 2012 A tabela seguinte apresenta dados referentes às espécies K, K^+ , Ca^{2+} e S^{2-} .

Espécie	Z	Nêutrons
K	19	22
K^+	19	22
Ca^{2+}	20	22
S^{2-}	16	18

Em relação a essas espécies, são feitas as seguintes afirmações:

- I. K^+ e Ca^{2+} são isótonos;
- II. K e Ca^{2+} são isóbaros;
- III. K^+ tem mais prótons que K;
- IV. K^+ e S^{2-} têm o mesmo número de elétrons.

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 UTFPR Considere as espécies químicas monoatômicas indicadas na tabela abaixo.

Espécie química monoatômica	Prótons	Nêutrons	Elétrons
I	12	12	12
II	12	13	10
III	20	20	20
IV	20	21	20
V	17	18	18

Em relação às espécies químicas monoatômicas apresentadas na tabela, pode-se afirmar que:

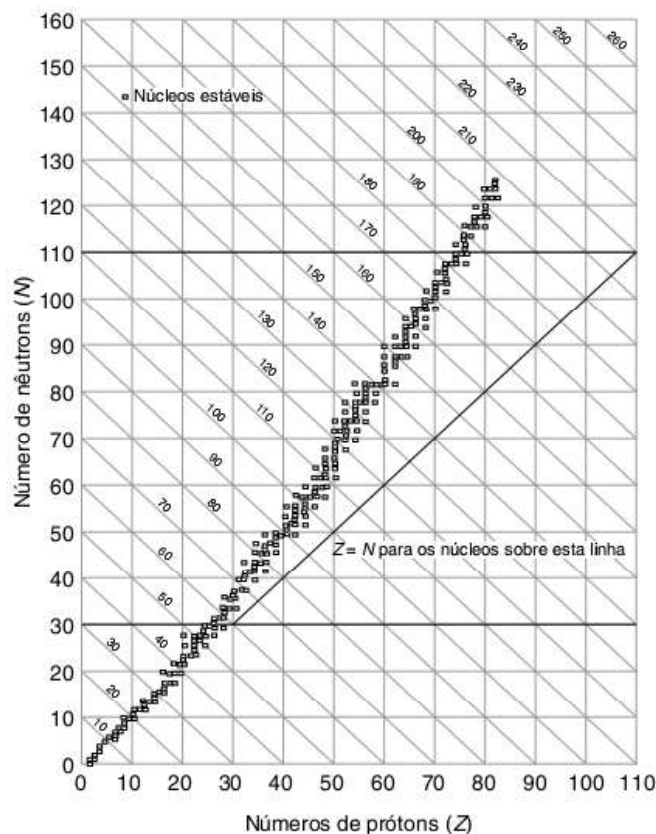
- (a) III e IV são de mesmo elemento químico.
- (b) V é cátion.
- (c) III é ânion.
- (d) II é eletricamente neutro.
- (e) I e II não são isótopos.

46 Unemat-MT Isótopos radioativos do iodo têm grande importância na medicina. São usados no diagnóstico e no tratamento de problemas da tireoide. O isótopo do iodeto ${}^{131}_{53}\text{I}^-$, usado para esse fim, apresenta os seguintes números de prótons, nêutrons e elétrons, respectivamente:

- (a) 131; 53; 78.
- (b) 53; 53; 132.
- (c) 53; 78; 54.
- (d) 54; 131; 53.
- (e) 131; 78; 53.

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.

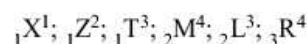


KAPLAN, I. *Física nuclear*. Rio de Janeiro: Guanabara Dois, 1978. (Adapt.)

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 UTFPR Atualmente, um elemento químico é definido em termos do seu número de prótons, ou seja, um elemento químico terá exatamente o mesmo número de prótons, mas não necessariamente o mesmo número de nêutrons. Com base nisso, examine as representações químicas a seguir e analise as proposições. (As letras maiúsculas podem representar qualquer átomo):



- I. X, Z e T são representações de um elemento químico e, portanto, devem ter um mesmo símbolo químico.
- II. M e L são representações de um elemento químico e, portanto, devem ter um mesmo símbolo químico.
- III. X, Z e T são isóbaros entre si e M e L são isótonos entre si.
- IV. T, L e R são isóbaros entre si e Z, L e R são isótopos entre si.
- V. X não possui nenhum nêutron, e Z e T possuem 1 e 2 nêutrons respectivamente.

As proposições FALSAS são somente:

- (a) I e II. (d) IV e V.
 (b) I, II e III. (e) I, III e V.
 (c) III e IV.

49 UFSCar-SP Um modelo relativamente simples para o átomo o descreve como sendo constituído por um núcleo contendo prótons e nêutrons, e elétrons girando ao redor do núcleo. Um dos isótopos do elemento Ferro é representado pelo símbolo ${}^{56}_{26}\text{Fe}$. Em alguns compostos, como a hemoglobina do sangue, o Ferro encontra-se no estado de oxidação 2+ (Fe^{2+}). Considerando-se somente o isótopo mencionado, é correto afirmar que no íon Fe^{2+} :

- (a) o número de nêutrons é 56, o de prótons é 26 e o de elétrons é 24.
 (b) o número de nêutrons + prótons é 56 e o número de elétrons é 24.
 (c) o número de nêutrons + prótons é 56 e o número de elétrons é 26.
 (d) o número de prótons é 26 e o número de elétrons é 56.
 (e) o número de nêutrons + prótons + elétrons é 56 e o número de prótons é 28.

50 UFU-MG 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-RS 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

${}^{6x+8}_{3x+5}\text{A}$ e ${}^{3x+20}_{2x+8}\text{B}$ 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.

Distribuição eletrônica

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 Cefet-MG O segundo elemento mais abundante em massa na crosta terrestre possui a seguinte configuração eletrônica, no estado fundamental:

nível 1 → completo nível 2 → completo nível 3 → 4 elétrons

O elemento correspondente a essa configuração é o

- (a) nitrogênio.
- (b) alumínio.
- (c) oxigênio.
- (d) silício.

61 Cefet-MG O jornal “Folha de São Paulo” publicou, em 19/06/94, uma matéria sobre as empresas norte-americanas que estavam falsificando suco de laranja. O produto, vendido como puro, estava diluído com água. A fraude foi descoberta através de medidas de teores de isótopos de oxigênio (^{16}O e ^{18}O). O isótopo mais pesado fica um pouco mais concentrado na água presente nas plantas em crescimento do que na água proveniente de fontes não biológicas.

Considerando os dois isótopos ^{16}O e ^{18}O é INCORRETO afirmar que

- (a) ambos possuem o mesmo número atômico.
- (b) ambos possuem a mesma distribuição eletrônica.
- (c) o número de elétrons é, respectivamente, igual a 16 e 18.
- (d) a soma de prótons e nêutrons é, respectivamente, igual a 16 e 18.

62 Ufes A configuração eletrônica do átomo de ferro em ordem crescente de energia é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$. Na formação do íon Fe^{2+} , o átomo neutro perde 2 elétrons. A configuração eletrônica do íon formado é

- (a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$
- (b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$
- (c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$
- (d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^1 3d^6$
- (e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2 3d^5$

63 IF Sul-RS 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

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.

65 PUC-RJ 2012 Potássio, alumínio, sódio e magnésio, combinados ao cloro, formam sais que dissolvidos em água liberam os íons K^+ , Al^{3+} , Na^+ e Mg^{2+} , respectivamente. Sobre esses íons é CORRETO afirmar que:

- (a) Al^{3+} possui raio atômico maior do que Mg^{2+} .
- (b) Na^+ tem configuração eletrônica semelhante à do gás nobre Argônio.
- (c) Al^{3+} , Na^+ e Mg^{2+} são espécies químicas isoeletrônicas, isto é, possuem o mesmo número de elétrons.
- (d) K^+ possui 18 prótons no núcleo e 19 elétrons na eletrosfera.
- (e) K^+ e Mg^{2+} são isótonos, isto é, os seus átomos possuem o mesmo número de nêutrons.

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.

66 UCS-RS 2015 Cardiologistas costumam recomendar a redução no consumo de “sal de cozinha” para pessoas hipertensas porque ele é a principal fonte de íons sódio da alimentação. De acordo com dados da Organização Mundial da Saúde, a população brasileira consome duas vezes mais sódio do que o valor recomendado. Esse íon precisa estar em equilíbrio com o íon potássio, caso contrário pode desencadear uma série de doenças cardiovasculares. Além disso, o consumo excessivo do sal de cozinha pode levar a uma menor absorção de íons cálcio, podendo gerar problemas como osteoporose e raquitismo.

Tendo como referência o texto acima, assinale a alternativa correta.

- (a) A configuração eletrônica de um átomo de sódio no estado fundamental é igual à de um átomo de potássio, uma vez que ambos possuem o mesmo número de elétrons no terceiro nível de energia.
- (b) Átomos eletricamente neutros de sódio e potássio, ao perderem um elétron de suas respectivas camadas de valência, originam respectivamente íons Na^+ e K^+ , que são isoeletrônicos.
- (c) A configuração eletrônica de um átomo de cálcio no estado fundamental pode ser representada de maneira simplificada por $[Kr]4s^2$.
- (d) O elétron mais afastado do núcleo de um átomo de potássio no estado fundamental apresenta número quântico principal igual a quatro e número quântico secundário igual a zero.
- (e) Átomos eletricamente neutros de cálcio são menores do que os respectivos íons Ca^{2+} , uma vez que o número de prótons nessas espécies difere de duas unidades.

67 IFSul-RS 2016 O ouro, Au, é tão inerte que pode ser encontrado na natureza na forma do metal. O ouro puro é classificado como ouro 24 quilates. Suas ligas com prata e cobre são classificadas de acordo com a proporção de ouro que contém.

A distribuição eletrônica em subníveis para o ${}_{79}Au^{197}$ é igual a

- (a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 5d^9$
- (b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 6s^2 5d^9$
- (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) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 5d^{10}$

68 EsPCEex 2011 Considere as seguintes informações:

- I. A configuração eletrônica, segundo o diagrama de Linus Pauling, do ânion trivalente de nitrogênio (${}_{7}N^{3-}$), que se origina do átomo nitrogênio, é $1s^2 2s^2 2p^6$.
- II. Num mesmo átomo, não existem dois elétrons com os quatro números quânticos iguais.
- III. O íon ${}_{19}K^{1+}$ possui 19 nêutrons.
- IV. Os íons Fe^{2+} e Fe^{3+} do elemento químico ferro diferem somente quanto ao número de prótons.

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

- (a) apenas I e II. (d) apenas III e IV.
(b) apenas I, II e III. (e) todas.
(c) apenas IV.

69 Unimontes-MG 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] $3s^2$

Cl (cloro): [Ne] $3s^2 3p^5$

Zn (zinco): [Ar] $4s^2 3d^{10}$

O (oxigênio): [He] $2s^2 2p^4$

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

- (a) Mg, apenas. (c) O, apenas.
(b) Zn e Mg, apenas. (d) Cl e O, apenas.

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

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^5$.

- 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 $5d^5$.
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-PR 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 $3s^2 3p^6$ 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) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^0$
(b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 3p_y^1 3p_z^1$
(c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 3p_y^0 3p_z^2$
(d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^1 3p_y^2 3p_z^1$

73 UEPG Considere a representação do átomo de alumínio no estado fundamental: ${}_{13}^{27}\text{Al}$. Convencionando-se para o primeiro elétron de um orbital $S = -\frac{1}{2}$, assinale o que for correto sobre esse átomo.

- 01 Apresenta 4 níveis energéticos em sua configuração.
02 Em seu núcleo atômico há 14 nêutrons.
04 Existem 3 elétrons no último nível energético de sua distribuição eletrônica.
08 O elétron mais energético desse átomo tem os seguintes números quânticos: $n = 3$; $\ell = 1$; $m = -1$; $S = -\frac{1}{2}$.
16 O número atômico do alumínio é 13, o que significa que esse átomo apresenta 13 prótons.

Soma =

74 Uerj Uma manifestação comum nas torcidas de futebol é a queima de fogos de artifício coloridos, de acordo com as cores dos times. Fogos com a cor vermelha, por exemplo, contêm um elemento que possui, como mais energético, um subnível s totalmente preenchido.

Assim, a torcida do América, para saudar o seu time com um vermelho brilhante, deverá usar fogos contendo o elemento cujo símbolo é:

- (a) Cd
(b) Co
(c) K
(d) Sr

75 UFF-RJ Um átomo neutro possui dois elétrons com $n = 1$, oito elétrons com $n = 2$, oito elétrons com $n = 3$ e um elétron com $n = 4$. Supondo que esse elemento se encontre no seu estado fundamental:

- a) escreva sua configuração eletrônica.
b) qual seu número atômico e seu símbolo?
c) qual o número total de elétrons com ℓ (número quântico secundário) igual a zero?
d) qual o número total de elétrons com ℓ (número quântico secundário) igual a um?
e) qual o número total de elétrons com ℓ (número quântico secundário) igual a três?

Tabela periódica

2

FRENTE 1

26 Fe Iron 55.845	27 Co Cobalt 58.933	28 Ni Nickel 58.693	29 Cu Copper 63.546	30 Zn Zinc 65.38	31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.63	33 As Arsenic 74.912	34 Se Selenium 78.96
44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.906	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.866	48 Cd Cadmium 112.411	49 In Indium 114.818	50 Sn Tin 118.710	51 Sb Antimony 121.750	52 Te Tellurium 127.6
76 C Carbon 12.011	77 N Nitrogen 14.007	78 O Oxygen 15.999	79 Au Gold 196.967	80 Hg Mercury 200.59	81 Tl Thallium 204.38	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.98	84 Po Polonium [209]

“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 triades 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 triades. 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
(1º) Cálcio	40
(2º) Estrôncio	≈ 88
(3º) Bário	137

Tab. 1 Triade do cálcio, estrôncio e bário.

Em 1829, Wolfgang descobriu uma triade 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
(1º) Cloro	35,5
(2º) Bromo	≈ 80
(3º) Iodo	126,9

Tab. 2 Triade do cloro, bromo e iodo.

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

Tab. 3 Triade do lítio, sódio e potássio.

Dobereiner postulou que, na natureza, os elementos químicos se organizavam em triades, 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 Triades** foi abandonada.

Parafuso telúrico de Chancourtois

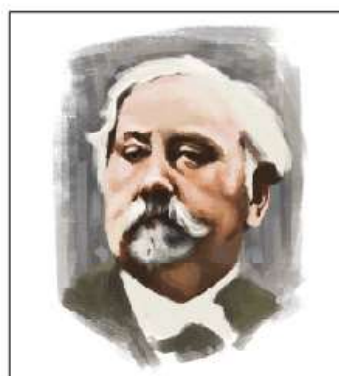


Fig. 2 Alexandre Emile Beguyer de Chancourtois.

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).

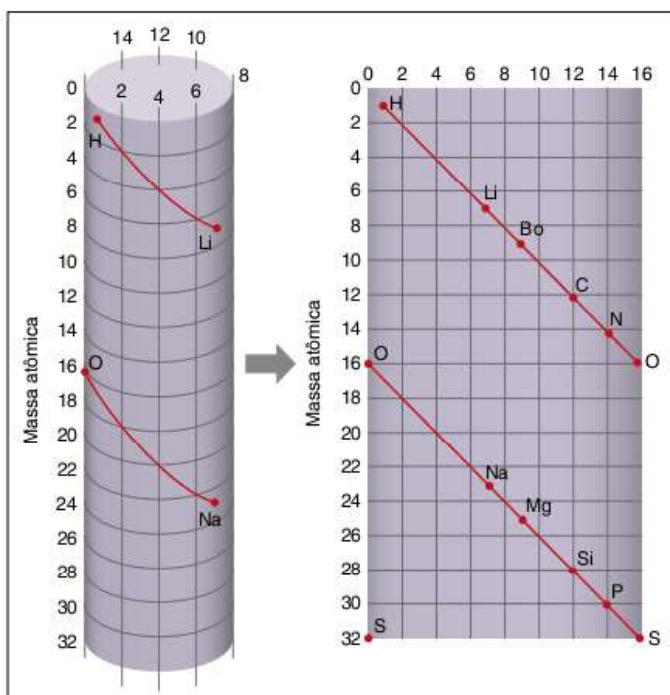


Fig. 3 Parafuso telúrico de Chancourtois.

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

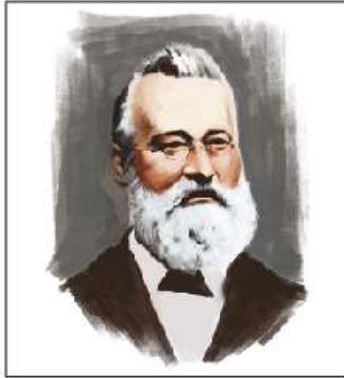


Fig. 4 John Alexander Reina Newlands.

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 Mendeleiev

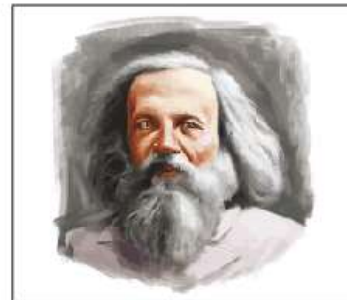


Fig. 6 Dmitri Ivanovich Mendeleiev.

Em 1869, Dmitri Ivanovich Mendeleiev (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 Mendeleiev.

Mendeleiev 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 Mendeleiev 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	Cinzeno	Cinzeno-claro
Volume atômico	13 cm ³	13,22 cm ³
Composto com o cloro	XCl ₄	GeCl ₄

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

Em 1871, Mendeleiev 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 Mendeleiev 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 Mendeleiev. 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

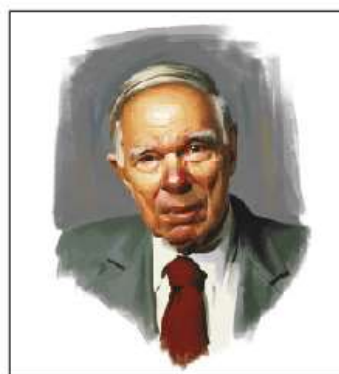


Fig. 9 Glenn Seaborg.

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 actínideos 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

3 — número atômico
 Li — símbolo químico
 lítio — nome
 (6.938. 6.997) — peso atômico (ou número de massa do isótopo mais estável)

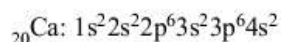
1 H hidrogênio 1.008																	2 He hélio 4.0026
3 Li lítio 6.94	4 Be berílio 9.0122											5 B boro 10.81	6 C carbono 12.011	7 N nitrogênio 14.007	8 O oxigênio 15.999	9 F flúor 18.998	10 Ne neônio 20.180
11 Na sódio 22.990	12 Mg magnésio 24.305											13 Al alumínio 26.982	14 Si silício 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 hafnínio 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 íridio 192.22	78 Pt platina 195.08	79 Au ouro 196.97	80 Hg mercúrio 200.59	81 Tl talé 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 rutherfordio [267]	105 Db dúbnio [268]	106 Sg seabórgio [269]	107 Bh bohrio [270]	108 Hs hásio [269]	109 Mt meitnério [278]	110 Ds darmstádio [281]	111 Rg roentgênio [281]	112 Cn copernício [285]	113 Nh nihônio [286]	114 Fl fleróv [289]	115 Mc moscóvio [288]	116 Lv livermório [293]	117 Ts tenessino [294]	118 Og oganessônio [294]
			57 La lantanídeo 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 tulmio 168.93	70 Yb itérbio 173.05	71 Lu lutécio 174.97
			88 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 amecício [243]	96 Cm cúrio [247]	97 Bk berquílio [247]	98 Cf califórnio [251]	99 Es einsteiné [252]	100 Fm fêrmio [257]	101 Md mendelévio [258]	102 No nobélio [259]	103 Lr lawrêncio [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 denominadas **série dos lantanídeos** (6º período) e **série dos actínídeos** (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

Bloco d

Bloco f

Fig. 11 Tabela periódica com as séries dos lantanídeos e actínídeos 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

Numeração antiga — IA

																		18					
																		13	14	15	16	17	VIIIA
H	IIA											B	C	N	O	F	He						
Li	Be	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	III A	IV A	V A	VI A	VII A	Ne						
Na	Mg	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B		IB	IIB	Al	Si	P	S	Cl	Ar							
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 lanatídeos e série dos actínídeos), conforme Fig. 13.

Representativos

Transição

Transição interna

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 lanatídeos, 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 movimentava 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 Pitíngua (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/quimica-viva_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.

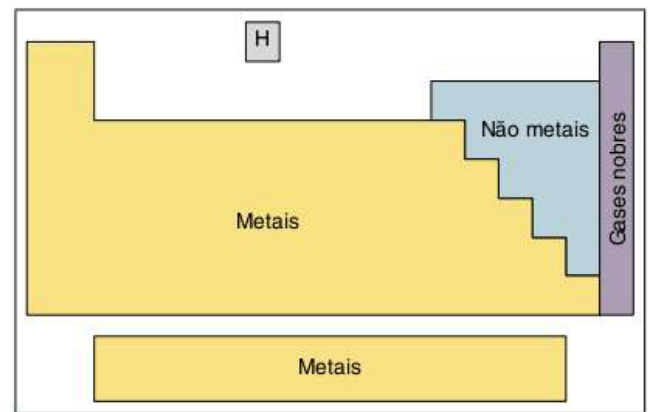


Fig. 14 Divisão em metais, não metais (ou ametais), gases nobres e hidrogênio.

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
Sólido	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.

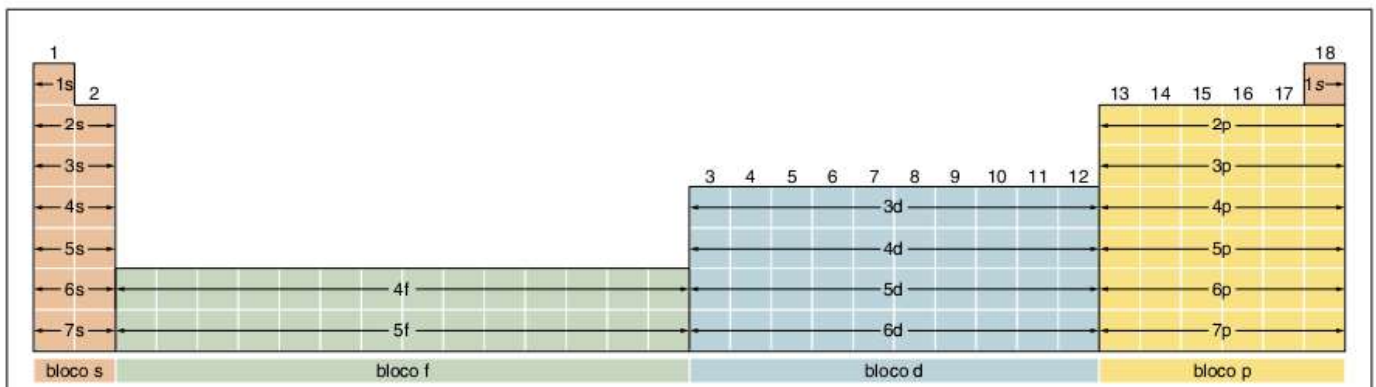


Fig. 15 Divisão em blocos s, p, d e f na tabela periódica.

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).

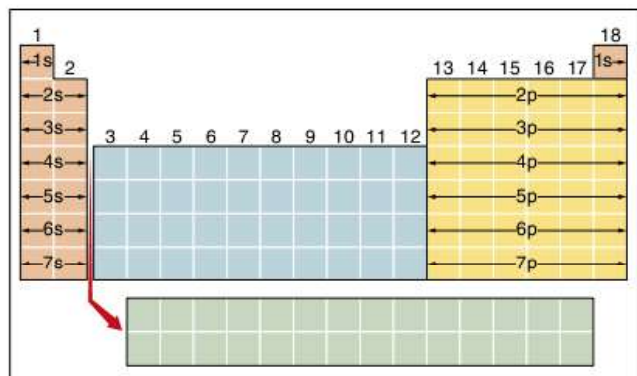


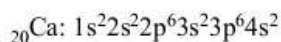
Fig. 16 Blocos s e p na tabela periódica.

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:

a) ${}_{35}\text{Br}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5 \rightarrow 4^\circ$ 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).

b) ${}_{55}\text{Cs}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5 \rightarrow 6^\circ$ período da coluna 1 (antiga família IA).

- O elemento césio 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.

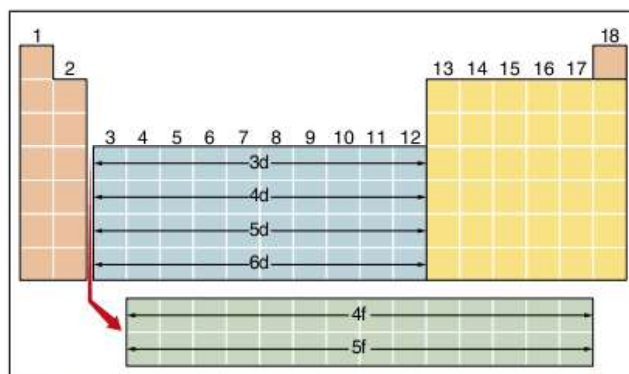
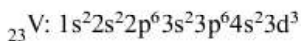


Fig. 17 Blocos d e f na tabela periódica.

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 (${}_{23}\text{V}$).

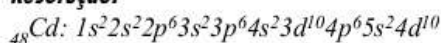


- O elemento vanádio apresenta um total de quatro camadas; portanto, encontra-se no 4º período da tabela periódica.
- Seu elétron de diferenciação (último elétron) está no subnível d; trata-se de um elemento de transição externa.
- Apresenta dois elétrons no subnível s da camada de valência ($4s^2$) 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).

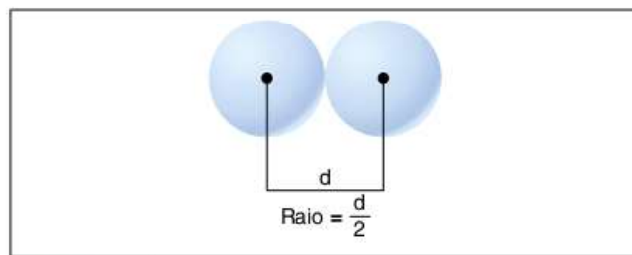


Fig. 18 Raio atômico médio.

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.

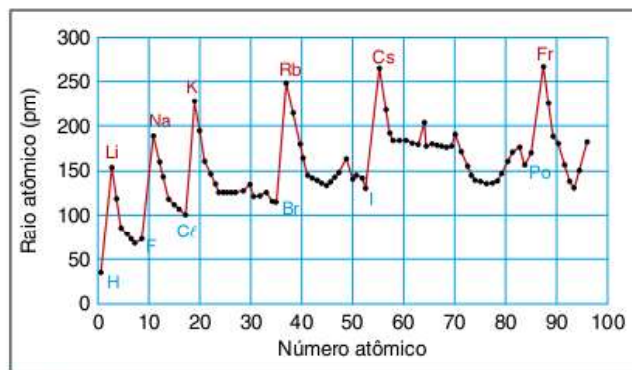


Fig. 19 Variação do raio atômico em função do número atômico.

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).

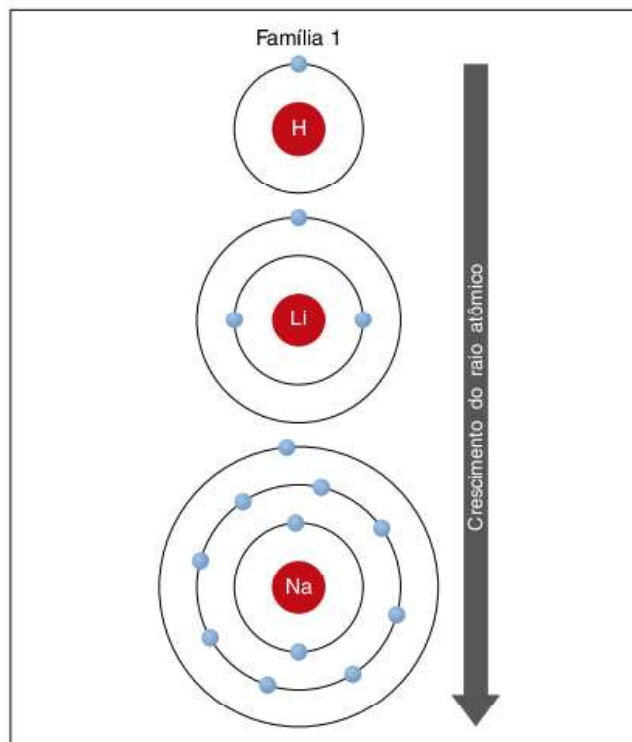


Fig. 20 Conforme descemos em um mesmo grupo, há um aumento na quantidade de camadas nos elementos químicos. Por esse motivo, os raios atômicos dos elementos químicos, aumentam de cima para baixo em um mesmo grupo.

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.

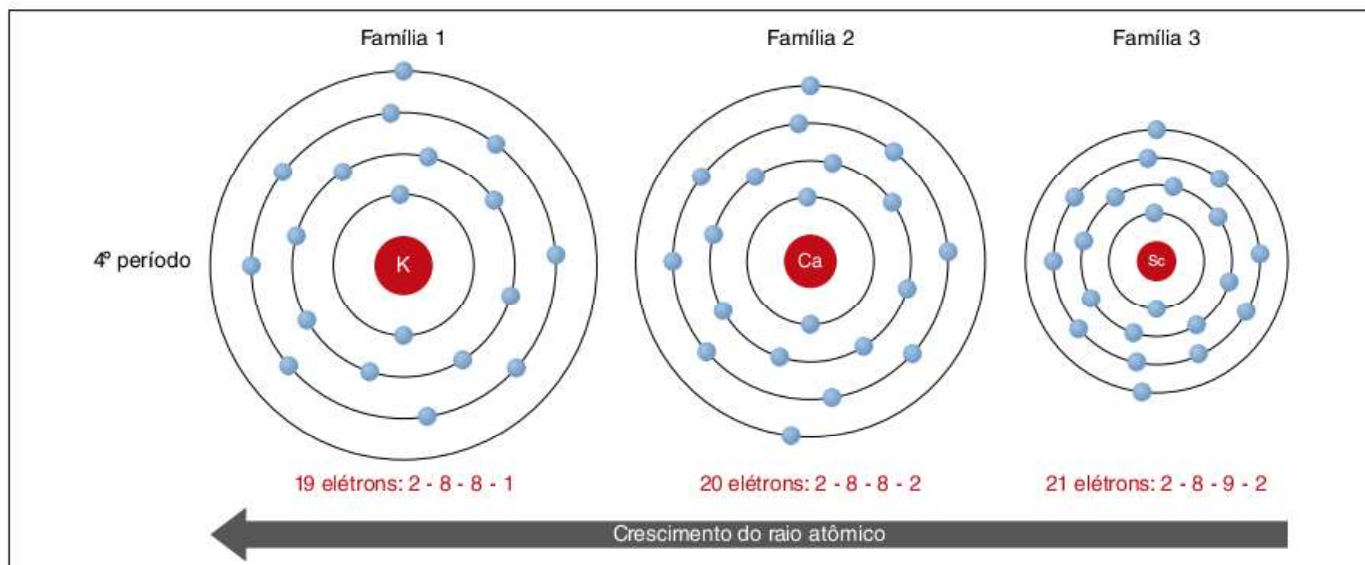


Fig. 21 Conforme percorremos uma família da esquerda para a direita, percebemos um aumento na quantidade de prótons dos elementos químicos, com isso, a atração entre o núcleo e os elétrons aumentam, diminuindo o raio atômico.

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

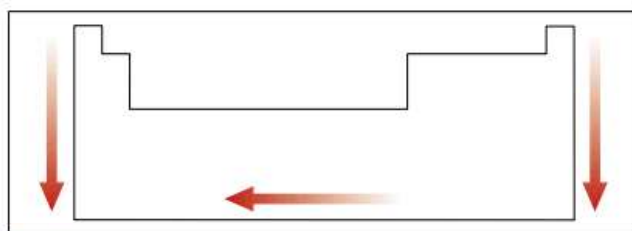


Fig. 22 Variação do raio atômico.

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:

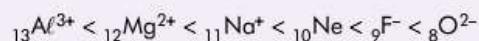
Raio do ânion > Raio do respectivo átomo neutro



Raios atômico e iônico do cloro.

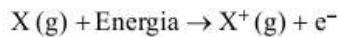
Espécies isoeletrônicas

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:

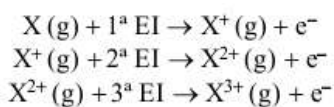


Energia de ionização ou potencial de ionização

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:

$$1^{\text{a}} \text{EI} < 2^{\text{a}} \text{EI} < 3^{\text{a}} \text{EI} < \dots$$

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:

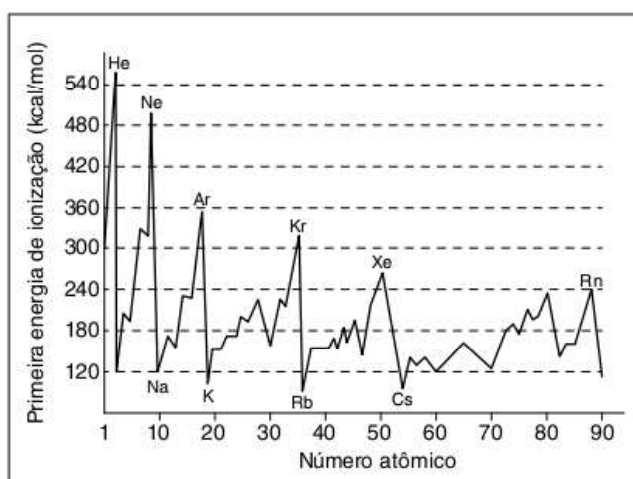


Fig. 23 Variação da primeira energia de ionização em função do número atômico.

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):

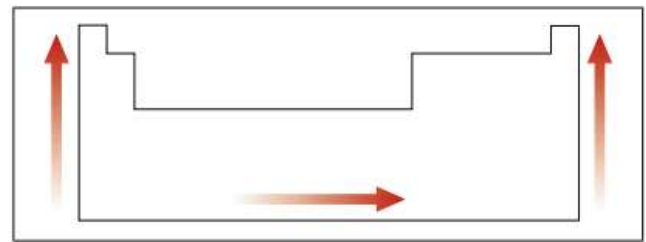
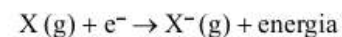


Fig. 24 Variação da energia ou potencial de ionização.

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 se 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.

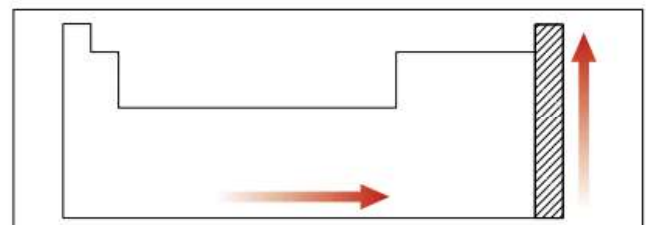


Fig. 25 Variação da afinidade eletrônica.

Eletronegatividade

Eletronegatividade 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 eletronegatividade foram estabelecidos por Linus Pauling, que atribuiu o valor 4,0 para o flúor (elemento com maior eletronegatividade) e comparou-o com os demais elementos.

Variação da eletronegatividade na tabela periódica

O comportamento da eletronegatividade 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.

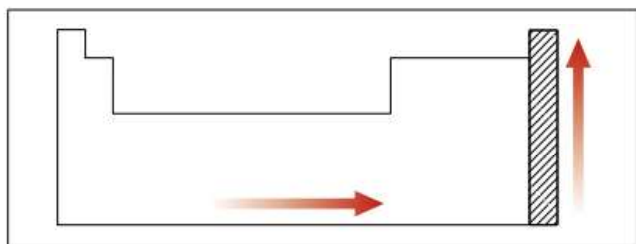


Fig. 26 Variação da eletronegatividade.

Eletronegatividade ou caráter metálico

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

Variação da eletronegatividade na tabela periódica

O comportamento da eletronegatividade 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 eletronegatividade ou caráter metálico conforme mostra a Fig. 27.

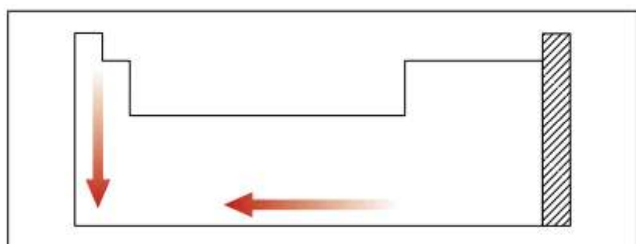


Fig. 27 Variação da eletronegatividade ou caráter metálico.

Outras propriedades periódicas

A tabela periódica permite ainda a 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 a tendência de um elemento receber elétrons (no caso dos ametais) ou de perder elétrons (no caso dos metais). Para os metais, quanto maior sua eletronegatividade, 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.

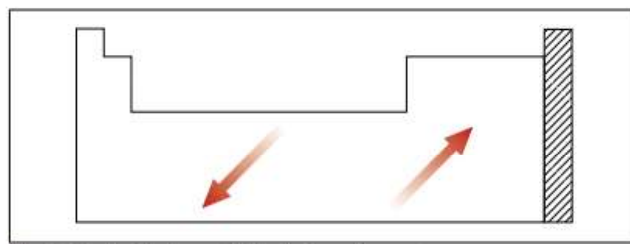


Fig. 28 Variação da reatividade dos elementos.

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 apresentado na Fig. 29.

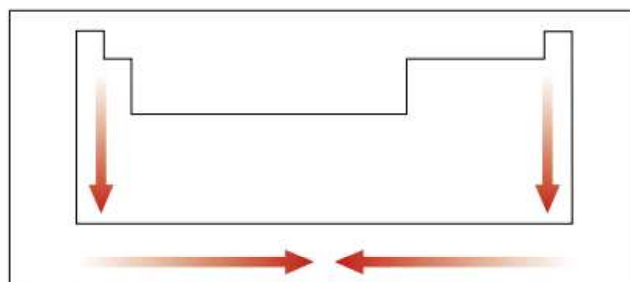


Fig. 29 Variação da densidade.

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:

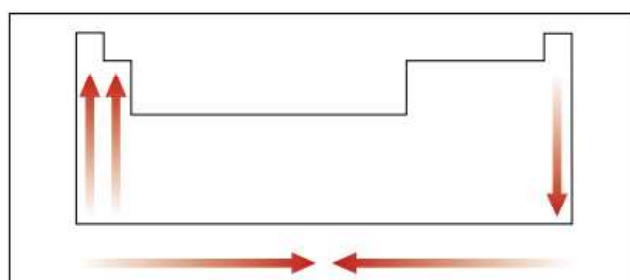


Fig. 30 Variação das temperaturas de fusão e ebulição.

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 Cefet-MG 2013 No Laboratório de Análises Instrumentais do CEFET-MG são analisados vários elementos químicos por meio de técnicas, como a espectroscopia de absorção atômica. Seu uso permite determinar se elementos proibidos pela legislação estão presentes em produtos alimentícios. Se um alimento contém um elemento químico indesejado de número atômico 24 e massa atômica 52, então a espectroscopia de absorção atômica o identificaria como

- (a) silício.
- (b) cromo.
- (c) telúrio.
- (d) magnésio.

9 Ibmecc-RJ 2013 De acordo com o a tabela periódica abaixo, assinale a alternativa incorreta quanto à posição dos algarismos romanos que estão substituindo os símbolos dos elementos químicos:

I																			II
																			III
IV				V			VI												VII
IX							X												

- (a) O elemento químico representado por II é um gás nobre.
- (b) O elemento químico representado por VII possui número atômico igual a 36.
- (c) O elemento químico representado por IX possui número de massa igual a 133.
- (d) O elemento químico representado por I é um gás à temperatura ambiente.
- (e) O elemento químico representado por X pode ser classificado por metal alcalino terroso.

10 Unicamp 2013 Na década de 1970, a imprensa veiculava uma propaganda sobre um fertilizante que dizia: “contém N, P, K, mais enxofre.” Pode-se afirmar que o fertilizante em questão continha em sua formulação, respectivamente, os elementos químicos

- (a) nitrogênio, fósforo, potássio e enxofre, cujo símbolo é S.
- (b) níquel, potássio, criptônio e enxofre, cujo símbolo é Ex.
- (c) nitrogênio, fósforo, potássio e enxofre, cujo símbolo é Ex.
- (d) níquel, potássio, cálcio e enxofre, cujo símbolo é S.

11 UTFPR 2013 Na classificação periódica, os elementos químicos situados nas colunas IA e VIIA são denominados, respectivamente, de:

- (a) metais alcalinoterrosos e calcogênios.
- (b) metais e gases nobres.
- (c) metais alcalinos e halogênios.
- (d) halogênios e calcogênios.
- (e) metais alcalinoterrosos e halogênios.

12 Fatec-SP 2012 Cloro, bromo e iodo são elementos químicos classificados como halogênios. Logo, eles

- (a) localizam-se no mesmo grupo (ou família) da tabela periódica.
- (b) estão no mesmo período da tabela periódica.
- (c) possuem o mesmo número atômico.
- (d) apresentam mesma eletronegatividade.
- (e) são isótopos entre si.

13 Unisc 2012 Um elemento químico está situado no quinto período da tabela periódica e pertence à família dos halogênios. Qual é esse elemento?

- (a) iodo
- (b) flúor
- (c) carbono
- (d) cloro
- (e) fósforo

14 Uern 2012 Atualmente, a administração de carbonato de lítio (Li_2CO_3), controlada por médicos especializados, tem sido a forma mais segura para o tratamento de alguns tipos de psicose. Aparentemente, o lítio interfere em mecanismos biológicos nos quais o íon magnésio estaria envolvido, mas sua função específica no cérebro ainda é desconhecida. Excesso de lítio no organismo pode levar à parada cardíaca e, conseqüentemente, à morte do paciente.

TITO; CANTO, *Química* (Coleção Base), p. 48.

Assinale a sequência de elementos que possuem propriedades químicas semelhantes às do Lítio:

- (a) Sódio, céscio e frâncio.
- (b) Carbono, nitrogênio e neônio.
- (c) Berílio, magnésio e rádio.
- (d) Céscio, berílio e boro.

15 IFSuI 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.

Propriedades periódicas

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	Actínoideos	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

I A																										VIII A																
1	2,1																												2													
H	He																												He													
1,008	4,003																												4													
3		1,0	4	1,5																												5	2,0	6	2,9	7	3,0	8	3,8	9	4,0	10
Li		Be																												B	C	N	O	F	Ne							
7		(250)																												11	12	14	16	19	20							
11		0,9	12	1,0																												13	1,5	14	1,8	15	2,1	16	2,5	17	3,0	18
Na		Mg																												Al	Si	P	S	Cl	Ar							
23		24																												27	28	31	32	35,5	40							
19	0,8	20	1,0	21	1,3	22	1,4	23	1,6	24	1,6	25	1,5	26	1,6	27	1,6	28	1,8	29	1,9	30	1,6	31	1,6	32	1,6	33	2,0	34	2,4	35	2,6	36								
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																									
39	40	45	48	51	52	55	56	59	58,5	63,5	65,5	70	72,5	75	79	80	84	86																								
37	0,8	38	1,0	39	1,2	40	1,4	41	1,4	42	1,6	43	1,9	44	2,2	45	2,2	46	2,2	47	1,9	48	1,7	49	1,7	50	1,8	51	1,9	52	2,0	53	2,2	54								
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																									
85,5	87,5	88,9	91	93	96	(98)	101	103	106,5	108	112,5	115	118	122	127,6	127	131																									
55	0,7	56	0,9	57 a 71	72	1,3	73	1,5	74	1,7	75	1,9	76	2,2	77	2,2	78	2,2	79	2,4	80	1,9	81	1,8	82	1,8	83	1,9	84	2,0	85	2,2	86									
Cs	Ba	Lantanídeos	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tℓ	Pb	Bi	Po	At	Rn																									
133	137		178,5	181	194	199	194	192	195	197	200,5	204	207	209	(209)	(210)	(222)																									
87	0,7	88	0,9	89 a 103	104	105	2,1	106	2,1	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118																					
Fr	Ra	Actínoideos	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fℓ	Mc	Lv	Ts	Og																									
(223)	(226)		(261)	262	(263)	(262)	(265)	(268)	(281)	(280)	(285)	(286)	(289)	(289)	(293)	(294)	(294)																									

NUMERO ATÔMICO	ELETRÔNICA GATIÃO
Símbolo	MASSA ATÔMICA APROXIMADA

87	1,1	88	1,1	89	1,1	90	1,1	91	1,1	92	1,1	93	1,1	94	1,1	95	1,1	96	1,1	97	1,1	98	1,1	99	1,1	100	1,1	101	1,1	102	1,1	103	1,1
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu																			
139	140	141	144	(140)	150	152	157	159	162,5	165	167	169	173	175																			
89	1,1	90	1,1	91	1,1	92	1,1	93	1,1	94	1,1	95	1,1	96	1,1	97	1,1	98	1,1	99	1,1	100	1,1	101	1,1	102	1,1	103	1,1	104	1,1	105	1,1
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr																			
227	232	231	238	237	(244)	(243)	(247)	(247)	(251)	(252)	(257)	(258)	(262)	(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:

56 Ba 137,3	30 Zn 65,4	31 Ga 69,7
-------------------	------------------	------------------

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 IFSul 2015 Espécies isoeletrônicas são aquelas que apresentam o mesmo número de elétrons.

Dados os íons isoeletrônicos S^{2-} , Cl^{-1} , K^{+1} e Ca^{2+} , o que possui o maior raio iônico é

- (a) S^{2-}
- (b) Cl^{-1}
- (c) K^{+1}
- (d) Ca^{2+}

26 PUC-MG 2015 Sobre a afinidade eletrônica, é **incorreto** afirmar:

- (a) Os metais são os elementos químicos que apresentam as menores afinidades eletrônicas.
- (b) Os ametais são os elementos químicos que apresentam as maiores afinidades eletrônicas.
- (c) Ela aumenta de baixo para cima na tabela periódica.
- (d) Ela aumenta da direita para a esquerda na tabela periódica.

27 Cefet-MG Considerando-se as propriedades periódicas dos elementos bromo, cloro, sódio e potássio, é **incorreto** afirmar que

- (a) o raio atômico do cloro é maior que o do sódio.
- (b) o número de níveis do cloro é menor que os do bromo.
- (c) a eletronegatividade do potássio é menor que a do bromo.
- (d) a energia de ionização do sódio é maior que a do potássio.

28 UPF-RS 2015 Leia as seguintes afirmações sobre a tabela periódica dos átomos dos elementos químicos e sobre as propriedades desses átomos.

- I. Quando os elementos químicos são organizados em ordem crescente de número atômico, ocorre periodicidade em algumas de suas propriedades.
- II. Os elementos que se encontram nas séries lantanídea e actinídea são chamados de elementos de transição interna.

- III. A disposição dos elementos na tabela periódica é tal que aqueles com propriedades semelhantes ficam sempre num mesmo período.
- IV. 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. (d) II e III.
 (b) I e II. (e) III e IV.
 (c) I, 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.

- I. Os elementos da família dos metais alcalinos são os elementos químicos que apresentam maior energia de ionização.
- II. O raio atômico é a distância medida entre dois núcleos em uma ligação química.
- III. Os elementos da família dos halogênios são os elementos químicos que apresentam maior afinidade eletrônica.
- IV. 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
 (b) II, III e IV
 (c) II e IV, apenas
 (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)
 Y (Z = 20)
 Z (Z = 29)
 W (Z = 35)

- 01 Os átomos Y e W estão no mesmo período da Tabela Periódica.
- 02 O átomo Z pertence a um elemento de transição externa.
- 04 Y tem maior raio atômico do que W.
- 08 O átomo Y tem maior eletronegatividade do que o átomo X.
- 16 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

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

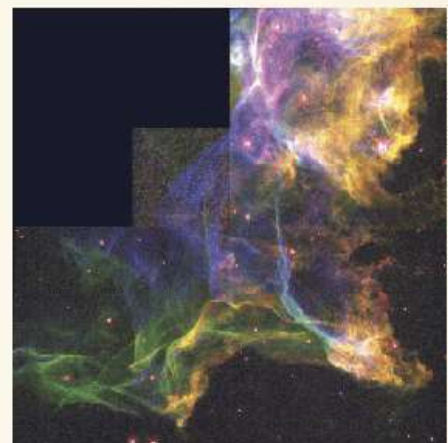
Neste cenário, após a inflação oriunda da explosão primordial, resultaram os “Quarks” cujas combinações resultaram nas partículas elementares, suas combinações resultando em átomos, átomos em moléculas, e assim por diante.

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

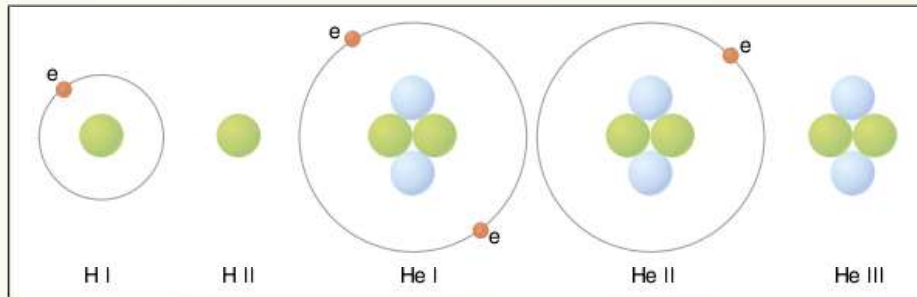
Estrelas nascem em nuvens de gás, poeira e íons fartamente existentes em galáxias. Uma dessas nuvens, quando perturbada por ondas de choque e pressão, que podem ser oriundas da explosão resultante da morte de uma estrela próxima (supernova), dispara o processo de colapso gravitacional.

Tal processo provoca elevação da temperatura e a conseqüente 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

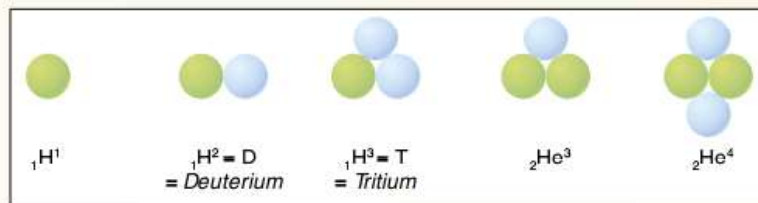
A energia envolvida no colapso gravitacional requer o aumento da temperatura e a consequente fusão do hidrogênio. Neste cenário inicial se apresentam átomos e íons segundo a representação:



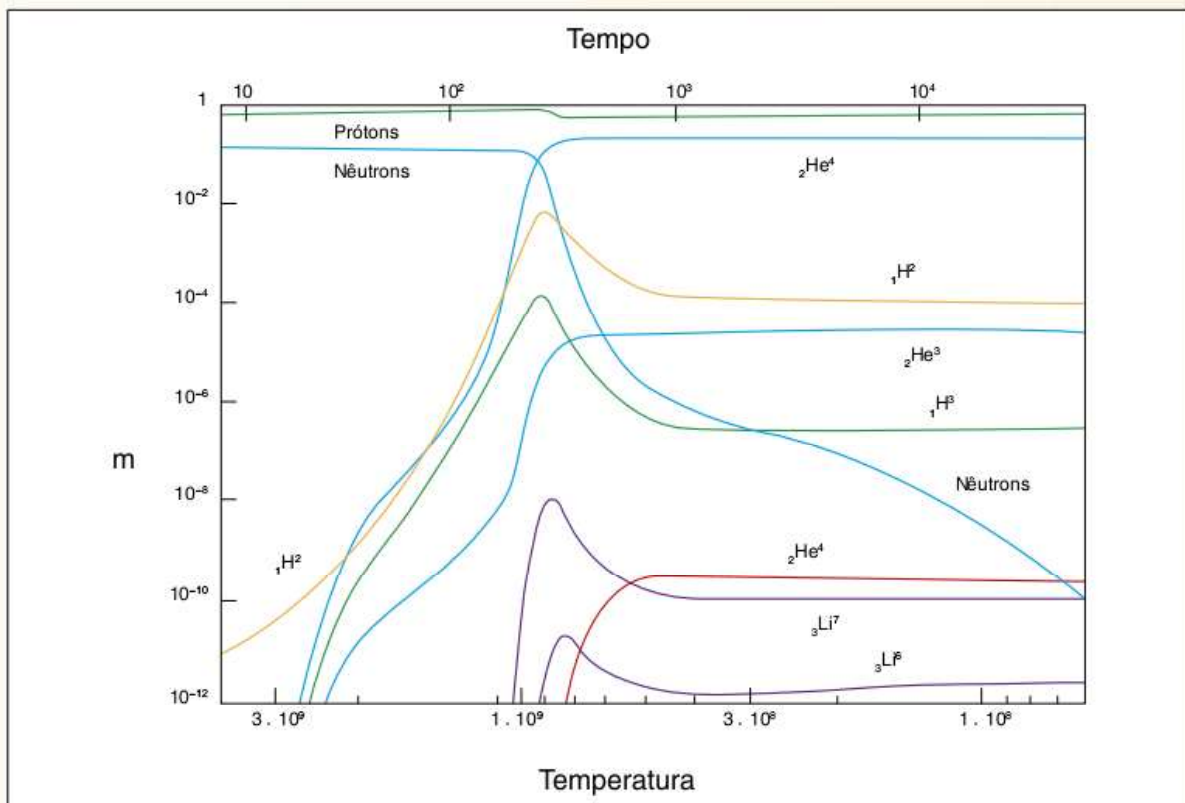
onde esferas verdes são prótons, azuis são nêutrons e pontos vermelhos são elétrons. Números romanos indicam o estágio de ionização: I para o estado neutro e II para o estado com um elétron a menos.

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:



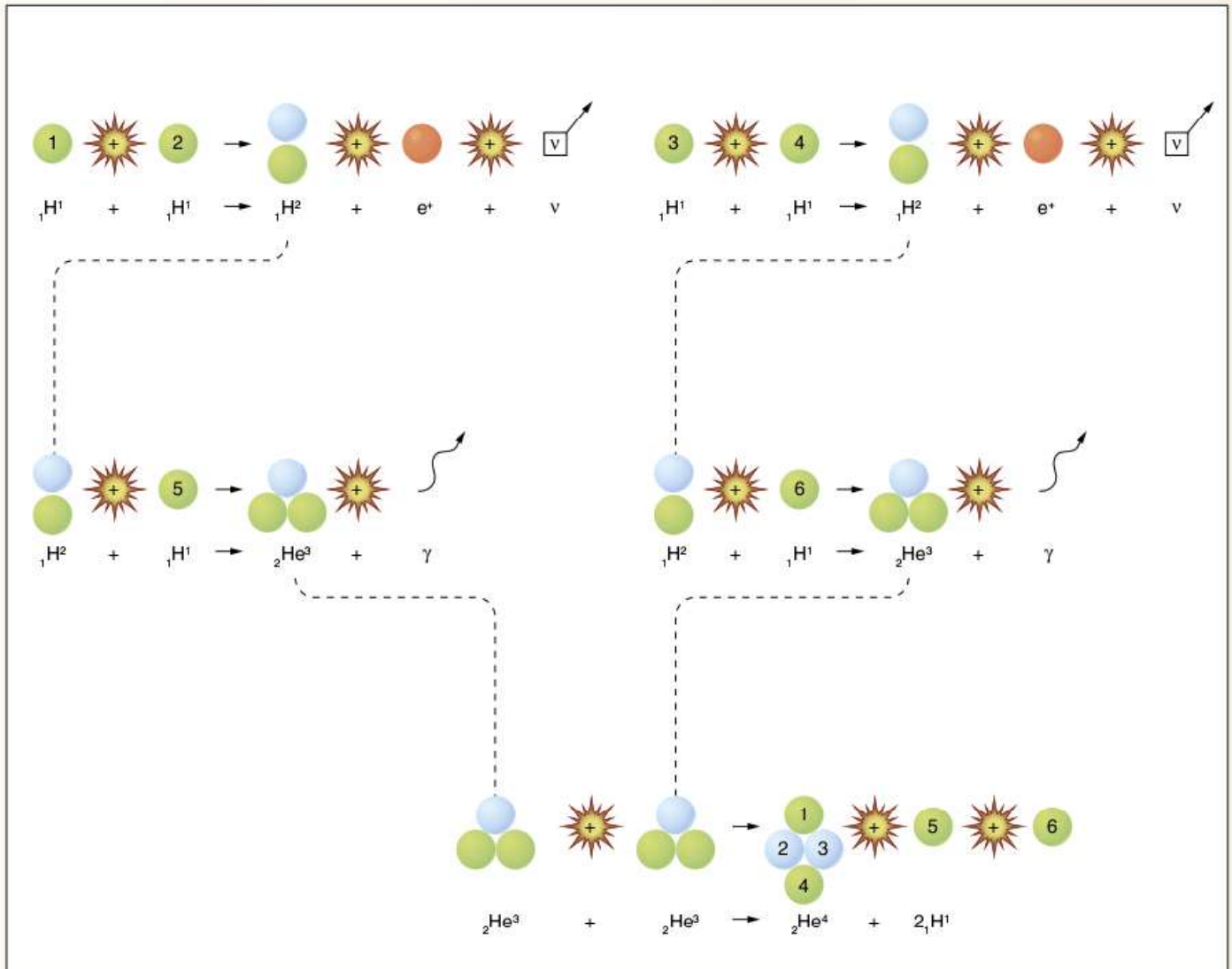
O modelo teórico para a abundância de "elementos" em fração total de massa, por temperatura (K) no tempo (s), nos minutos seguintes à grande explosão, foi desenvolvido a partir das contribuições pioneiras de Fred Hoyle e colaboradores. Sua representação, abaixo, agrega resultados recentes, obtidos pela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



Nucleossíntese em Estrelas

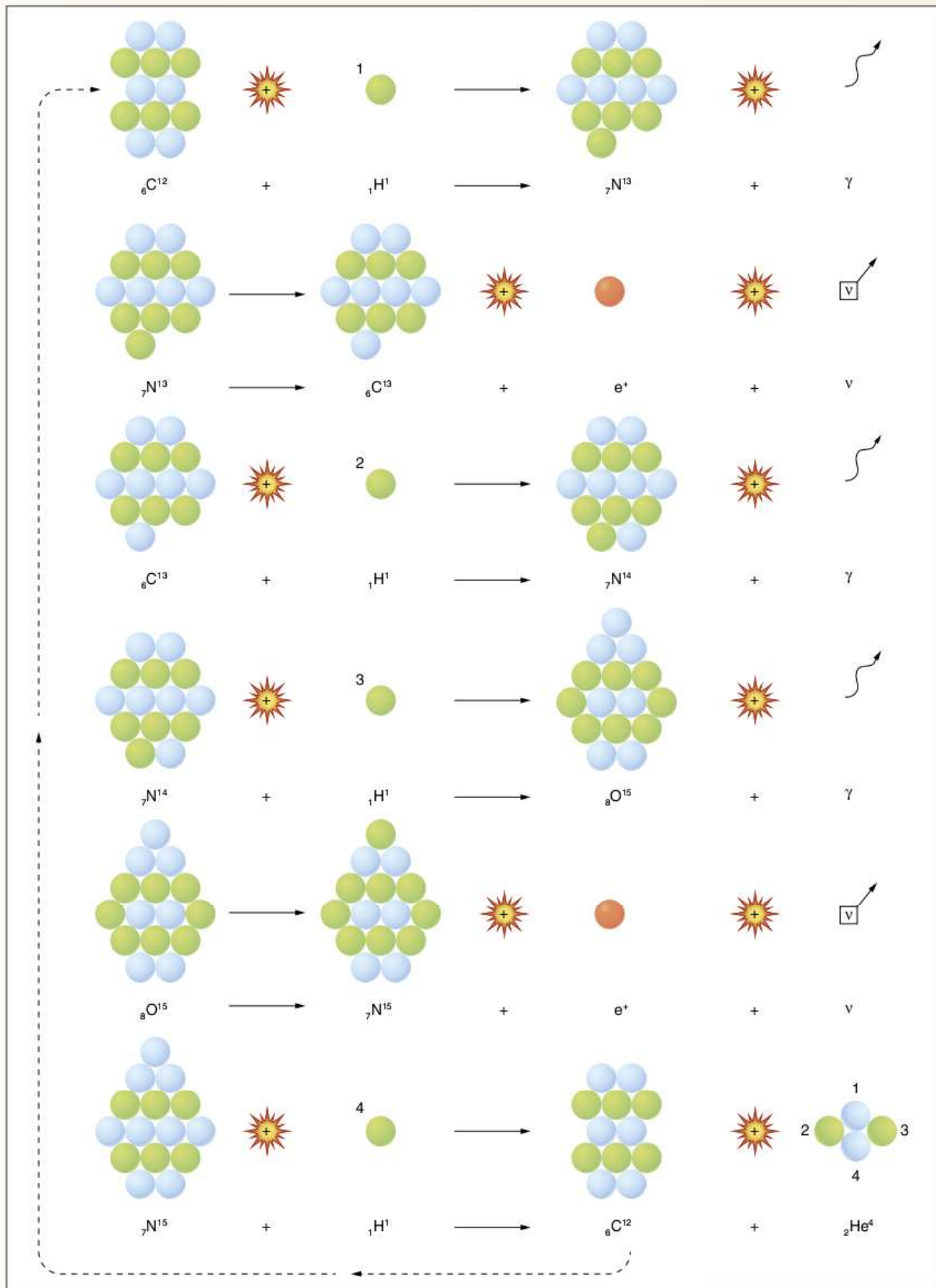
O processo de formação de elementos químicos em estrelas se chama nucleossíntese.

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.

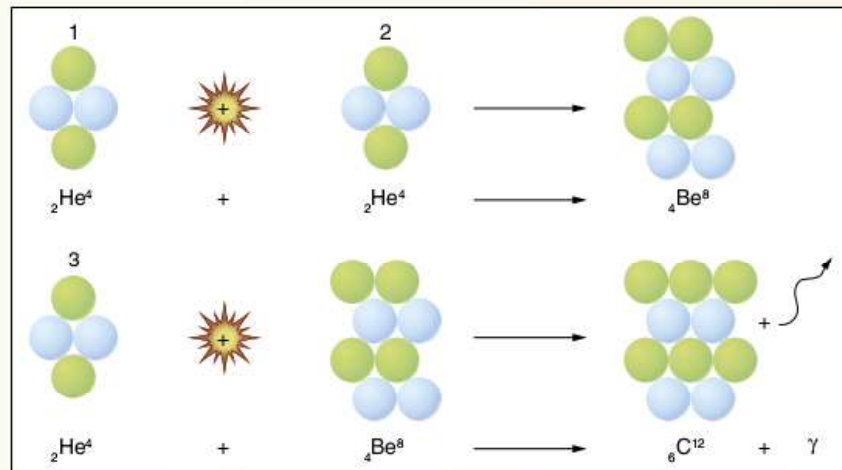
Em interiores estelares, a temperaturas mais altas que o Sol, predomina o ciclo carbono-nitrogênio, apresentado na figura abaixo:



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).

Divisão da 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.

- **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.

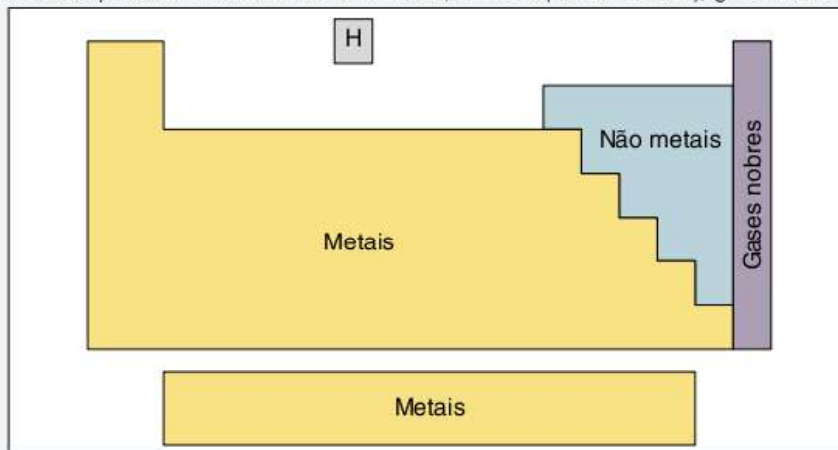
Antigamente, a numeração das dezoito colunas era feita em algarismo romano e dividia em grupos **A** e **B**. Em 1985, a Iupac propôs que as colunas, grupos ou famílias da tabela fossem numeradas de 1 a 18, da esquerda para a direita.

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 alcalinos terrosos	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.

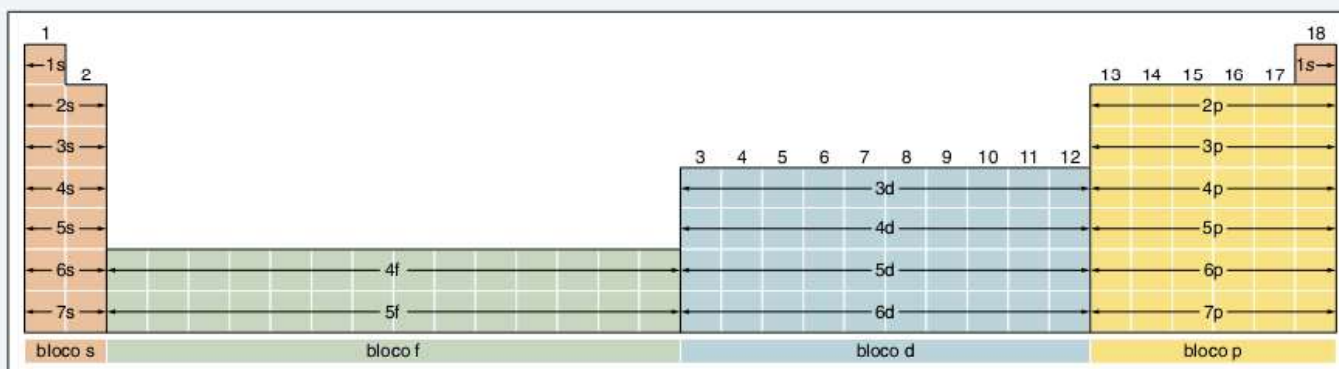
Nomes de alguns grupos da tabela periódica.

- **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.

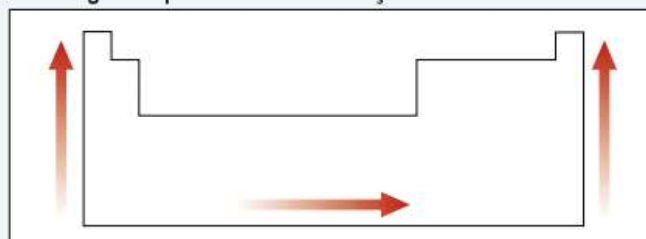
- **Tabela periódica e o diagrama de Linus Pauling:** a tabela periódica pode ser dividida em blocos s, p, d, e f.



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 actínidos**); apresentam o elétron de diferenciação (elétron mais energético) no subnível f.

- **Energia ou potencial de ionização**

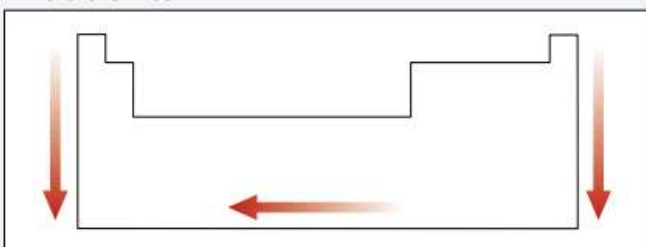


Varição da energia ou potencial de ionização, aumenta na direção das setas.

Propriedades periódicas

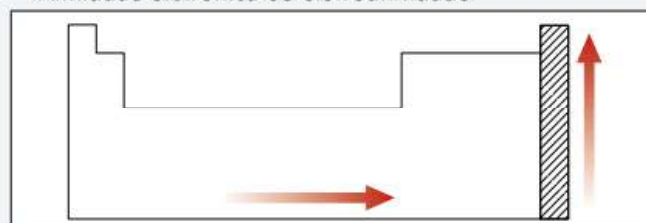
Quando elementos são listados, sequencialmente, em ordem crescente de seu número atômico, é observada uma repetição periódica em suas propriedades.

- **Raio atômico**



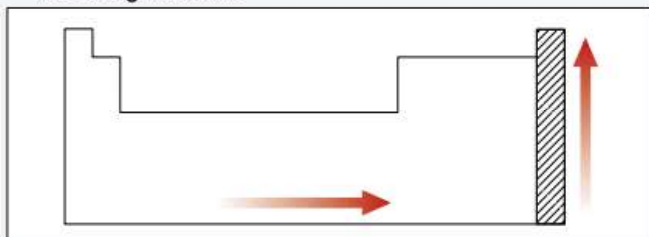
Varição do raio atômico, aumenta na direção das setas.

- **Afinidade eletrônica ou eletroafinidade**



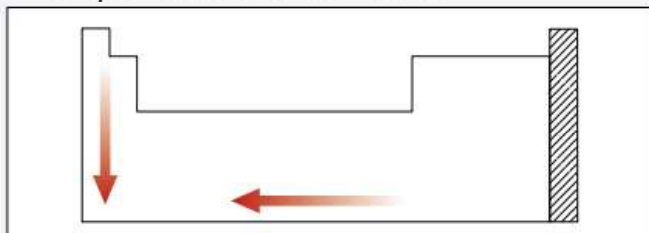
Varição da afinidade eletrônica, aumenta na direção das setas.

• **Eletronegatividade**



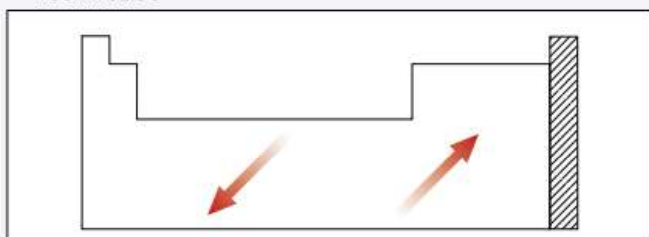
Variação da eletronegatividade, aumenta na direção das setas.

• **Eletropositividade ou caráter metálico**



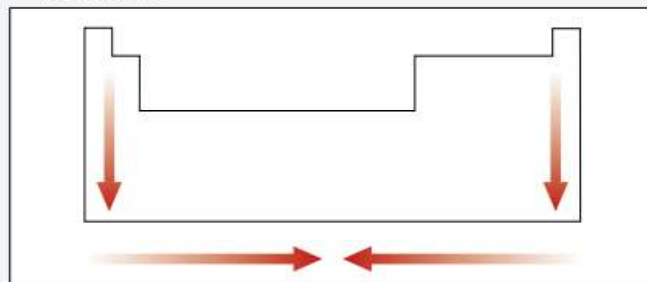
Variação da eletropositividade ou caráter metálico, aumenta na direção das setas.

• **Reatividade**



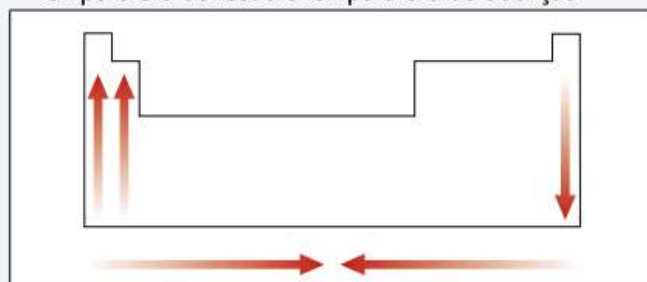
Variação da reatividade dos elementos, aumenta na direção das setas.

• **Densidade**



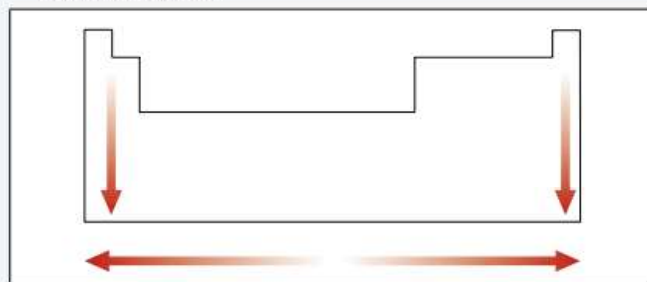
Variação da densidade, aumenta na direção das setas.

• **Temperatura de fusão e temperatura de ebulição**



Variação das temperaturas de fusão e ebulição, aumenta na direção das setas.

• **Volume atômico**



Variação 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: <http://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.



SITE

- www.webelements.com.
- www.tabelaperiodica.org/oxigenio/.

Exercícios complementares

Tabela periódica

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:

- I. Simples
- II. Diatômica
- III. Presente na atmosfera
- IV. Constituída por átomos da coluna ou família VI-A (calcogênios)

Essa substância corresponde ao gás

- (a) CO_2
- (b) N_2
- (c) O_3
- (d) O_2

2 UTFPR 2012 Com relação ao elemento químico nitrogênio ($Z = 7$), é correto afirmar que:

- (a) sua distribuição eletrônica em camadas, no estado fundamental é $K-2, L-2, M-3$.
- (b) possui, no estado fundamental, três elétrons na última camada.
- (c) pertence ao 3º período da tabela periódica.
- (d) pertence ao grupo 15 ou 5A da tabela periódica.
- (e) 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:

- (a) alcalinoterrosos, halogênios e calcogênios.
- (b) alcalinos, calcogênios e halogênios.
- (c) calcogênios, halogênios e alcalinoterrosos.
- (d) alcalinos, halogênios e calcogênios.
- (e) alcalinos, gases nobres e calcogênios.

4 Cefet-MG 2011 Os elementos químicos classificados em uma mesma família da tabela periódica são

- (a) boro, silício e arsênio.
- (b) hidrogênio, hélio e neônio.
- (c) potássio, manganês e ferro.
- (d) magnésio, cálcio e berílio.

5 IFCE 2016 Com base na tabela periódica, é **incorreto** afirmar-se que

- (a) todos os átomos neutros de metais alcalinos apresentam um elétron na camada de valência.
- (b) o oxigênio é um calcogênio, logo pertence à família 6A.
- (c) as linhas verticais da tabela periódica representam os grupos ou famílias e as linhas horizontais indicam os períodos.

- (d) os elementos cujas distribuições eletrônicas terminam em s ou p são chamados de elementos representativos.
- (e) 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

- (a) o mais leve da Tabela Periódica é um gás nobre.
- (b) o mais abundante na atmosfera terrestre é um calcogênio.
- (c) o mais abundante do Universo está localizado no primeiro período.
- (d) o que constitui o diamante está localizado no mesmo grupo do enxofre.
- (e) 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.

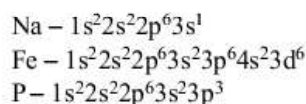
7 IFSP 2012 Na classificação periódica, o período e grupo ou família em que o elemento químico de configuração eletrônica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$ está localizado são, respectivamente,

- (a) 3 e 13 ou 3A.
- (b) 4 e 14 ou 4A.
- (c) 6 e 14 ou 4A.
- (d) 4 e 16 ou 6A.
- (e) 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

- (a) argônio e neônio (gases nobres).
- (b) enxofre e oxigênio (calcogênios).
- (c) sódio e potássio (metais alcalinos).
- (d) magnésio e cálcio (metais alcalinoterrosos).
- (e) cloro e bromo (halogênios).

9 Udesc 2011 Os elementos químicos sódio, ferro e fósforo são de grande importância para a sociedade, pois possuem inúmeras aplicações. Estes três elementos possuem a seguinte distribuição eletrônica:



A partir das distribuições eletrônicas acima, assinale a alternativa **incorreta**.

- (a) O ferro é um elemento de transição interna.
- (b) O fósforo é um elemento pertencente ao grupo do nitrogênio.
- (c) O sódio é um metal alcalino.
- (d) O fósforo é um não metal.
- (e) O ferro é um metal.

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 UFPR O silício é um elemento químico muito comum, presente, por exemplo, na areia da praia e em microprocessadores de computador. Em relação a esse elemento químico, e utilizando a porção da tabela periódica da figura, assinale a alternativa que apresenta, respectivamente, o nome do elemento químico com uma camada eletrônica a menos e o nome do elemento químico com um elétron a mais na camada de valência.

Boro	Carbono	Nitrogênio
Alumínio	Silício	Fósforo
Gálio	Germânio	Arsênio

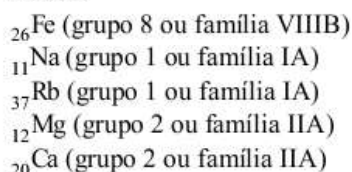
- (a) Germânio e fósforo.
- (b) Germânio e alumínio.
- (c) Alumínio e fósforo.
- (d) Carbono e alumínio.
- (e) Carbono e fósforo.

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:



- (a) A distribuição eletrônica de Linus Pauling ocorre em ordem decrescente de níveis energéticos.
- (b) A distribuição eletrônica para o íon Fe^{3+} possui subnível 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-MG 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-RJ 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
II. Estanho	Y. s^2p^4
III. Polônio	Z. s^2p^2
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 (c) Se
 (b) As (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-SP 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 Colégio Naval 2011 Demorou muito tempo para que a descoberta da equipe alemã do Centro para Pesquisa de Íons Pesados, liderada por Sigurd Hofmann, fosse reconhecida oficialmente pela União Internacional de Química Pura e Aplicada (*Iupac*, em inglês). Após mais de uma década de seu descobrimento, o elemento de número atômico 112, de nome temporário (ou unúmbio, que em latim quer dizer 112), foi aceito oficialmente na tabela periódica. É que sua existência teve que ser confirmada de maneira independente: até agora apenas quatro átomos foram observados, isso porque além de superpesado ele é muito instável: existe por apenas alguns milionésimos de segundo e depois se desfaz.

Fonte: <<http://noticias.terra.com.br/ciencia/interna/O,,013818860-EI238,00.html>>. (Adapt.)

Com base nas informações contidas no texto analise as seguintes proposições e classifique-as com F (falso) ou V (verdadeiro), assinalando a opção correta.

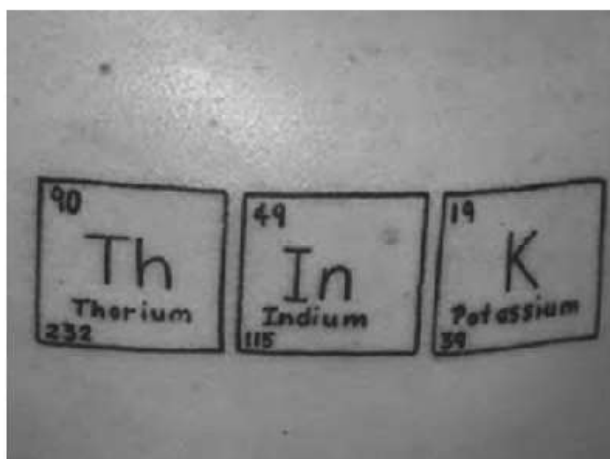
- Este novo elemento químico de número atômico 112 será classificado como um elemento de transição.
- O elemento químico de número atômico 112 pertence ao período 7 e à coluna 12 ou 2B da classificação periódica dos elementos.
- Considerando ser 277 o número de massa de seu isótopo mais estável, esta espécie apresenta 165 prótons e 112 nêutrons em seu núcleo.
- A 25 °C e pressão de 1 atm, seu estado físico deverá ser gasoso.

Assinale a opção que apresenta a sequência correta de resultados da classificação das afirmações.

- (a) (V) (V) (V) (V)
- (b) (F) (F) (V) (F)
- (c) (F) (V) (F) (V)
- (d) (V) (V) (F) (F)
- (e) (F) (V) (V) (F)

19 UFU-MG 2012 Atualmente, algumas tatuagens são consideradas como verdadeiras obras de arte ambulantes.

As tatuagens podem apresentar diferentes cores, formas e significados, servindo inclusive para identificar os membros de uma tribo ou sociedade. Alguns compostos químicos são os responsáveis pelas diferentes cores das tatuagens, como por exemplo, os óxidos de titânio (branco) ou de ferro (castanho, rosa e amarelo) e diversos sais, como os de crômio (verde), cádmio (amarelo ou vermelho) cobalto (azul).



Fonte: TATUAGENS.

Os elementos químicos representados na tatuagem que aparece na figura acima

- (a) devem ser lipossolúveis para aumentar sua fixação na pele.
- (b) possuem caráter metálico maior que o do oxigênio.
- (c) são classificados como representativos e estão localizados entre as colunas 1 e 12 da tabela periódica.
- (d) são metálicos e, respectivamente, um actinídeo, um representativo e um de transição.

Propriedades periódicas

20 UFF-RJ 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 Udesc 2011 De acordo com as propriedades periódicas dos elementos químicos, analise as proposições a seguir.

- I. O tamanho do raio atômico dos elementos químicos cresce da direita para a esquerda nos períodos e cresce de cima para baixo nos grupos.
- II. O tamanho do raio atômico dos elementos químicos cresce da esquerda para direita nos períodos, assim como a eletropositividade.
- III. O iodo apresenta raio atômico menor do que o cloro.
- IV. O nitrogênio apresenta raio atômico maior do que o flúor.

Analise a alternativa **correta**.

- (a) Somente a afirmativa I é verdadeira.
- (b) Somente as afirmativas II e III são verdadeiras.
- (c) Somente as afirmativas I e III são verdadeiras.
- (d) Somente as afirmativas I e IV são verdadeiras.
- (e) Somente as afirmativas II e IV são verdadeiras.

22 Fatec-SP 2011 Os elementos cloro ($Z = 17$) e iodo ($Z = 53$) pertencem ao mesmo grupo da tabela periódica. Assim, átomos neutros desses elementos apresentam igual

- I. número de prótons;
- II. número de elétrons na camada de valência;
- III. eletronegatividade.

É correto o que se afirma em:

- (a) I, apenas.
- (b) II, apenas.

- (c) III, apenas.
- (d) I e II, apenas.
- (e) II e III, apenas.

23 UEPG 2011 Sobre a classificação periódica dos elementos, assinale o que for correto.

- 01 Os elementos com configurações ns^2np^5 na camada de valência têm pouca afinidade eletrônica.
- 02 Em um mesmo período da Tabela Periódica todos os átomos têm tamanhos iguais.
- 04 O raio iônico de um cátion é sempre menor que o raio atômico do átomo de origem.
- 08 Os metais alcalinos apresentam configuração ns^1 na camada de valência e formam o grupo mais eletronegativo da Tabela Periódica.
- 16 O átomo com $Z = 22$ pertence a um elemento de transição com subnível d de camada interna incompleto.

Soma =

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 Udesc 2012 Use seu conhecimento sobre Propriedades Periódicas para analisar os elementos flúor e rubídio.

Dentre os elementos listados acima:

- (a) o flúor apresenta o menor raio atômico e a menor energia de ionização.
- (b) o rubídio apresenta o maior raio atômico e a maior energia de ionização.
- (c) o flúor apresenta o menor raio atômico e possui baixa afinidade eletrônica.
- (d) o rubídio apresenta o maior raio atômico e possui elevada afinidade eletrônica.
- (e) o flúor apresenta o menor raio atômico e a maior energia de ionização.

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.

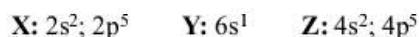
Analisando os elementos químicos sódio e potássio, assinale verdadeiro (V) ou falso (F) nas seguintes afirmativas.

- 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.



Apartir dessas informações, é correto afirmar que

- o elemento Y é um metal alcalinoterroso.
- os elementos X e Z pertencem ao mesmo período, todavia X é mais eletronegativo do que Z.
- o elemento X apresenta maior afinidade eletrônica do que o elemento Y.
- o elemento Z apresenta maior raio atômico do que Y.
- 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

- magnésio e alumínio estão no mesmo grupo da tabela periódica.
- ferro, cobre e níquel são elementos representativos e estão no mesmo período da tabela periódica.
- o chumbo tem maior ponto de fusão do que os demais elementos.
- o cobre é menos denso do que o alumínio.
- o magnésio tem símbolo Mg e é o mais eletropositivo.

31 Imed-RS 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.

- aperiódicas – atração – menor – maior
- aperiódicas – repulsão – menor – menor
- periódicas – repulsão – maior – maior
- periódicas – atração – menor – maior
- periódicas – atração – menor – menor

32 UEPG-PR 2013 Um elemento químico em seu estado fundamental apresenta a distribuição eletrônica abaixo. Com relação a esse elemento, assinale o que for correto.

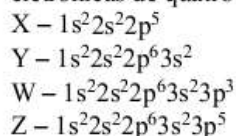
- nível 1 (K): completo;
- nível 2 (L): completo;
- nível 3 (M): 4 elétrons.

- Possui número atômico igual a 14.
- Encontra-se no terceiro período da tabela periódica.
- Pertence à família do carbono.

- É um metal com elevada eletronegatividade.
- Nessa mesma família, pode-se encontrar o elemento germânio ($Z = 32$).

Soma =

33 UEPG-PR 2015 Abaixo são apresentadas as configurações eletrônicas de quatro átomos:



Sobre os átomos apresentados, assinale o que for correto.

- O elemento Y pode adquirir configuração de gás nobre se ganhar dois elétrons.
- Não existe diferença de energia entre os subníveis 3s e 3p no átomo W, pois a diferença entre esses subníveis é de 1 elétron.
- O raio atômico do elemento W é maior do que o raio atômico do elemento Z.
- A energia de ionização do elemento X é maior que a energia de ionização do elemento Y.
- O elemento Z tem a maior afinidade eletrônica entre os átomos apresentados.

Soma =

34 IFSC 2015 A Tabela Periódica atualmente adotada no mundo inteiro segue padrões estabelecidos pela Iupac (sigla em inglês da União Internacional de Química Pura e Aplicada), mas a elaboração essencial dela envolveu o trabalho de várias pessoas ao longo de muitos anos. Embora o químico russo Dmitri Mendeleiev seja frequentemente citado como o inventor da Tabela Periódica, outros cientistas antes dele já vinham tentando elaborar um sistema de classificação dos elementos químicos.

Elementos como a prata, o ouro, o cobre e o chumbo já eram conhecidos desde os tempos antigos, mas a primeira descoberta científica de um elemento só aconteceu em 1669, quando o alquimista Henning Brand descobriu o fósforo. Nos próximos 200 anos após essa descoberta, dezenas de outros elementos foram encontrados na natureza. Com isso surgiu a necessidade de organizá-los, e então os cientistas iniciaram a busca por propriedades que servissem como critério de classificação.

Fonte: <http://www.tabelaperiodicacompleta.com/historia-da-tabela-periodica>. Acesso: 13 ago. 2014.

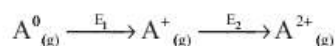
Sobre a Tabela Periódica, leia e analise as seguintes proposições e assinale a soma da(s) CORRETA(S).

- A ordem de disposição dos elementos na Tabela se dá pelo valor de sua massa atômica.
- As linhas ou períodos da Tabela Periódica indicam o número de camadas ou níveis eletrônicos que um determinado átomo possui.
- As linhas verticais na Tabela são denominadas colunas, grupos ou famílias de elementos e agrupam elementos químicos com características químicas semelhantes.

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-PR 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

- (a) alta densidade.
- (b) alta eletronegatividade.
- (c) baixo ponto de fusão.
- (d) baixa energia de ionização.

43 UEG-GO A posição dos elementos químicos na tabela periódica está associada às suas respectivas distribuições eletrônicas. Por exemplo, o cálcio pertence à família dos metais alcalinos terrosos e pode gerar um íon bivalente.

Considerando essas duas espécies químicas,

- a) faça a distribuição eletrônica em subníveis de energia do íon CA^{2+} ;
- b) explique qual delas apresenta o maior raio atômico.

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 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

Tabela – Algumas propriedades dos elementos químicos do grupo 16.

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.

A partir das considerações sobre a tabela periódica dos elementos químicos e com base nas informações da tabela que representa as propriedades dos elementos químicos do grupo 16,

- escreva uma justificativa que fundamente a tendência nas variações dos raios atômicos e dos primeiros potenciais de ionização e justifique o aumento do valor do raio do ânion em relação ao do raio atômico dos elementos químicos do grupo 16;
- estabeleça uma relação matemática de ordem ($=$, $<$ ou $>$) entre os valores do raio atômico do polônio e do raio atômico do telúrio e, também, entre os valores dos primeiros potenciais de ionização desses elementos químicos.

3

FRENTE 1

Ligações químicas



© ALEXANDRE TONIC | DREAMSTIME.COM

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**).

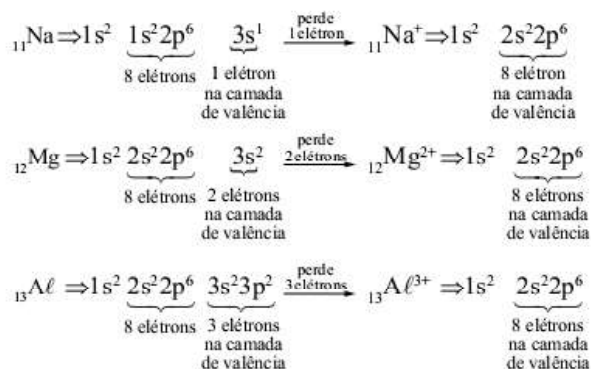
Ao perder elétrons, um átomo adquire carga positiva, tornando-se um cátion. Ao ganhar elétrons, adquire carga negativa, tornando-se um ânion. Esses íons com cargas opostas (cátions e ânions) sofrem atração eletrostática, formando o que chamamos **ligação iônica**.

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+)

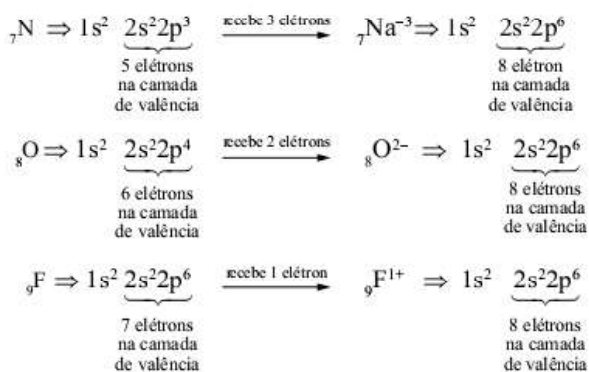
Tab. 2 Cátions de alguns elementos representativos.

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).

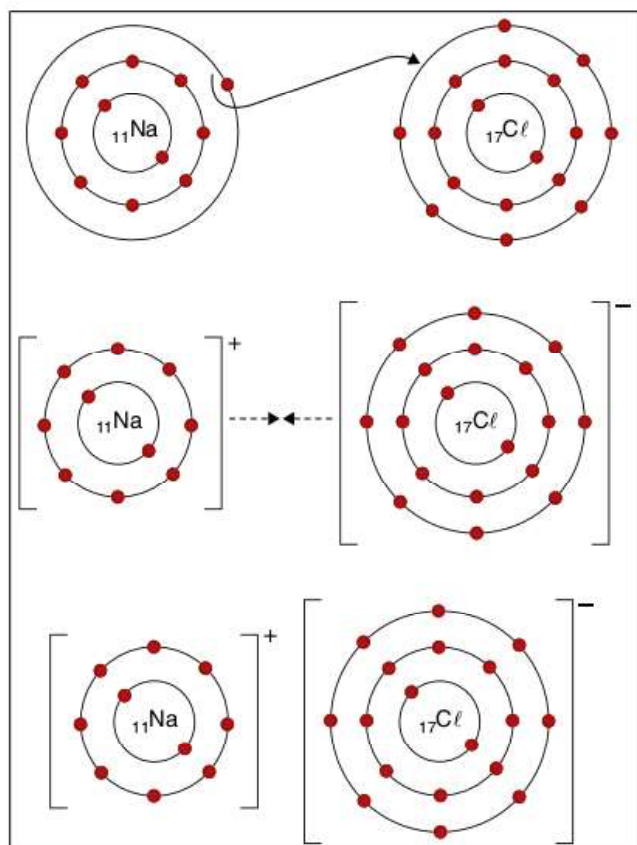


Fig. 1 Formação da ligação iônica do cloreto de sódio.

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 .

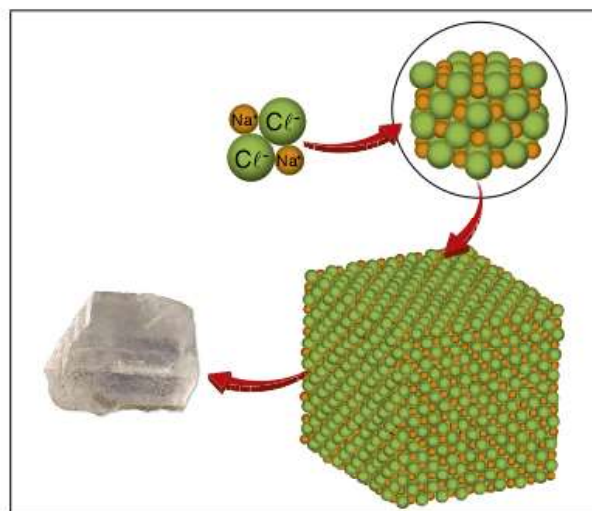


Fig. 3 Representação dos cristais de NaCl .

Simbolo 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).

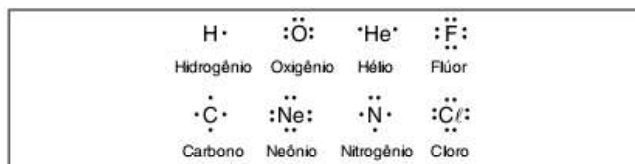


Fig. 4 Símbolo de Lewis de alguns elementos químicos.

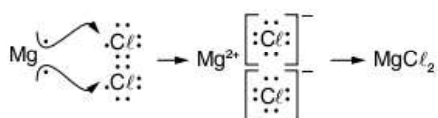
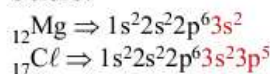
Nos símbolos de Lewis, os pontos representam os elétrons. Os primeiros elétrons são dispostos de maneira que fiquem o mais afastado possível uns dos outros ao redor do elemento químico, como podemos ver nos elementos hidrogênio, hélio e carbono da Fig. 4. Em seguida, os demais elétrons são distribuídos 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.

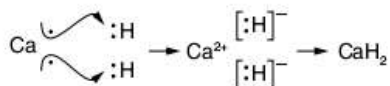
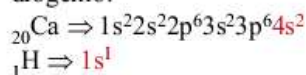


A representação da ligação iônica pelo método de Lewis é uma ferramenta pedagógica que permite encontrar facilmente a fórmula mínima de diversos compostos iônicos. Veja alguns exemplos a seguir:

- Formação do cloreto de magnésio, ligação entre magnésio e cloro:



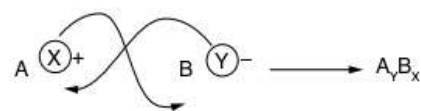
- Formação do hidreto de cálcio, ligação entre cálcio e hidrogênio:



Determinação da fórmula mínima de um composto iônico

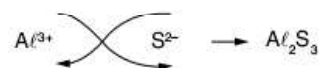
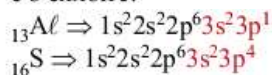
A fórmula mínima de um composto iônico deve mostrar a menor proporção inteira de cátions e ânions, de modo que a quantidade total de elétrons perdidos seja igual à quantidade total de elétrons recebidos, e, assim, garantir que a substância seja eletricamente neutra.

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).

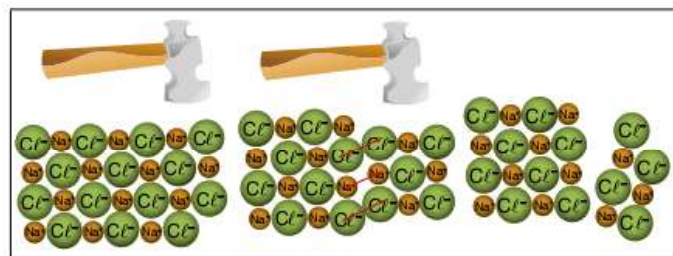


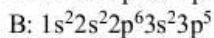
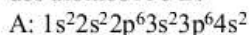
Fig. 5 Quebra de um cristal iônico. Perceba que, no primeiro momento, os íons estão alinhados de forma que positivos e negativos se intercalam. Depois do impacto, esse alinhamento se desfaz e os íons positivos e negativos se aproximam, repelindo uns aos outros e fragmentando o cristal.

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 Ufla-MG 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,

- (a) A^+ , B^- , AB
- (b) B^+ , A^{2-} , B_2A
- (c) B^{2+} , A^- , BA_2
- (d) A^{2+} , B^- , AB_2
- (e) B^{2+} , A^{2-} , AB

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+} .

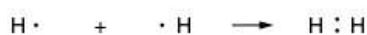
O elemento B apresenta sete elétrons na camada de valência ($3s^2 3p^5$), portanto tem tendência a receber um elétron, formando o ânion B^{1-} .

Dessa forma, o composto formado entre eles é: $A^{2+} + B^{1-} \rightarrow AB_2$.
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**.

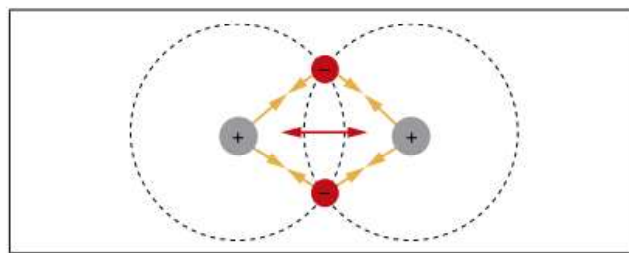


Fig. 6 Forças de atração entre elétrons e núcleo e forças de repulsão entre núcleos.

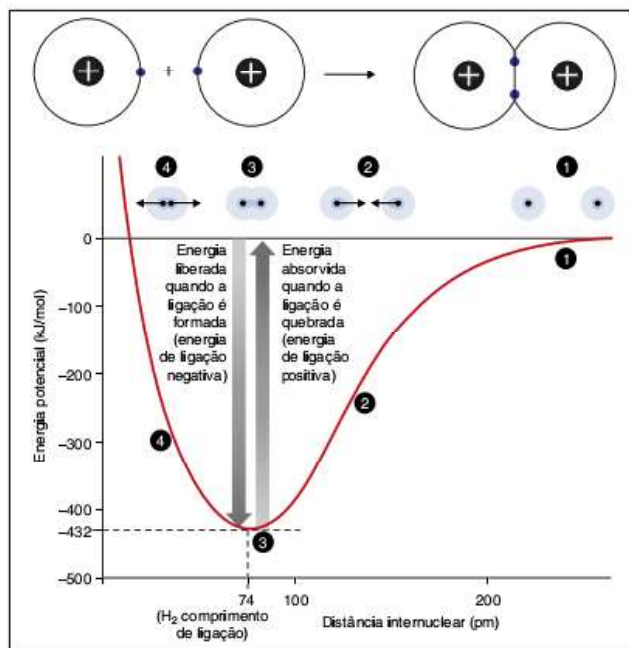
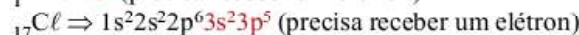
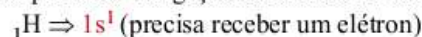


Fig. 7 Comportamento da energia potencial quando dois átomos de hidrogênio se aproximam.

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**.

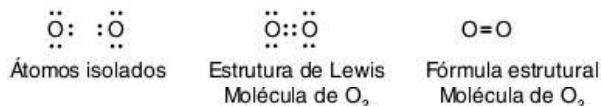
A estrutura mostrada chama-se **estrutura de Lewis** ou **fórmula eletrônica**.

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.

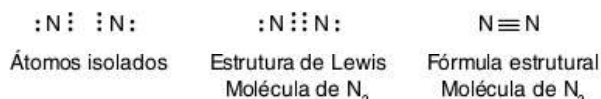


Entre dois átomos, pode acontecer o compartilhamento de mais de um par de elétrons. Uma ligação com dois pares de elétrons compartilhados é denominada ligação dupla e uma com três pares, ligação tripla. Observe os exemplos das moléculas de oxigênio (O₂) e de nitrogênio (N₂):

- ${}_8\text{O} \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4$ (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
$:\ddot{\text{Cl}} \cdot \quad \cdot \ddot{\text{Cl}}:$	$:\ddot{\text{Cl}} : \ddot{\text{Cl}}:$	Cl—Cl	Cl ₂ Cloro
H · $\cdot \ddot{\text{O}} \cdot$ · H	H : $\ddot{\text{O}} : \text{H}$	H—O—H	H ₂ O Água
H · $\ddot{\text{N}} \cdot \cdot \text{H}$ H	H : $\ddot{\text{N}} : \text{H}$ H	H—N—H H	NH ₃ Amônia
H H · $\ddot{\text{C}} \cdot \cdot \text{H}$ H	H H : $\ddot{\text{C}} : \text{H}$ H	H H—C—H H	CH ₄ Metano
$:\ddot{\text{O}} : \quad : \text{C} : \quad : \ddot{\text{O}} :$	$:\ddot{\text{O}} : \text{:C:} : \ddot{\text{O}} :$	O=C=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

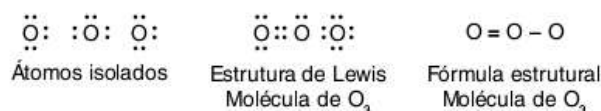
A partir de estudos estruturais de diversas substâncias em que os átomos compartilham seus elétrons, percebeu-se que a distância média entre os átomos varia de acordo com os pares de elétrons compartilhados. De modo geral, essa distância diminui conforme aumentam os pares de elétrons compartilhados. 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)
C—C	154	346
C=C	134	610
C≡C	121	835

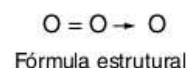
Podemos observar que, em todos exemplos abordados,

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 (O₃):

- ${}_8\text{O} \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4$ (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 (→), conforme representado abaixo:

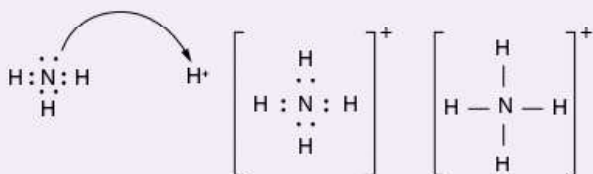


Atualmente, esse tipo de ligação se chama ligação coordenada e é tratado, no Ensino Médio, como ligação covalente normal, representada por um **traço simples**, não importando a origem do par de elétrons compartilhado.

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.

Vêja, 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	$:\ddot{\text{O}}::\ddot{\text{S}}::\ddot{\text{O}}:$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{O}=\text{S}-\text{O} \end{array}$

Tab. 4 Estrutura de Lewis e fórmula estrutural de alguns compostos moleculares.

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), pentacloreto 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.



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.

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.

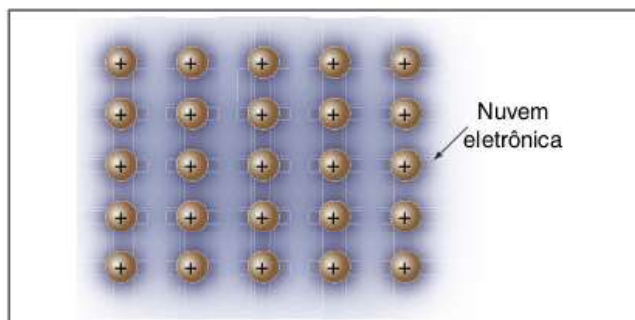


Fig. 8 Nuvem eletrônica ou mar de elétrons.

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:

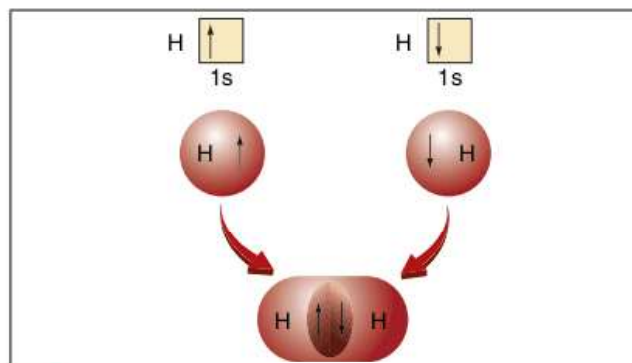


Fig. 9 Representação da ligação sigma (σ) formada pela sobreposição frontal de dois orbitais s.

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).

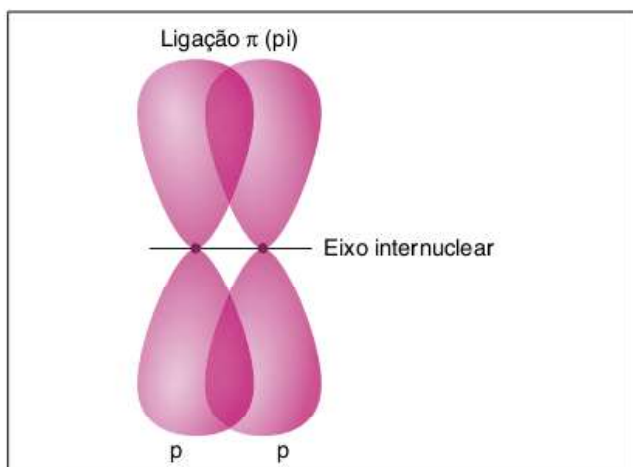


Fig. 10 Representação da ligação pi (π).

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).

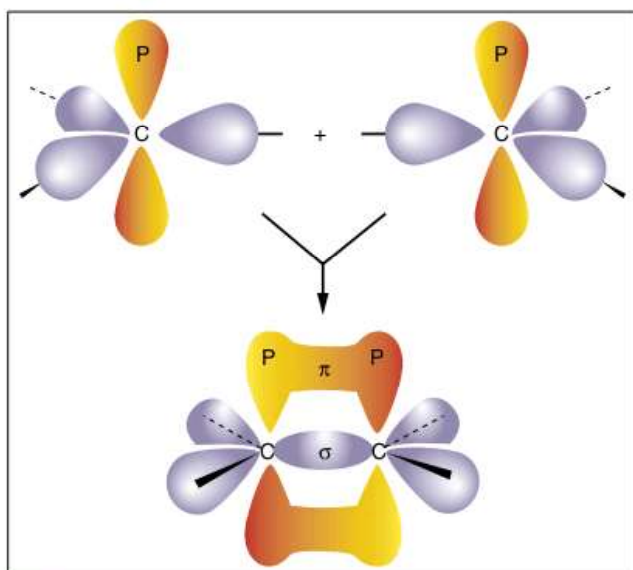


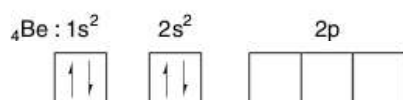
Fig. 11 Ligação sigma (σ) e ligação pi (π).

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, admitte-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).

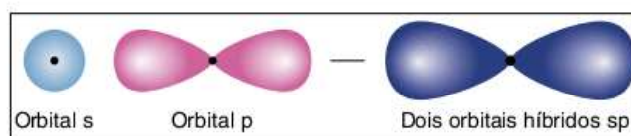
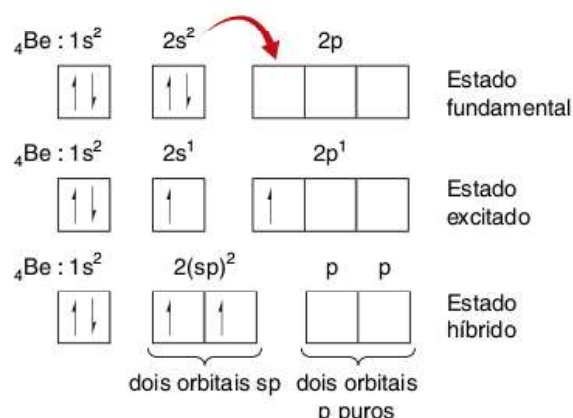


Fig. 12 Hibridação de um orbital s e um orbital p , formando dois orbitais sp equivalentes. Os dois orbitais formados apresentam lóbulos maiores que os do orbital p e estão apontados em sentidos opostos, formando um ângulo de 180° .

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 .

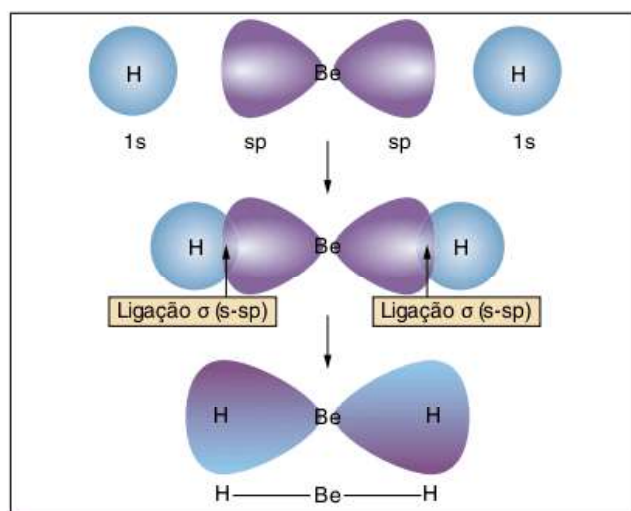
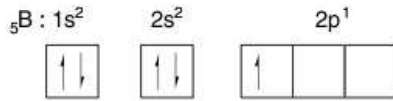


Fig. 13 Formação de duas ligações Be-H na molécula de BeH_2 . Cada um dos orbitais híbridos sp se sobrepõe a um orbital $1s$ do hidrogênio.

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 tri-valentes, 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:

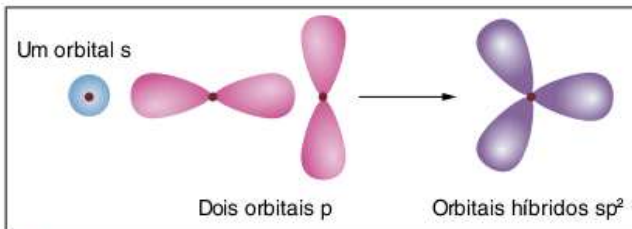
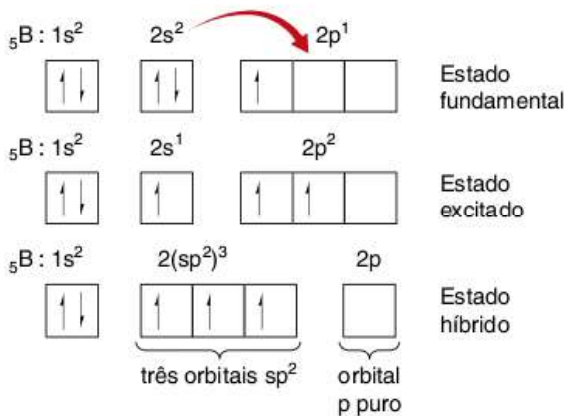


Fig. 14 Um orbital s e dois orbitais p podem hibridizar para formar três orbitais híbridos sp^2 equivalentes. Os lóbulos dos orbitais híbridos apontam em direção aos vértices de um triângulo equilátero, formando um ângulo de 120° .

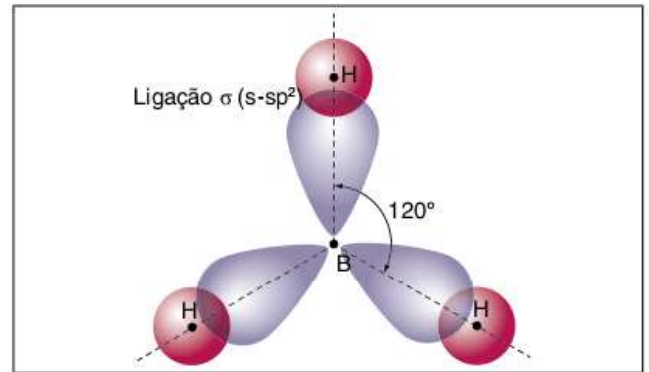
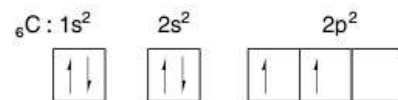


Fig. 15 Formação de três ligações B-H na molécula de BH_3 . Cada um dos orbitais híbridos sp se sobrepõe a um orbital 1s do hidrogênio.

Hibridação do carbono

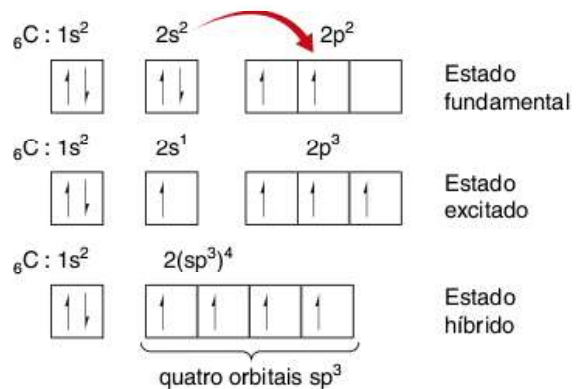
Na configuração eletrônica do átomo de carbono, observam-se apenas dois elétrons desemparelhados. Dessa forma, esse elemento só poderia realizar duas ligações covalentes.



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:

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).



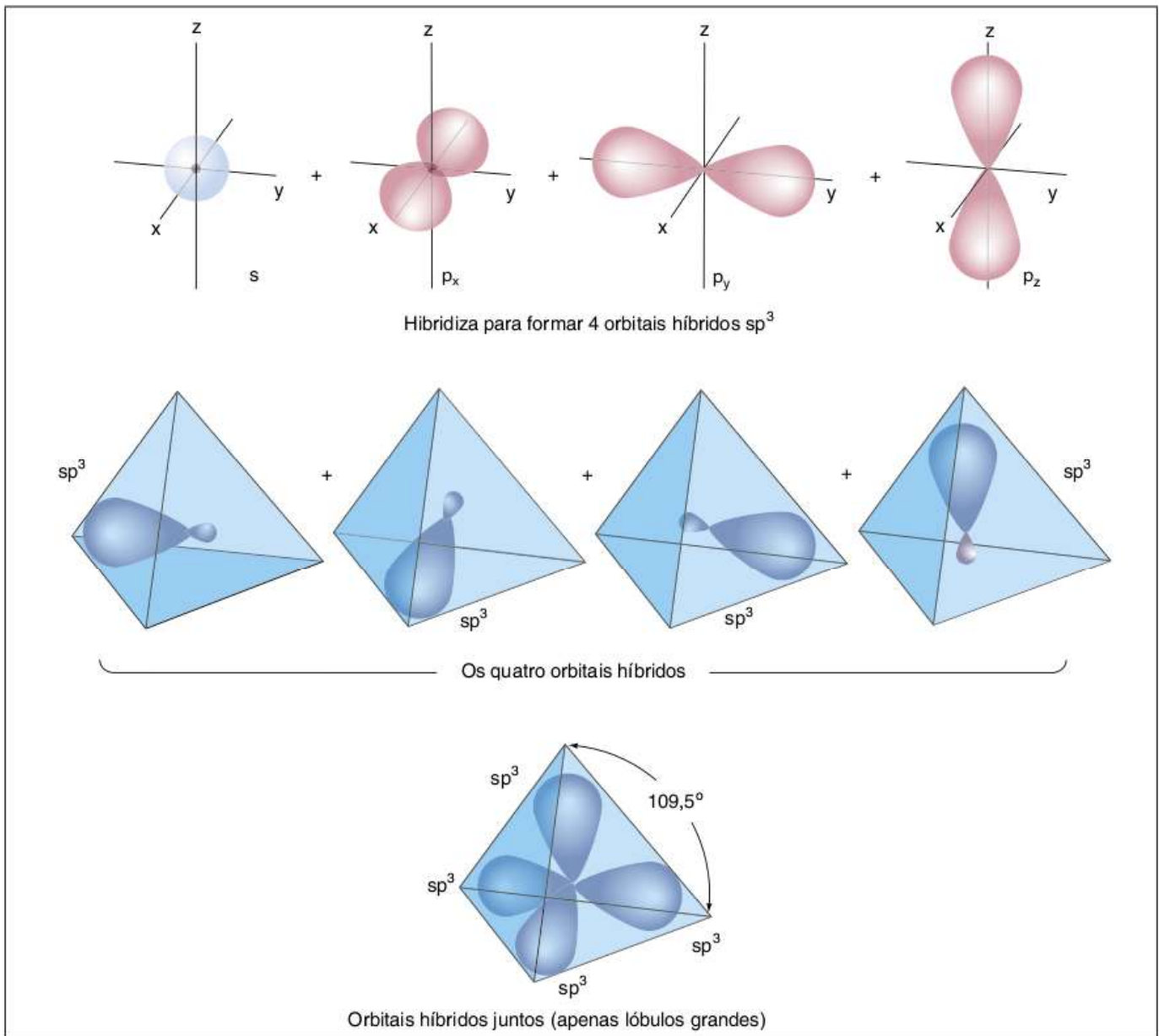


Fig. 16 Hibridação sp^3 do carbono.

O carbono realiza quatro ligações covalentes simples (σ), como pode ser observado na molécula de CH_4 , representada na Fig. 17.

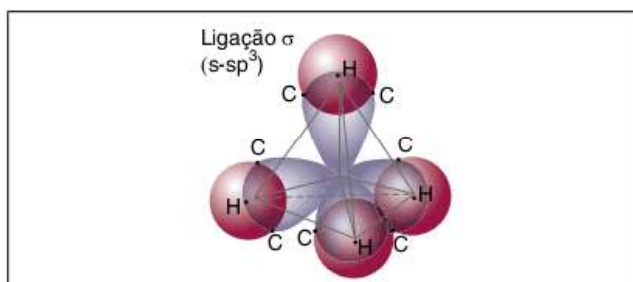
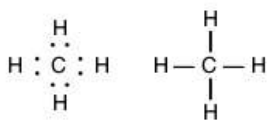
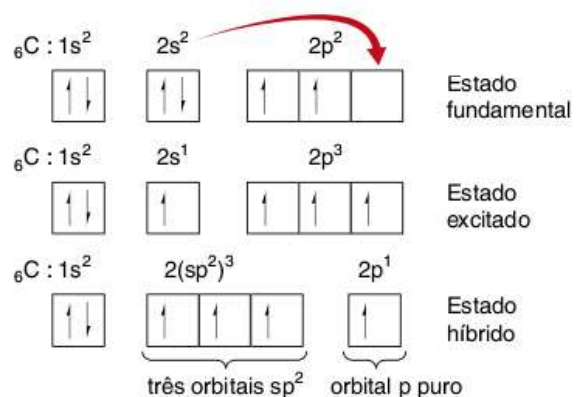


Fig. 17 Molécula do CH_4 .

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).



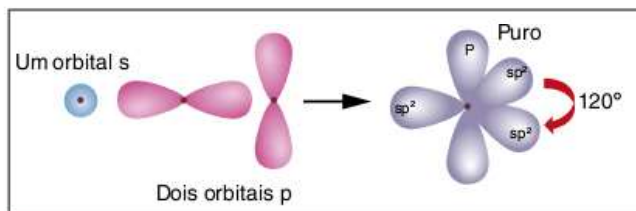


Fig. 18 Hibridação sp^2 do carbono.

Veja o caso da substância etano (C_2H_4), representada na Fig. 19: os orbitais hibridizados 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.

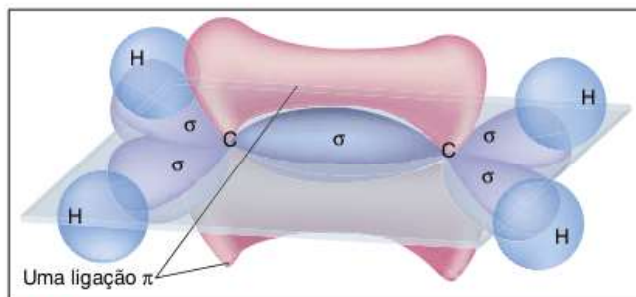


Fig. 19 Molécula de etano (C_2H_4).

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).

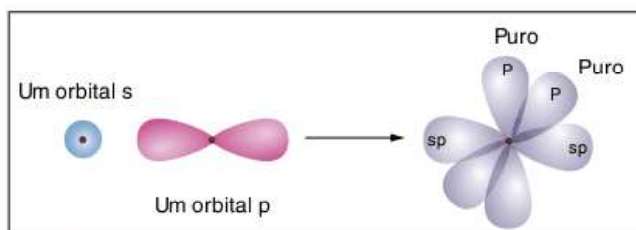
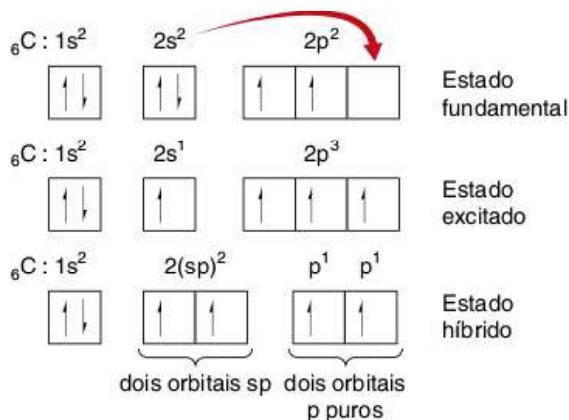


Fig. 20 Hibridação sp do carbono.

Observe o caso da substância eteno (C_2H_2), em que os orbitais hibridizados 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).

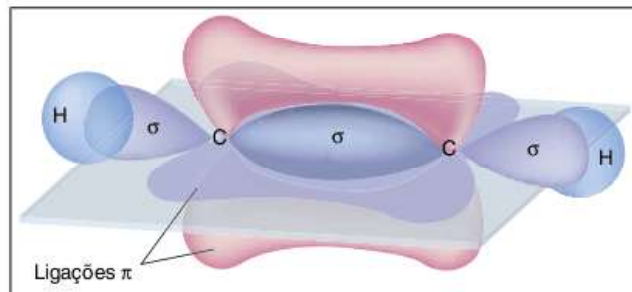
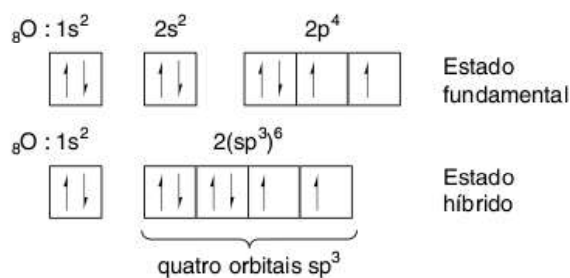


Fig. 21 Molécula de eteno (C_2H_2).

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).

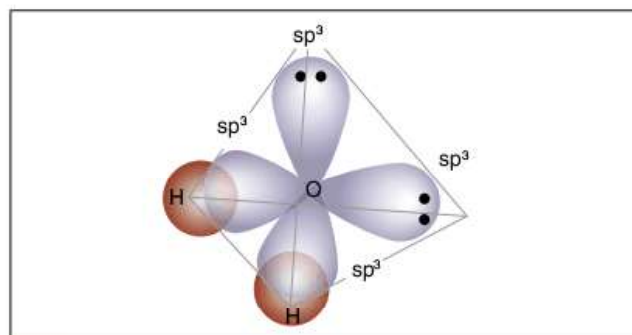
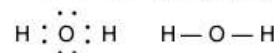
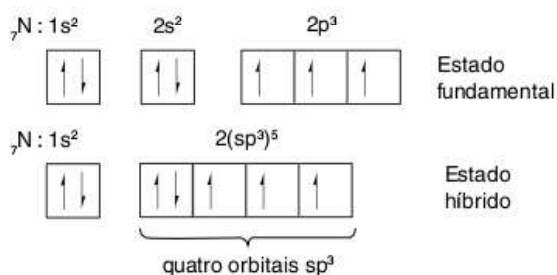


Fig. 22 Molécula de água (H_2O).

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).

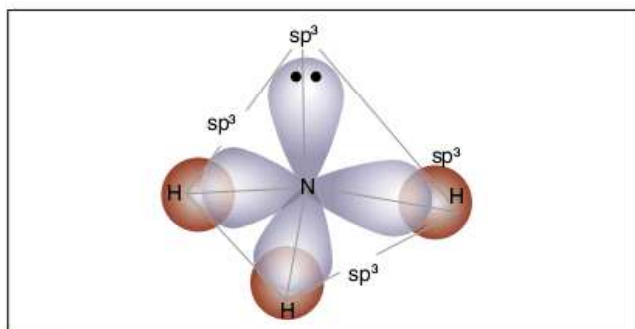
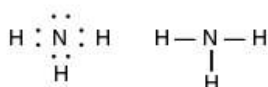


Fig. 23 Molécula de amônia (NH_3).

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).

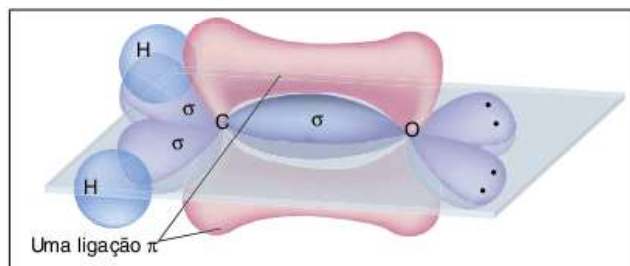
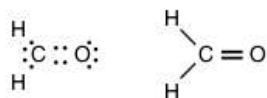
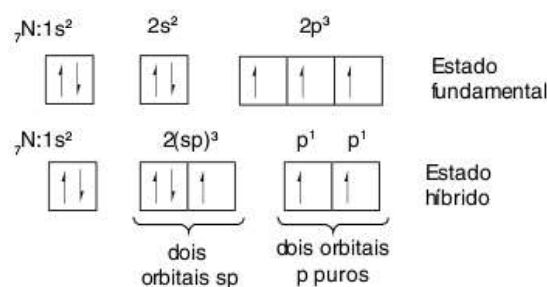


Fig. 24 Molécula de metanal (H_2CO).

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).

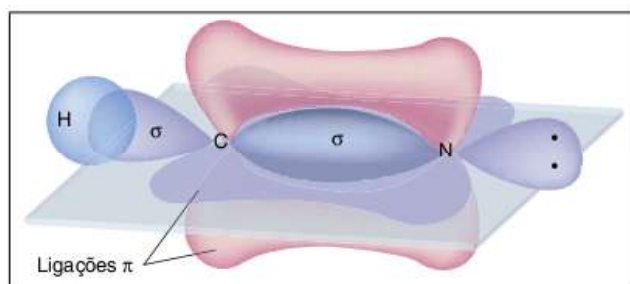


Fig. 25 Molécula de ácido cianídrico (HCN).

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.

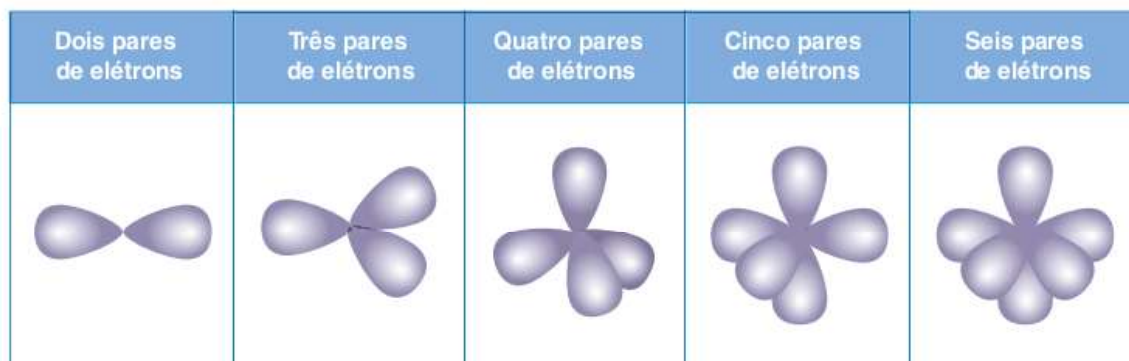


Fig. 26 Disposição espacial dos pares eletrônicos.

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 ligantes).

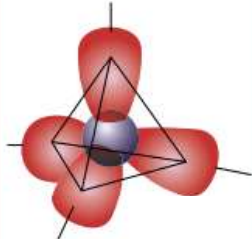
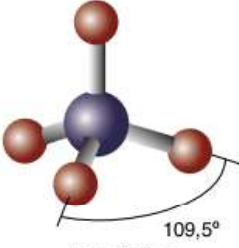
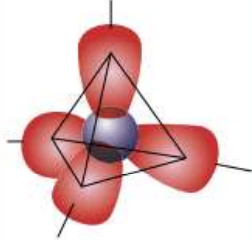
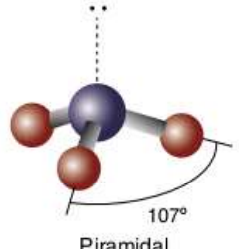
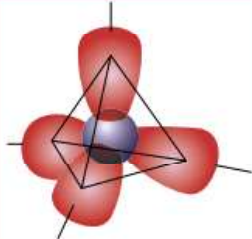
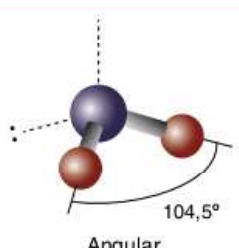
ATENÇÃO!

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 ($\bullet\bullet$).



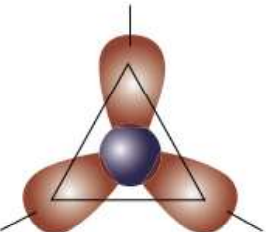
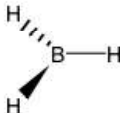
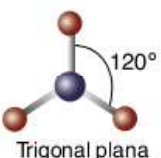
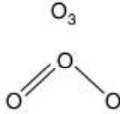
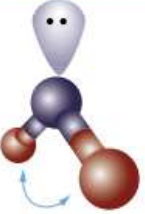
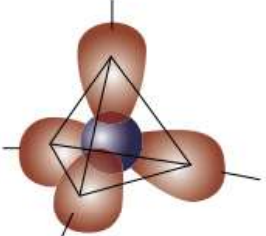
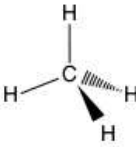
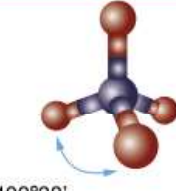
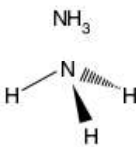
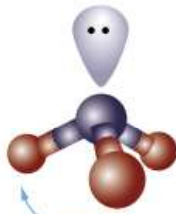
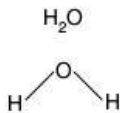
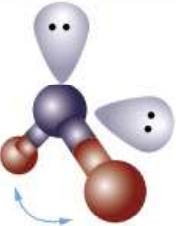
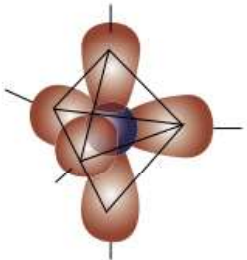
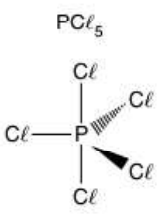
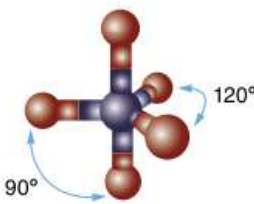
No caso de ligações múltiplas, os dois pares de elétrons da ligação dupla e os três da ligação tripla se comportarão como um único par eletrônico, pois, como são compartilhados com o mesmo átomo, não poderão se repelir.

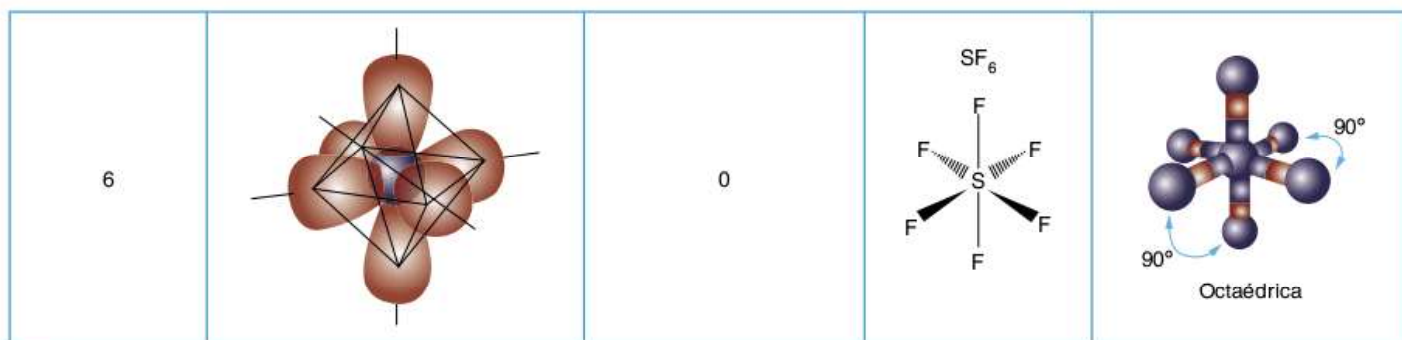
Observe os exemplos das moléculas de metano, amônia e água na Tab. 5. Apesar de todos apresentarem quatro pares eletrônicos em uma disposição tetraédrica, as geometrias moleculares são diferentes.

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	BF 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 (\blacktriangleleft) e a cunha tracejada (\dashv) 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).

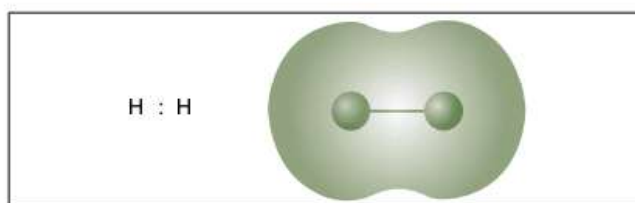


Fig. 27 A molécula de H_2 apresenta distribuição eletrônica homogênea em toda a sua extensão.

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.

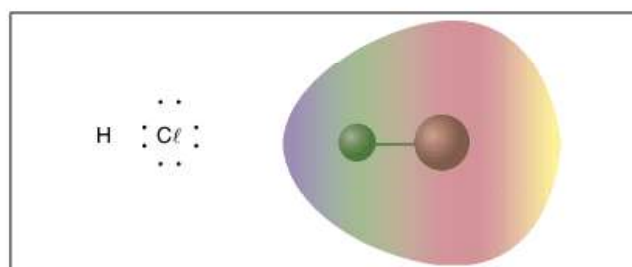


Fig. 28 A molécula de HCl apresenta maior densidade eletrônica no átomo de cloro, mais eletronegativo.

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.

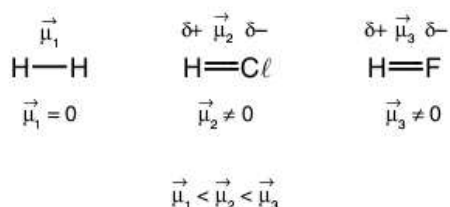
As cargas adquiridas pelos átomos de hidrogênio e cloro são menores do que uma carga inteira, pois não houve transferência integral de elétrons.

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 de um elétron de um átomo para o outro.

Observe, na figura a seguir, alguns valores de eletronegatividade obtidos por Linus Pauling:

H	2,1				
Li	1,0	Be	1,5	B	2,0
Na	0,9	Mg	1,2	Al	1,5
K	0,8	Ca	1,0	Si	1,8
Rb	0,8	Sr	1,0	P	2,1
Cs	0,7	Ba	0,9	S	2,5
Fr	0,7	Ra	0,9	Cl	3,0
				Ga	1,6
				Ge	1,8
				As	2,0
				Se	2,4
				Br	2,8
				In	1,7
				Sn	1,8
				Sb	1,9
				Te	2,1
				I	2,5
				Tl	1,8
				Pb	1,9
				Bi	2,0
				Po	2,0
				At	2,2
				Uut	-
				Uuq	-
				Uup	-
				Uuh	-

Variação de eletronegatividade.

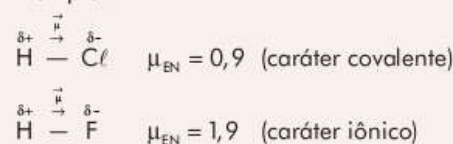
Linus Pauling, utilizando os valores de eletronegatividade estabelecidos e observando o comportamento químico de algumas substâncias, sugeriu uma divisão entre caráter predominantemente covalente e caráter predominantemente iônico: aproximadamente, 1,7.

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.

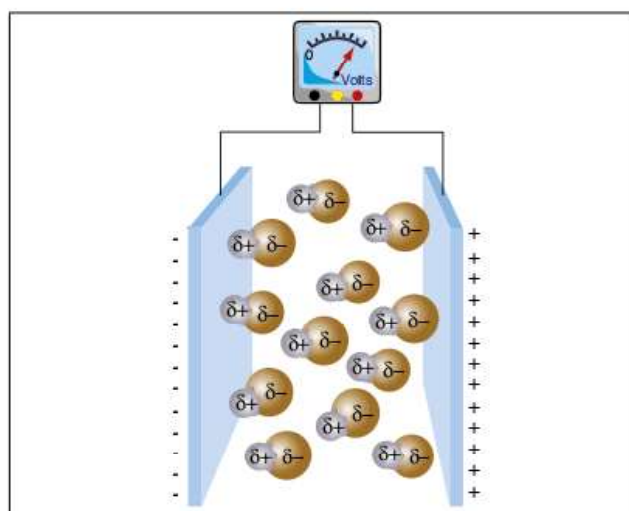


Fig. 29 Moléculas polares sob o efeito de um campo elétrico.

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, consequentemente, uma molécula apolar** (Fig. 30).

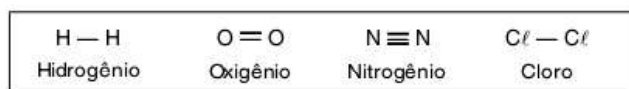


Fig. 30 Moléculas apolares.

Em moléculas diatômicas formadas por elementos diferentes, como HCl, HBr, CO, NO (Fig. 31), entre outras, a ligação é polar e, consequentemente, a molécula é polar.

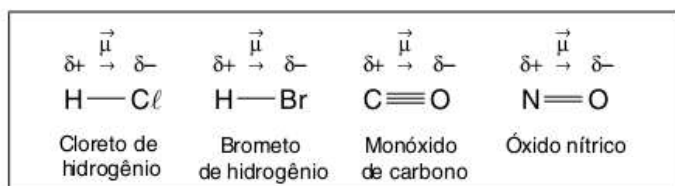
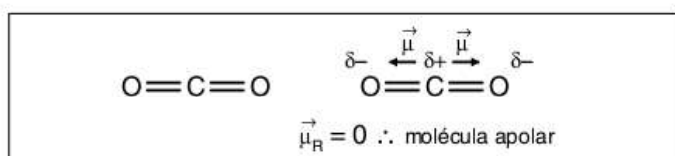


Fig. 31 Moléculas polares.

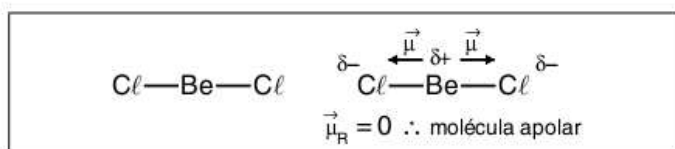
Em moléculas com três ou mais átomos, o tratamento vetorial é fundamental para se prever sua polaridade. O valor do vetor momento dipolar resultante ($\vec{\mu}_R$) é a soma dos vetores momento dipolar que existirem na molécula. **Se o momento dipolar resultante for igual a zero ($\vec{\mu}_R = 0$), 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 (CO_2), 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 CO_2

Na molécula de cloreto de berílio (BeCl_2), 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 BeCl_2

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.

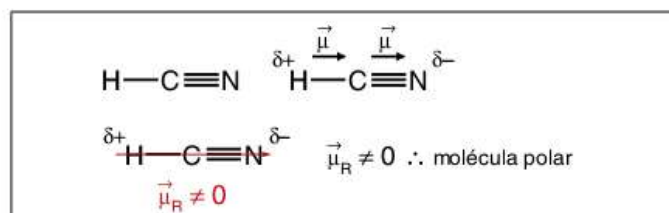


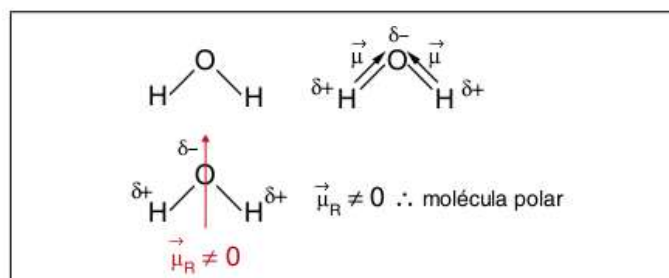
Fig. 34 Molécula de HCN.

ATENÇÃO!

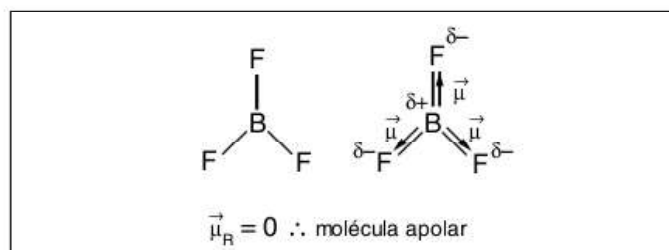
Para moléculas com três átomos que apresentam geometria linear, teremos duas opções:

- 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 (H_2O), em razão da geometria angular, os vetores momento dipolar não se anularão, 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 H_2O .

Na molécula de trifluoreto de boro (BF_3), 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 BF_3 .

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**.

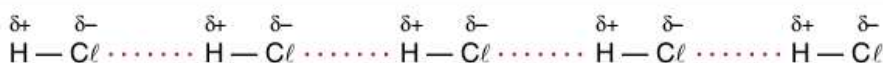


Fig. 42 Atração dipolo permanente entre moléculas de HCl.

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.

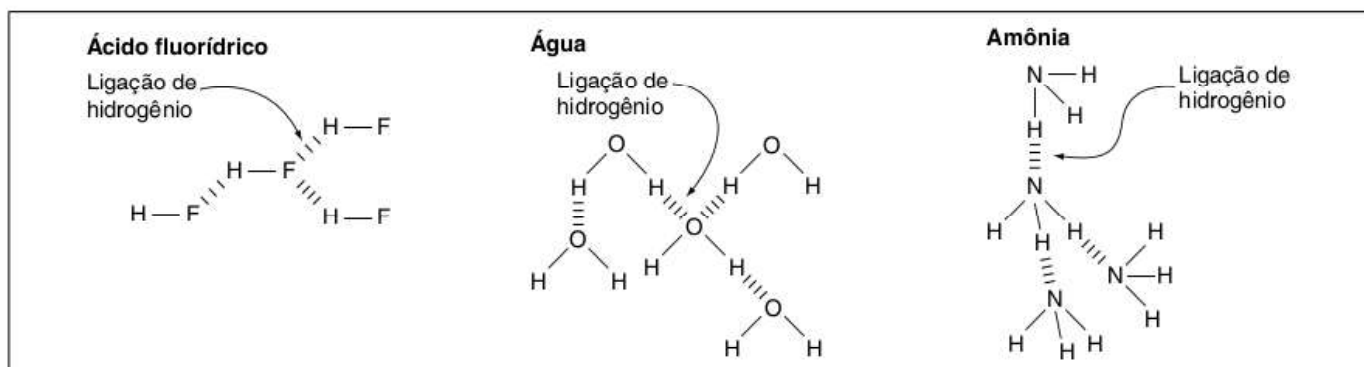


Fig. 43 Ligações de hidrogênio entre moléculas iguais (substância pura).

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.

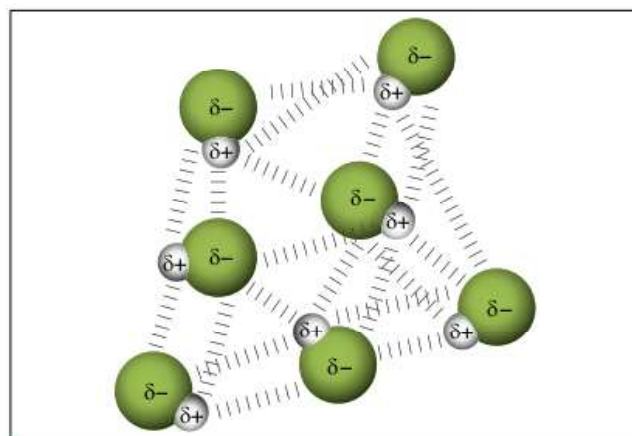


Fig. 41 Atração dipolo-dipolo ou dipolo permanente.

Observe o exemplo da molécula de HCl (Fig. 42), que apresenta um dipolo elétrico permanente:

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, H₂O e NH₃.

As ligações de hidrogênio podem acontecer entre moléculas da mesma substância ou entre substâncias diferentes quando misturadas (Fig. 44).

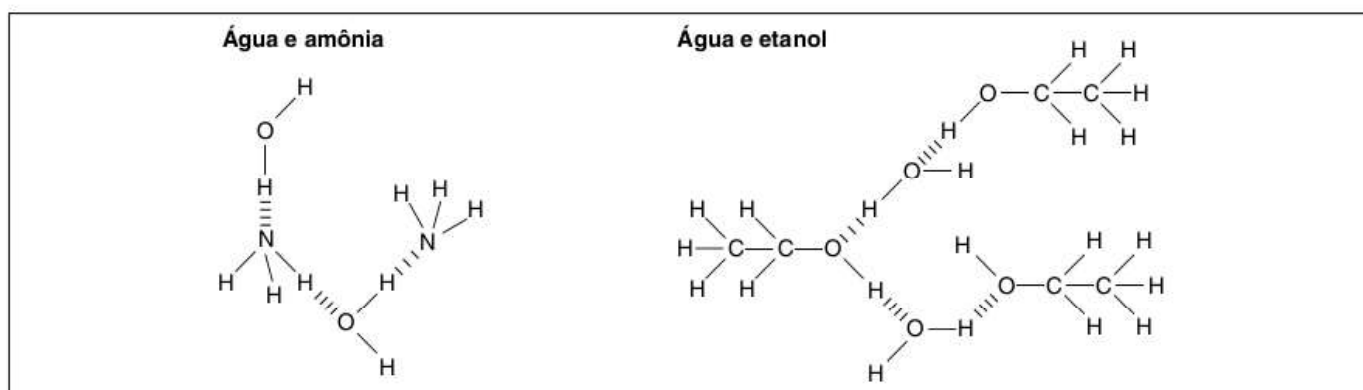


Fig. 44 Ligações de hidrogênio entre moléculas diferentes.

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).

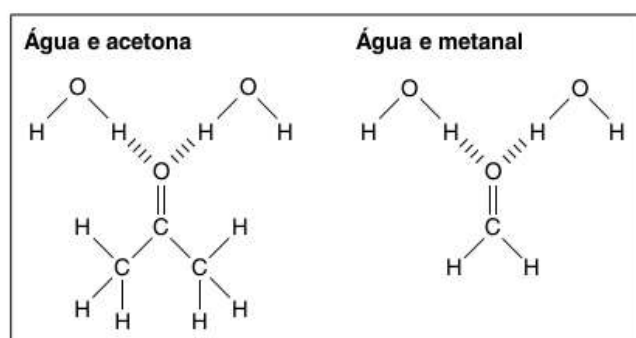


Fig. 45 Ligações de hidrogênio entre moléculas de água e moléculas de acetona e metanal.

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).

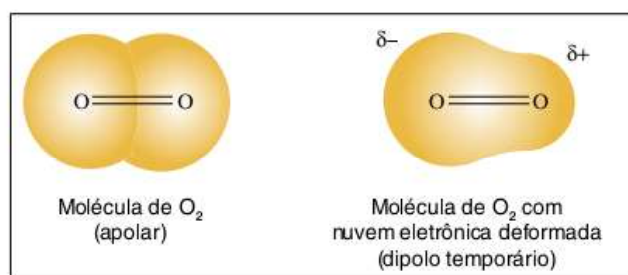


Fig. 46 Formação do dipolo temporário.

O dipolo temporário pode induzir a formação de polos opostos nas moléculas vizinhas (Fig. 47), possibilitando a existência de forças atrativas entre essas moléculas.

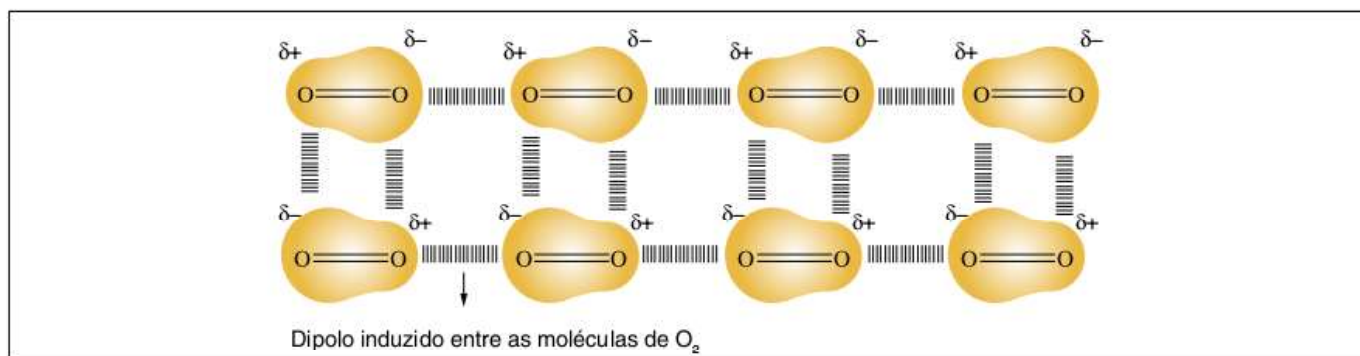


Fig. 47 Atração dipolo induzido.

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

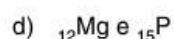
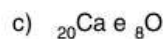
da nuvem eletrônica é mais intensa, pois, além de existirem mais elétrons, eles estão mais afastados do núcleo, e isso facilita a formação dos dipolos induzidos (maior polarizabilidade), aumentando a intensidade das forças de London.

- **Formato da molécula:** moléculas com formatos mais alongados e extensos (maior superfície de contato) têm

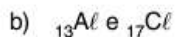
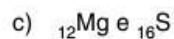
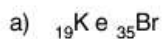
encaixe melhor entre si e, com isso, maior intensidade na atração intermolecular.

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.

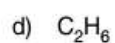
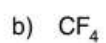
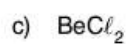
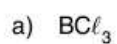
Fórmula molecular	Fórmula de Lewis	Fórmula estrutural
a) PCl_3		
b) C_2H_6		
c) H_2O_2		
d) N_2H_4		

e) C_2H_4		
f) HCN		
g) H_2CO		
h) H_2CO_3		

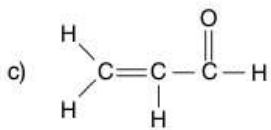
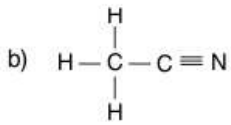
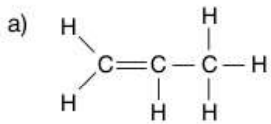
4 Complete a tabela a seguir em relação à condutibilidade elétrica.

Substância	Condutibilidade elétrica		
	Sólido	Líquido	Aquoso
$NaCl$			
$NaOH$			
H_2SO_4			
Fe			
$C_6H_{12}O_6$			

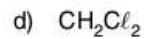
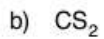
5 Para cada uma das moléculas a seguir, indique a hibridação do átomo central.



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

Ligações químicas

1 A fórmula do composto formado entre átomos "X" (Z = 8) e átomos "Y" (Z = 31) é:

- (a) X₃Y₂
- (b) X₂Y₃
- (c) XY
- (d) Y₂X₃
- (e) Y₃X₂

2 **CFTMG** O composto resultante da combinação de um metal alcalinoterroso X e um halogênio Y tem fórmula e ligação química, respectivamente, iguais a:

- (a) X₂Y, iônica.
- (b) XY₂, iônica.
- (c) X₂Y, covalente.
- (d) XY₂, covalente.

3 **UFRJ** Quando íons de cargas opostas, formados por elementos do grupo 1 (IA) e do grupo 17 (VII A) são aproximados, ocorre uma forte atração entre eles, e grande quantidade de energia é liberada. Essa força de atração é chamada:

- (a) ligação covalente.
- (b) ligação iônica.
- (c) ligação dativa.
- (d) ligação hidrogênio.
- (e) forças de Van der Waals.

4 **UFRGS** Considere as espécies químicas cujas fórmulas estão arroladas a seguir.

- 1 – HBr
- 2 – BaO
- 3 – CaCl₂
- 4 – SiO₂
- 5 – B₂O₃

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.

5 CFTCE Um metal M do grupo 1A forma um sulfeto. A fórmula correta deste sulfeto é:

- (a) M_2S
- (b) MS
- (c) MS_2
- (d) M_2S_2
- (e) M_2S_3

6 Unesp Qual a fórmula do composto formado entre os elementos $^{40}_{20}Ca$ e $^{35}_{17}Cl$ e qual a ligação envolvida?

- (a) $CaCl$, iônica.
- (b) $CaCl$, covalente.
- (c) $CaCl_2$, iônica.
- (d) $CaCl_2$, covalente.
- (e) Ca_2Cl , iônica.

7 CFTCE Quando um elemento químico Al ($Z = 13$) se combina quimicamente com o elemento S ($Z = 16$), a fórmula e a ligação são, respectivamente:

- (a) Al_3S_2 ; iônica.
- (b) Al_2S_3 ; iônica.
- (c) AlS ; covalente.
- (d) AlS_3 ; metálica.
- (e) Al_2S ; covalente.

8 PUC-MG Os elementos X e Y, do mesmo período da tabela periódica, têm configurações s^2p^4 e s^1 , respectivamente, em suas camadas de valência.

Considerando-se essas informações, é correto afirmar que a fórmula do composto constituído pelos elementos X e Y e o tipo de ligação envolvida entre eles são:

- (a) YX_2 , iônica.
- (b) Y_2X , covalente.
- (c) YX_2 , covalente.
- (d) Y_2X , iônica.

9 PUC-PR Sabe-se que a interação entre átomos que se ligam, na formação de novas substâncias, é feita através de seus elétrons mais externos. Uma combinação possível entre o elemento A com a configuração eletrônica $1s^22s^22p^63s^23p^64s^1$ e outro B ($Z = 16$) terá fórmula e ligação, respectivamente:

- (a) AB e ligação covalente apolar.
- (b) A_2B e ligação iônica.
- (c) A_2B_3 e ligação covalente polar.
- (d) AB_2 e ligação iônica.
- (e) A_2B e ligação covalente polar.

10 IFSul-RS 2016 O tipo de ligação e a fórmula do composto que ocorre ao combinarmos átomos dos elementos químicos Ca e F são, respectivamente,

- (a) covalente dativa e Ca_2F_2
- (b) iônica e CaF_2
- (c) covalente normal e CaF
- (d) metálica e Ca_2F

11 CFTMG 2016 Ao reagir um metal alcalinoterroso do terceiro período da Tabela Periódica dos Elementos com um halogênio do segundo período, forma-se um composto _____ de fórmula _____.

Os termos que completam corretamente as lacunas são, respectivamente,

- (a) iônico e MgF_2
- (b) iônico e Na_2O
- (c) molecular e Na_2S
- (d) molecular e $MgCl_2$

12 UFRGS 2017 Os elementos X, Y e Z apresentam as seguintes configurações eletrônicas:

- X $1s^22s^22p^63s^1$
- Y $1s^22s^22p^63s^23p^5$
- Z $1s^22s^22p^6$

A respeito desses elementos, pode-se afirmar que

- (a) X e Y tendem a formar ligação iônica.
- (b) Y e Z tendem a formar ligação covalente.
- (c) X não tende a fazer ligações nem com Y, nem com Z
- (d) dois átomos de X tendem a fazer ligação covalente entre si.
- (e) dois átomos de Z tendem a fazer ligação iônica entre si.

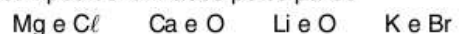
13 UEG-GO 2012 Dois elementos químicos A e B apresentam números atômicos iguais a 13 e 16, respectivamente. Ao reagirem entre si, eles formam um composto iônico do tipo

- (a) AB
- (b) AB_2
- (c) A_2B
- (d) A_2B_3

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 XY_2
- (b) iônico de fórmula X_2Y
- (c) molecular de fórmula XY
- (d) iônico de fórmula YX_2
- (e) iônico de fórmula Y_2X

15 Os compostos formados pelos pares



possuem fórmulas cujas proporções entre os cátions e os ânions são, respectivamente:

Dados: Li ($Z = 3$); O ($Z = 8$); Mg ($Z = 12$); Cl ($Z = 17$); K ($Z = 19$); Ca ($Z = 20$); Br ($Z = 35$)

- (a) 1 : 1 2 : 2 1 : 1 1 : 2
- (b) 1 : 2 1 : 2 1 : 1 1 : 1
- (c) 1 : 1 1 : 2 2 : 1 2 : 1
- (d) 1 : 2 1 : 1 2 : 1 1 : 1
- (e) 2 : 2 1 : 1 2 : 1 1 : 1

Leia o texto a seguir para responder à questão 16:

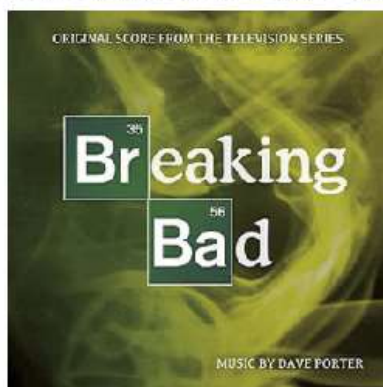
A história do seriado *Breaking Bad* gira em torno de um professor de Química do ensino médio, com uma esposa grávida e um filho adolescente que sofre de paralisia cerebral. Quando é diagnosticado com câncer, ele abraça uma vida de crimes, produzindo e vendendo metanfetaminas.

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-SP 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-CE 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 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
- (b) NaCl
- (c) H₂S
- (d) NaOH
- (e) BaH₂

20 UFF-RJ 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) CaBr₂ e HBr
- (b) CBr₄ e KBr
- (c) NaBr e MgBr₂
- (d) KBr e NH₄Br

22 CFTMG A molécula do nitrogênio apresenta, entre seus dois átomos, ligação:

- (a) iônica.
- (b) metálica.
- (c) covalente.
- (d) de nitrogênio.

23 Unirio O dióxido de carbono (CO₂) 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-MG 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 (d) CO_2 e N_2
 (b) H_2O_2 e HCl (e) $AlCl_3$ e KCl
 (c) Cl_2 e NH_3

25 UFJF-MG 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.

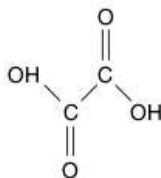
No ano de 2014, o Estado de São Paulo vive uma das maiores crises hídricas de sua história. A fim de elevar o nível de água de seus reservatórios, a Campanha de Saneamento Básico do Estado de São Paulo (Sabesp) contratou a empresa ModClima para promover a indução de chuvas artificiais. A técnica de indução 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.

28 IFSP 2013 A ligação química entre dois átomos de nitrogênio ($Z = 7$) é representada corretamente pela fórmula estrutural

(a) N^+N^- (d) $-N = N$
 (b) N^3+N^3- (e) $N \equiv N$
 (c) $N - N$

29 Ibmec-RJ 2013 O ácido sulfídrico é um gás que se forma da putrefação natural de compostos orgânicos. Por ser assim, é um gás incolor, tóxico e corrosivo. Esse ácido se forma da união de enxofre e hidrogênio. Indique a opção correta quanto a sua fórmula molecular e o tipo de ligação que está ocorrendo:

- (a) H_2S , ligação iônica
 (b) H_2S , ligação covalente
 (c) HS_2 , ligação iônica
 (d) HS_2 , ligação covalente
 (e) H_2S , ligação metálica

30 Uespi 2012 Uma ligação química estável forma-se entre dois átomos se o arranjo resultante de seus núcleos e elétrons tem energia menor que a energia total dos átomos separados. Sabendo que as ligações entre os átomos podem ser classificadas como iônica, metálica e covalente, assinale a alternativa que apresenta substâncias que contêm apenas ligações covalentes.

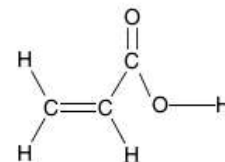
- (a) C (diamante), NH_3 , Au e CO_2
 (b) Br_2 , C (diamante), brometo de hidrogênio e CO_2
 (c) C (diamante), brometo de hidrogênio, H_2O e hidreto de lítio.
 (d) Cl_2 fluoreto de hidrogênio, Ag e Na_2O .
 (e) N_2 , dióxido de carbono, NaI e metanol.

Hibridação

31 Uerj Na composição de corretores do tipo "Liquid Paper", além de hidrocarbonetos e dióxido de titânio, encontra-se a substância isocianato de alila, cuja fórmula estrutural plana é representada por $CH_2 = CH - CH_2 - N = C = O$. Com relação a esta molécula, é correto afirmar que o número de carbonos com hibridação sp^2 é igual a:

- (a) 1 (c) 3
 (b) 2 (d) 4

32 UFF-RJ As ligações químicas nos compostos orgânicos podem ser do tipo σ ou π . A ligação σ é formada pela interação de dois orbitais atômicos, segundo o eixo que une os dois átomos, ao passo que, na ligação π , a interação dos orbitais atômicos se faz segundo o plano que contém o eixo da ligação.

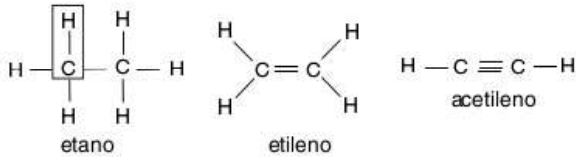


Na estrutura representada acima, tem-se:

- (a) 2 ligações σ e 6 ligações π .
 (b) 2 ligações σ e 8 ligações π .
 (c) 4 ligações σ e 4 ligações π .
 (d) 6 ligações σ e 2 ligações π .
 (e) 8 ligações σ e 2 ligações π .

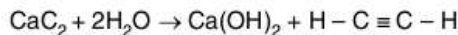
33 PUC-SP Dado: $1 \text{ pm} = 1 \times 10^{-12} \text{ m}$.

Considere as estruturas dos hidrocarbonetos e identifique a alternativa que representa os comprimentos de ligação (distância internuclear) entre os carbonos em cada uma das substâncias e a ligação C – H.



	C – C	C = C	C ≡ C	C – H
(a)	154 pm	134 pm	121 pm	110 pm
(b)	121 pm	134 pm	154 pm	110 pm
(c)	121 pm	134 pm	110 pm	154 pm
(d)	110 pm	154 pm	121 pm	134 pm
(e)	110 pm	121 pm	154 pm	134 pm

34 UFRJ O acetileno, ou etino, pode ser obtido através do tratamento do carbureto de cálcio com água, sendo este um importante método industrial para produção deste alcino, conforme demonstra a equação a seguir.



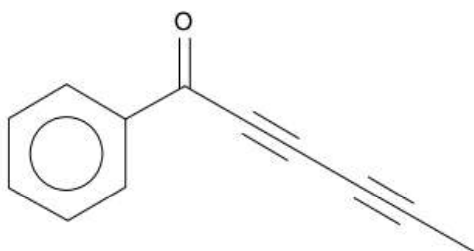
Os tipos de ligações químicas e a hibridização dos átomos de carbono presentes na estrutura do acetileno correspondem a:

- 3 ligações σ e 2 ligações π ; carbonos com hibridização sp .
- 5 ligações σ ; carbonos com hibridização sp .
- 2 ligações σ e 3 ligações π ; carbonos com hibridização sp^2 .
- 3 ligações π e 2 ligações σ ; carbonos com hibridização sp^3 .
- 5 ligações π ; carbonos com hibridização sp^2 .

35 PUC-PR A acetona ($\text{H}_3\text{C}-\text{CO}-\text{CH}_3$), um importante solvente orgânico, apresenta nos seus carbonos, respectivamente, os seguintes tipos de hibridação:

- sp , sp^2 e sp^3 .
- sp^3 , sp^3 e sp^3 .
- sp^2 , sp e sp^3 .
- sp^3 , sp^2 e sp^3 .
- sp^3 , sp^2 e sp^2 .

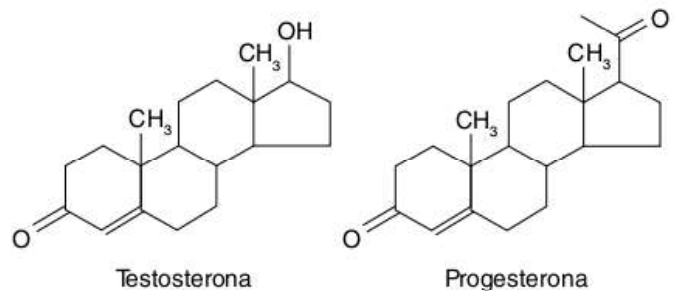
36 Cefet-MG 2014 A capilina, cuja estrutura é representada em seguida, destaca-se entre os compostos orgânicos empregados como antifúngicos.



Considerando-se sua estrutura química, o número de carbonos com hibridação sp^2 e sp é, respectivamente,

- 4 e 8.
- 5 e 7.
- 6 e 5.
- 6 e 6.
- 7 e 4.

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.



Acerca da hibridação dos átomos de carbono nos dois hormônios, considere as seguintes afirmativas:

- A testosterona possui dois átomos de carbono com orbitais híbridos sp^2 .
- A progesterona possui quatro átomos de carbono com orbitais híbridos sp^2 .
- Ambos os compostos apresentam o mesmo número de átomos de carbono com orbitais híbridos sp^3 .
- O número total de átomos de carbono com orbitais híbridos sp^3 na testosterona é 16.

Assinale a alternativa correta.

- Somente as afirmativas 1 e 3 são verdadeiras.
- Somente as afirmativas 2 e 4 são verdadeiras.
- Somente as afirmativas 2, 3 e 4 são verdadeiras.
- Somente as afirmativas 1, 2 e 3 são verdadeiras.
- 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 hibridização 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-PR 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 =

Geometria molecular

41 PUC-RJ De acordo com a teoria da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência, os pares de elétrons em torno de um átomo central se repelem e se orientam para o maior afastamento angular possível. Considere que os pares de elétrons em torno do átomo central podem ser uma ligação covalente (simples, dupla ou tripla) ou simplesmente um par de elétrons livres (sem ligação).

Com base nessa teoria, é correto afirmar que a geometria molecular do dióxido de carbono é:

- (a) trigonal plana.
- (b) piramidal.
- (c) angular.
- (d) linear.
- (e) tetraédrica.

42 Ufla-MG 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 .

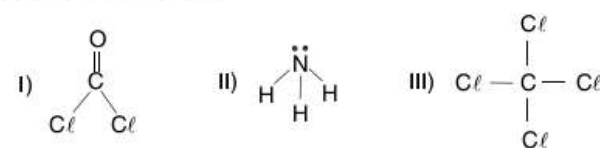
- (d) do raio atômico dos átomos centrais.
- (e) de o oxigênio apresentar dois pares de elétrons livres (não ligantes), o nitrogênio, um par de elétrons livre e o carbono, nenhum.

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.

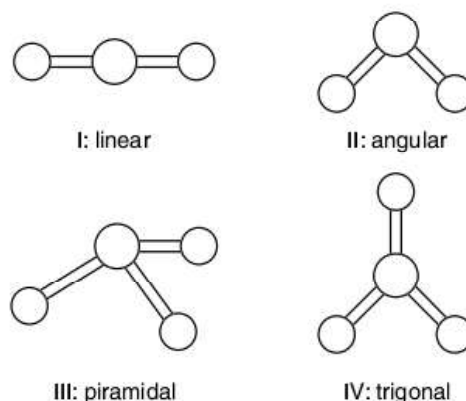
44 CFTCE A geometria de uma molécula é informação muito importante, uma vez que define algumas propriedades do composto, como a polaridade, a solubilidade, o ponto de fusão e ebulição, possibilitando uma boa aplicação para ela. O foscênio $COCl_2$ é usado na obtenção dos policarbonatos, que são plásticos 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.
- (b) III, I e IV.
- (c) III, II e I.
- (d) IV, I e II.
- (e) IV, II e I.

46 IFSul-RS 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.

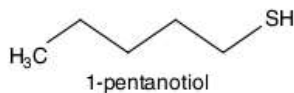
47 Uece 2015 A geometria molecular é o arranjo tridimensional dos átomos, que afeta muitas de suas propriedades físicas e químicas, tais como os pontos de fusão e de ebulição, a densidade e o tipo de reações nas quais as moléculas se envolvem. Um composto binário de enxofre, incolor, não inflamável, 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 (H₂S) 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 C₅H₄S.
- (b) Linear e CH₄S.
- (c) Angular e CH₄S.
- (d) Angular e C₅H₁₂S.
- (e) Tetraédrica e C₅H₁₂S.

49 Aman 2015 As substâncias ozônio (O₃); dióxido de carbono (CO₂); dióxido de enxofre (SO₂); água (H₂O) 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-SP 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 (CO₂), metano (CH₄), óxido nitroso (N₂O), clorofluorcarbonetos (CFCs), hidrofluorcarbonetos (HFCs), e hexafluoreto de enxofre (SF₆). Segundo o Painel Intergovernamental de mudanças do Clima, o CO₂ 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 CO₂ provenientes do desmatamento equivalem a 17% do total. O hexafluoreto de enxofre (SF₆) é o gás com maior poder de aquecimento global, sendo 23.900 vezes mais ativo no efeito estufa do que o CO₂. Em conjunto, os gases fluorretados são responsáveis por 11% das emissões totais de gases do efeito estufa.

Disponível em: <http://www.institutoarbonbrasil.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

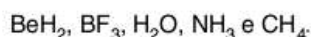
Dados: números atômicos (Z): H = 1, C = 6, N = 7, O = 8, F = 9 e S = 16.

- (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-GO 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) SO₂, PF₃, NH₃ e CH₄
- (b) BeH₂, BF₃, PF₃ e SiH₄
- (c) SO₂, BF₃, PF₃ e CH₄
- (d) CO₂, PF₃, NH₃ e CCl₄
- (e) BeH₂, BF₃, NH₃ e SF₄

52 CFTMG 2013 Considere o conjunto de substâncias químicas:

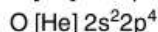
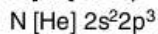
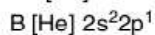
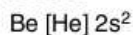


O número de substâncias com geometria trigonal plana é igual a

- (a) 0.
 (b) 1.
 (c) 2.
 (d) 3.

53 UPF-RS 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**.

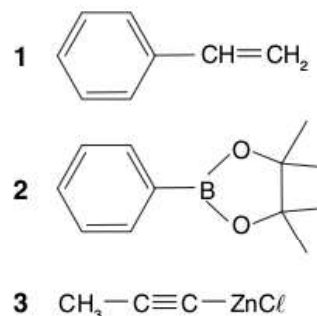
- (a) A molécula de água apresenta geometria linear com o átomo de oxigênio no centro e formando um ângulo de 180° com os dois átomos de hidrogênio, ao passo que a amônia apresenta geometria trigonal com ângulo de $104^\circ 5'$ entre os átomos de hidrogênio, nitrogênio e hidrogênio.
 (b) A molécula 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.
 (c) A molécula de amônia apresenta geometria piramidal com o átomo de nitrogênio no centro e formando ângulos de 107° com os átomos de hidrogênio, ao passo que a molécula de água apresenta geometria angular com ângulo de $104^\circ 5'$ entre os átomos de hidrogênio, oxigênio e hidrogênio.
 (d) A molécula de amônia apresenta geometria piramidal com o átomo de nitrogênio no centro e formando ângulos de $109^\circ 28'$ com os átomos de hidrogênio, ao passo que a molécula de água apresenta geometria linear com ângulo de $104^\circ 5'$ entre os átomos de hidrogênio, oxigênio e hidrogênio.
 (e) A molécula de água apresenta geometria angular com o átomo de oxigênio formando um ângulo de $104^\circ 5'$ com os dois átomos de hidrogênio, ao passo que a molécula de amônia apresenta geometria trigonal com ângulo de 120° entre os átomos de hidrogênio, nitrogênio e hidrogênio.

54 Aman-RJ O íon nitrato NO_3^- , a molécula de amônia (NH_3), a molécula de dióxido de enxofre (SO_2) e a molécula de ácido bromídrico (HBr) apresentam, respectivamente, as seguintes geometrias:

Elemento Químico	Número Atômico
N (Nitrogênio)	Z = 7
O (Oxigênio)	Z = 8
H (Hidrogênio)	Z = 1
S (Enxofre)	Z = 16
Br (Bromo)	Z = 35

- (a) piramidal; trigonal plana; linear; angular.
 (b) trigonal plana; piramidal; angular; linear.
 (c) piramidal; trigonal plana; angular; linear.
 (d) trigonal plana; piramidal; trigonal plana; linear.
 (e) piramidal; linear; trigonal plana; tetraédrica.

55 UFRGS Em 2010, o Prêmio Nobel de Química foi atribuído aos pesquisadores Richard F. Heck, Ei-ichi Negishi e Akira Suzuki. Eles dividiram o prêmio por terem desenvolvido novos métodos que revolucionaram a maneira de se obterem moléculas complexas levando à produção de novos medicamentos e de outros materiais úteis no nosso cotidiano. Esses métodos consistem em acoplar, na presença de um catalisador, um haleto orgânico com uma olefina (Reação de Heck), um organozinco (Reação de Negishi) ou um organoboro (Reação de Suzuki), propiciando a formação de uma nova ligação carbono-carbono. Abaixo são mostrados exemplos de reagentes utilizados nessas reações.



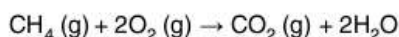
Considere as seguintes afirmações sobre esses exemplos de reagentes.

- I. Todos os carbonos do composto 1 apresentam geometria trigonal-plana.
 II. No composto 2, o boro apresenta geometria tetraédrica.
 III. No composto 3, dois carbonos apresentam geometria linear, e um carbono apresenta geometria tetraédrica.

Quais estão corretas?

- (a) Apenas I. (d) Apenas I e III.
 (b) Apenas III. (e) I, II e III.
 (c) Apenas I e II.

56 UFF-RJ A química está na base do desenvolvimento econômico e tecnológico. Da siderurgia à indústria da informática, das artes à construção civil, da agricultura à indústria aeroespacial, não há área ou setor que não utilize em seus processos ou produtos algum insumo de origem química. Um desses insumos é o metano, gás natural, usado como combustível na indústria química. A queima do metano pode ser representada pela seguinte equação:



Em relação ao metano (CH_4) e ao dióxido de carbono (CO_2), pode-se dizer que a forma geométrica de cada um desses compostos, respectivamente, é

- tetraédrica e trigonal planar.
- tetraédrica e linear.
- quadrática planar e trigonal planar.
- quadrática planar e linear.
- tetraédrica e quadrática planar.

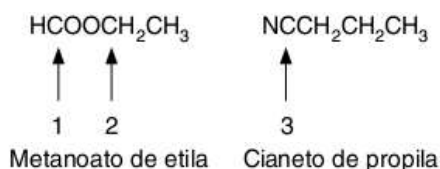
57 Unemat-MT Na tentativa de explicar a origem dos seres vivos, Müller reproduziu, em seu experimento, as condições atmosféricas primitivas, que continham os gases metano (CH_4); amônia (NH_3); gás hidrogênio (H_2) e vapor de água (H_2O). Esses quatro compostos apresentam, respectivamente, estruturas com geometria molecular:

- tetraédrica, piramidal, linear e angular.
- piramidal, octaédrica, angular e linear.
- tetraédrica, trigonal plana, piramidal e linear.
- angular, tetraédrica, angular e piramidal.
- 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

- trigonal plana, tetraédrica e linear.
- linear, trigonal plana e tetraédrica.
- linear, tetraédrica e linear.
- trigonal plana, trigonal plana e tetraédrica.
- tetraédrica, linear e trigonal plana.

59 CFTMG 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	() SO_2
2. angular	() CO_2
3. piramidal	() BCl_3
4. tetraédrica	() CHCl_3
5. trigonal plana	

A sequência correta encontrada é

- 5, 2, 3 e 4.
- 2, 1, 5 e 4.
- 1, 5, 4 e 3.
- 1, 2, 3 e 5.

Polaridade

60 UFRGS A alternativa que apresenta, respectivamente, exemplos de substâncias com ligação iônica, covalente polar, covalente apolar e metálica é:

- AgCl , O_2 , H_2 , Fe_2O_3
- BeCl_2 , CO_2 , CH_4 , Fe
- $\text{Ca}(\text{OH})_2$, HCl , O_3 , SiC
- BF_3 , Br_2 , HF , Mn
- MgO , H_2O , I_2 , Al

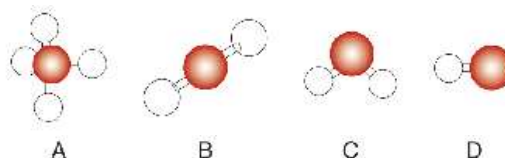
61 UFF-RJ A capacidade que um átomo tem de atrair elétrons de outro átomo, quando os dois formam uma ligação química, é denominada eletronegatividade. Esta é uma das propriedades químicas consideradas no estudo da polaridade das ligações. Assinale a opção que apresenta, corretamente, os compostos H_2O , H_2S e H_2Se em ordem crescente de polaridade.

- $\text{H}_2\text{Se} < \text{H}_2\text{O} < \text{H}_2\text{S}$
- $\text{H}_2\text{S} < \text{H}_2\text{Se} < \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{S} < \text{H}_2\text{O} < \text{H}_2\text{Se}$
- $\text{H}_2\text{O} < \text{H}_2\text{Se} < \text{H}_2\text{S}$
- $\text{H}_2\text{Se} < \text{H}_2\text{S} < \text{H}_2\text{O}$

62 UFU-MG A molécula apolar que possui ligações polares é:

- CH_3Cl
- CHCl_3
- Cl_2
- CCl_4

63 Fuvest-SP 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. (d) B, C e D.
 (b) A e C. (e) C e D.
 (c) A, C e D.

64 PUC-RS O dióxido de carbono possui molécula apolar, apesar de suas ligações carbono-oxigênio serem polarizadas. A explicação para isso está associada ao fato de:

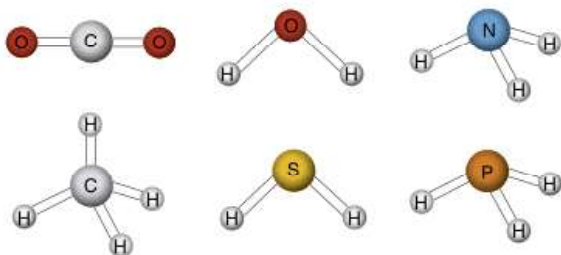
- (a) a geometria da molécula ser linear.
 (b) as ligações ocorrerem entre ametais.
 (c) a molécula apresentar dipolo.
 (d) as ligações ocorrerem entre átomos de elementos diferentes.
 (e) as ligações entre os átomos serem de natureza eletrostática.

65 Unesp O efeito estufa resulta principalmente da absorção da radiação infravermelha, proveniente da radiação solar, por moléculas presentes na atmosfera terrestre. A energia absorvida é armazenada na forma de energia de vibração das moléculas. Uma das condições para que uma molécula seja capaz de absorver radiação infravermelha é que ela seja polar. Com base apenas neste critério, dentre as moléculas O_2 , N_2 e H_2O , geralmente presentes na atmosfera terrestre, contribuem para o efeito estufa:

- (a) O_2 , apenas. (d) H_2O e N_2 , apenas.
 (b) H_2O , apenas. (e) N_2 , apenas.
 (c) O_2 e N_2 , apenas.

66 FGV-SP O conhecimento das estruturas das moléculas é um assunto bastante relevante, já que as formas das moléculas determinam propriedades das substâncias como odor, sabor, coloração e solubilidade.

As figuras apresentam as estruturas das moléculas CO_2 , H_2O , NH_3 , CH_4 , H_2S e PH_3 .



Quanto à polaridade das moléculas consideradas, as moléculas apolares são:

- (a) H_2O e CH_4 (d) NH_3 e CO_2
 (b) CH_4 e CO_2 (e) H_2S e NH_3
 (c) H_2S e PH_3

67 UFPE Considerando os seguintes haletos de hidrogênio HF, HCl, e HBr, pode-se afirmar que:

- (a) a molécula mais polar é HF.
 (b) a molécula mais polar é HCl.
 (c) todos os três são compostos iônicos.
 (d) somente HF é iônico, pois o flúor é muito eletronegativo.
 (e) somente HBr é covalente, pois o bromo é um átomo muito grande para formar ligações iônicas.

68 UFSM Assinale a alternativa que caracteriza, respectivamente, a polaridade das substâncias dióxido de carbono, metano e tetrafluorometano.

- (a) Apolar – apolar – apolar (d) Polar – polar – polar
 (b) Apolar – apolar – polar (e) Apolar – polar – polar
 (c) Polar – apolar – polar

69 Aman-RJ 2017 Compostos contendo enxofre estão presentes, em certo grau, em atmosferas naturais não poluídas, cuja origem pode ser: decomposição de matéria orgânica por bactérias, incêndio de florestas, gases vulcânicos etc. No entanto, em ambientes urbanos e industriais, como resultado da atividade humana, as concentrações desses compostos são altas. Dentre os compostos de enxofre, o dióxido de enxofre (SO_2) é considerado o mais prejudicial à saúde, especialmente para pessoas com dificuldade respiratória.

BROWN, T. L. et al., *Química: a ciência central*. 9. ed. São Paulo: Pearson, 2007. (Adapt.)

Em relação ao composto SO_2 e sua estrutura molecular, pode-se afirmar que se trata de um composto que apresenta

Dado: número atômico S = 16; O = 8

- (a) ligações covalentes polares e estrutura com geometria espacial angular.
 (b) ligações covalentes apolares e estrutura com geometria espacial linear.
 (c) ligações iônicas polares e estrutura com geometria espacial trigonal plana.
 (d) ligações covalentes apolares e estrutura com geometria espacial piramidal.
 (e) ligações iônicas polares e estrutura com geometria espacial linear.

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-PR 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 CFTMG 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. (c) II e III.
(b) I e IV. (d) III e IV.

74 Aman-RJ 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.

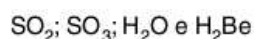
Das afirmativas apresentadas, está(ão) correta(s)

- (a) apenas II. (d) apenas II e III.
(b) apenas I e II. (e) todas.
(c) apenas I e III.

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 (c) Cl_2 , CCl_4 e CO_2
(b) Cl_2 , NH_3 e CO_2 (d) CCl_4 , BF_3 e H_2SO_4

76 Acafe-SC 2015 Assinale a alternativa que contém as respectivas geometrias e polaridades das espécies químicas abaixo.



- (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 UEM-AM 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 apolar; 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-PR 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-PR 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 =

Forças intermoleculares

81 Fatec-SP 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

- 1. pontes de hidrogênio
- 2. dipolo induzido-dipolo induzido
- 3. dipolo-dipolo

Coluna B



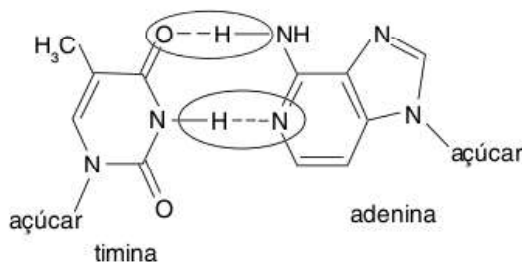
A numeração correta da coluna B, de cima para baixo, é:

- (a) 1 – 3 – 3 – 2 – 1
- (b) 2 – 1 – 1 – 3 – 2
- (c) 1 – 2 – 2 – 1 – 3
- (d) 3 – 1 – 1 – 2 – 3
- (e) 3 – 2 – 3 – 1 – 1

83 UFU-MG 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 PUC-MG Sabe-se que um tipo importante de ligação que mantém as bases nitrogenadas ligadas no DNA são aquelas circuladas na figura adiante. Observando-se o desenho a seguir, essas ligações são do tipo:



- (a) covalente apolar.
- (b) ligações de hidrogênio.
- (c) covalente polar.
- (d) iônica.

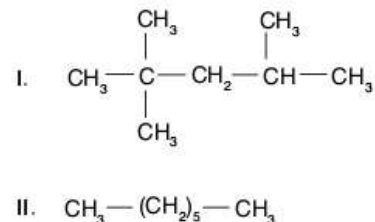
85 UFRGS O gás metano (CH₄) pode ser obtido no espaço sideral pelo choque entre os átomos de hidrogênio liberados pelas estrelas e a grafite presente na poeira cósmica. Sobre as moléculas do metano pode-se afirmar que o tipo de ligação intermolecular e sua geometria são, respectivamente:

- (a) ligações de hidrogênio e tetraédrica.
- (b) forças de Van der Waals e trigonal plana.
- (c) covalentes e trigonal plana.
- (d) forças de Van der Waals e tetraédrica.
- (e) ligações de hidrogênio e trigonal plana.

86 Unesp Pode-se verificar que uma massa de água ocupa maior volume no estado sólido (gelo) do que no estado líquido. Isto pode ser explicado pela natureza dipolar das ligações entre os átomos de hidrogênio e oxigênio, pela geometria da molécula de água e pela rigidez dos cristais. As interações entre as moléculas de água são denominadas:

- (a) forças de Van der Waals.
- (b) forças de dipolo induzido.
- (c) forças de dipolo permanente.
- (d) pontes de hidrogênio.
- (e) ligações covalentes.

87 PUC-RS O índice de octano tem o objetivo de avaliar a qualidade da gasolina e fundamenta-se na comparação da mesma com uma mistura padrão das substâncias cujas fórmulas estão relacionadas a seguir.



Pela análise dessas fórmulas, é correto afirmar que as substâncias:

- (a) são insaturadas.
- (b) são solúveis em água.
- (c) pertencem a diferentes funções químicas.
- (d) apresentam o mesmo tipo de cadeia carbônica.
- (e) apresentam o mesmo tipo de ligações intermoleculares.

88 UFC-CE 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:

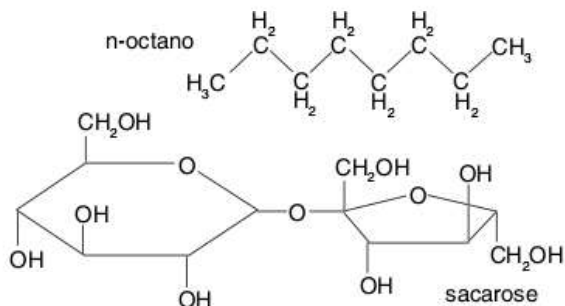
- (a) íon – íon.
- (b) íon – dipolo permanente.
- (c) dipolo induzido – dipolo induzido.
- (d) dipolo permanente – dipolo induzido.
- (e) dipolo permanente – dipolo permanente.

89 UFPI Estudos recentes indicam que lagartixas podem andar pelo teto e em superfícies lisas utilizando forças intermoleculares entre essas superfícies e os filamentos microscópicos que têm nos pés (meio milhão em cada pé). Assinale o tipo de interação correspondente neste caso.

- (a) Iônica.
- (b) Metálica.
- (c) Covalente.
- (d) Van der Waals.
- (e) Nuclear.

90 UEL-PR 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.

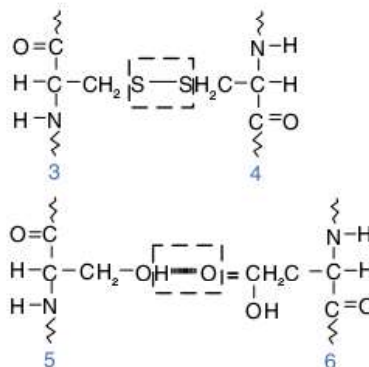
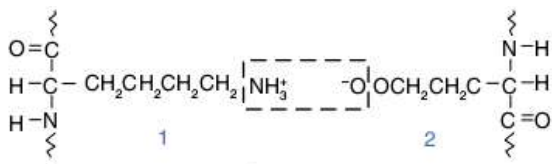
A gasolina é uma mistura de hidrocarbonetos, dos quais o octano pode ser tomado como representante. Sua estrutura, bem como a da sacarose, é mostrada a seguir.



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 UFC-CE O cabelo humano é composto principalmente de queratina, cuja estrutura proteica varia em função das interações entre os resíduos aminoácidos terminais, conferindo diferentes formas ao cabelo (liso, ondulado etc.). As estruturas relacionadas adiante ilustram algumas dessas interações específicas entre pares de resíduos aminoácidos da queratina.



Assinale a alternativa que relaciona corretamente as interações específicas entre os resíduos 1-2, 3-4 e 5-6, respectivamente.

- (a) Ligação iônica, ligação covalente e ligação de hidrogênio.
- (b) Ligação iônica, interação dipolo-dipolo e ligação covalente.
- (c) Ligação covalente, interação íon-dipolo e ligação de hidrogênio.
- (d) Interação dipolo-dipolo induzido, ligação covalente e ligação iônica.
- (e) Ligação de hidrogênio, interação dipolo induzido-dipolo e ligação covalente.

92 IFSul-RS 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 interatômicas.
- (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.

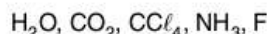
95 UEL-PR 2015 Desde os primórdios da humanidade, há uma busca por entender questões acerca da origem, do funcionamento e da organização do Universo. Na tentativa de propor explicações, os cientistas elaboram modelos. Considerando que as propriedades físico-químicas da matéria, os tipos de ligações e 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-PR 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.

Geometrias	Interações	Compostos
() 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. (c) B3, E2, A2, D3. (e) B2, D2, A3, C1.
- (b) A2, B1, B3, C2. (d) B3, C1, A2, D2.

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 CFTMG 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

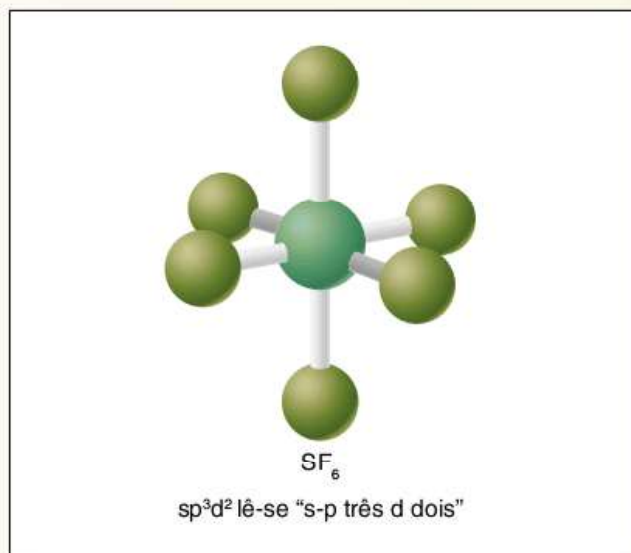
- (a) geometria angular e ligações de hidrogênio.
- (b) capacidade de dissolução e ligações polares.
- (c) dispersão eletrônica e interações dipolo-dipolo.
- (d) polaridade da molécula e interações dipolo induzido.

TEXTOS COMPLEMENTARES

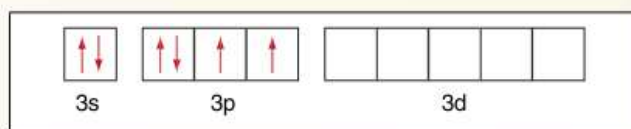
Hibridação dos orbitais s, p e d

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 hibridização 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.

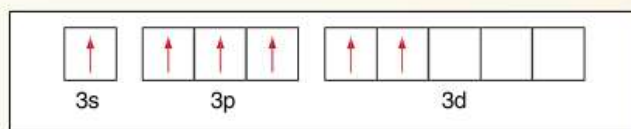
Considere a molécula de SF_6 de geometria octaédrica como exemplo.



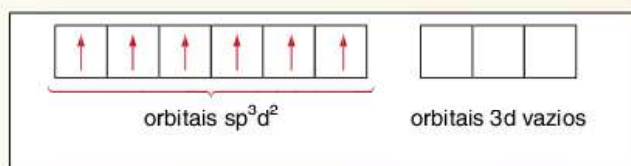
A configuração eletrônica no estado fundamental do enxofre é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. Focando apenas os elétrons de valência, temos o diagrama orbital:



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 sp^3d^2 :

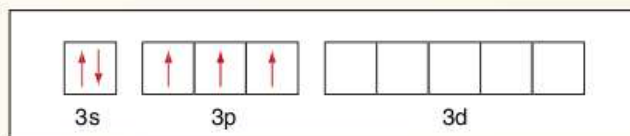


As seis ligações S-F são formadas pela sobreposição dos orbitais híbridos do átomo S aos orbitais 2p dos átomos de F. Uma vez que há 12 elétrons ao redor do átomo de S, a regra do octeto é violada. A utilização de orbitais d, além dos orbitais s e p, para formar um octeto expandido é um exemplo de expansão 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.

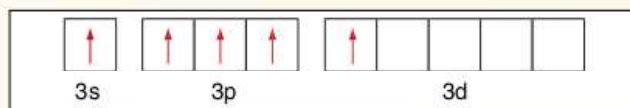
Observe o exemplo de um caso de expansão da camada de valência de um elemento do terceiro período.

Considere a molécula do PBr_5 .

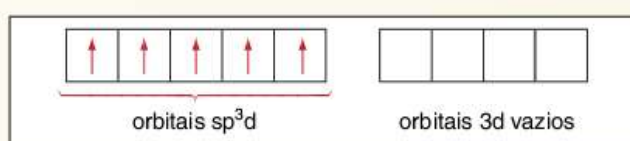
A configuração eletrônica no estado fundamental do fósforo é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. Focando apenas os elétrons de valência, temos o diagrama orbital:



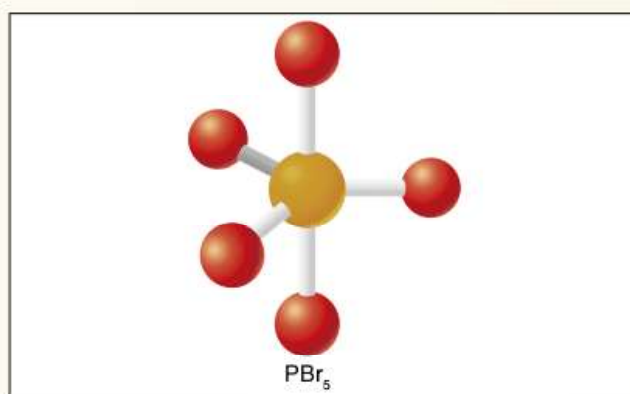
Se promovermos um elétron do 3s para um orbital 3p, obtemos o seguinte estado excitado:



A mistura de um orbital 3s com três orbitais 3p e um orbital 3d gera cinco orbitais híbridos sp^3d :



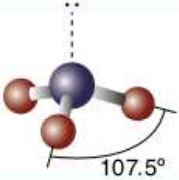
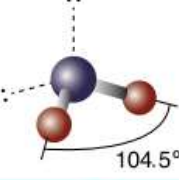
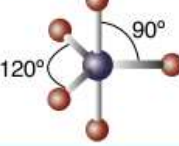
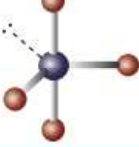
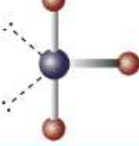
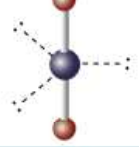
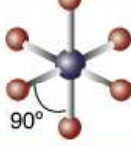

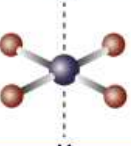
Estes orbitais híbridos se sobrepõem aos orbitais 4p do Br para formar cinco ligações covalentes P-Br. Como não há pares isolados no átomo de P, a geometria da molécula de PBr_5 será bipiramidal.



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, descobriram, 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.

RESUMINDO

Ligações químicas

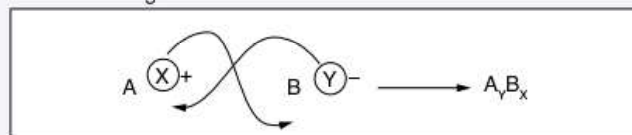
- **Teoria do octeto:** os átomos, ao se unirem, procuram perder, ganhar ou compartilhar elétrons na última camada até adquirirem configuração eletrônica semelhante à de um gás nobre.

Gás nobre	Configuração eletrônica	Camada de valência
${}_2\text{He}$	$1s^2$	$1s^2$
${}_{10}\text{Ne}$	$1s^2 2s^2 2p^6$	$2s^2 2p^6$
${}_{18}\text{Ar}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$3s^2 3p^6$
${}_{36}\text{Kr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$	$4s^2 4p^6$
${}_{54}\text{Xe}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$	$5s^2 5p^6$
${}_{86}\text{Rn}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$	$6s^2 6p^6$

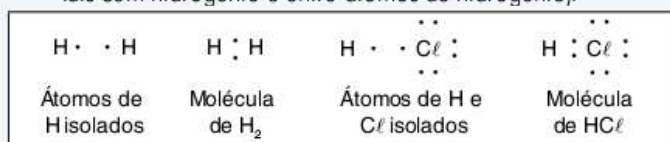
- **Ligação iônica ou eletrovalente:** é a atração eletrostática entre íons de cargas opostas. Esse tipo de ligação acontece entre átomos com tendências contrárias, ou seja, átomos com tendência a perder elétrons (**metais**) e átomos com tendência a receber elétrons (**ametais** e **hidrogênio**).

- **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).

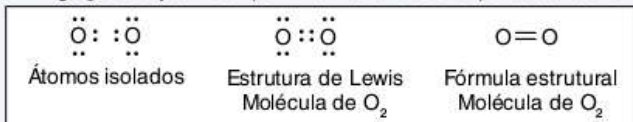


- Estruturas de Lewis: nelas, representam-se os átomos com os elétrons da camada de valência.
- Fórmula estrutural: as ligações covalentes são representadas por um traço.

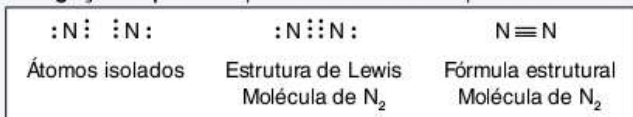
Átomos isolados	Estrutura de Lewis (Fórmula eletrônica)	Fórmula estrutural	Fórmula molecular
$\cdot\ddot{\text{Cl}}\cdot$ $\cdot\ddot{\text{Cl}}\cdot$	$\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:}$	$\text{Cl}-\text{Cl}$	Cl_2
$\text{H}\cdot$ $\cdot\ddot{\text{O}}\cdot$ $\cdot\text{H}$	$\text{H}:\ddot{\text{O}}:\text{H}$	$\text{H}-\text{O}-\text{H}$	H_2O
$\text{H}\cdot\cdot\ddot{\text{N}}\cdot\cdot\text{H}$ $\cdot\text{H}$	$\text{H}:\ddot{\text{N}}:\text{H}$ H	$\text{H}-\text{N}-\text{H}$ H	NH_3
$\ddot{\text{O}}:$ $:\ddot{\text{O}}:$ $\ddot{\text{O}}:$	$\ddot{\text{O}}::\ddot{\text{O}}::\ddot{\text{O}}:$	$\text{O}=\text{O}-\text{O}$	O_3

Estruturas de Lewis, fórmula estrutural e fórmula molecular.

- **Ligação dupla:** compartilhamento de dois pares de elétrons.

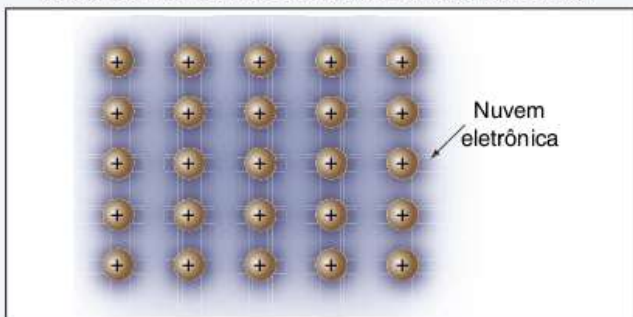


- **Ligação tripla:** compartilhamento de três pares de elétrons.



- **Ligação metálica:** esse tipo de ligação é formado exclusivamente por átomos de metais.

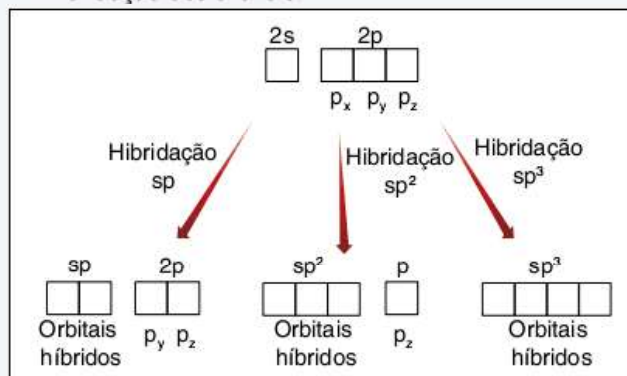
- **Teoria do mar de elétrons ou da nuvem eletrônica:**



- **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:**



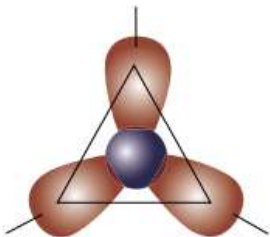
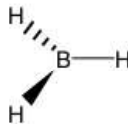
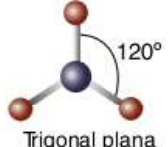
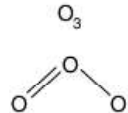
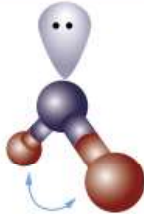
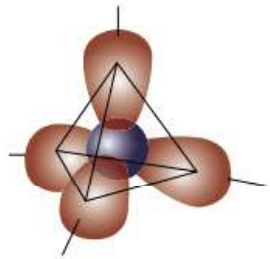
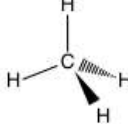
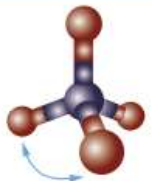
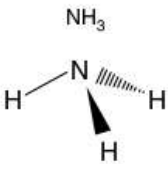
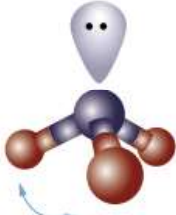
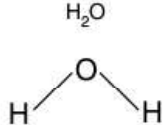
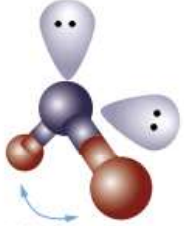


- **Geometria molecular:** teoria da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência (VSEPR). Esse modelo se baseia na ideia de que os pares de elétrons (ligantes e não ligantes) da camada de valência do átomo central repelem-se entre si e tendem a ficar o mais longe possível uns dos outros.

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 (••).

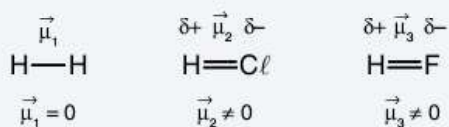
No caso de ligações múltiplas, os dois pares de elétrons da ligação dupla e os três pares de elétrons da ligação tripla se comportarão como se fossem um único par eletrônico, pois, como são compartilhados com o mesmo átomo, não poderão se repelir entre si.

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	BF 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

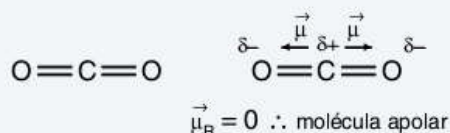
- **Polaridade das ligações:**
 - **Ligação covalente apolar:** ligação covalente formada por dois átomos com eletronegatividades iguais.
 - **Ligação covalente polar:** ligação covalente formada por dois átomos com eletronegatividades diferentes.
 - **Vetor momento dipolar:** é representado por ($\vec{\mu}$), tem a direção do eixo internuclear, o sentido do átomo mais eletronegativo e a intensidade proporcional à diferença de eletronegatividade entre os átomos.



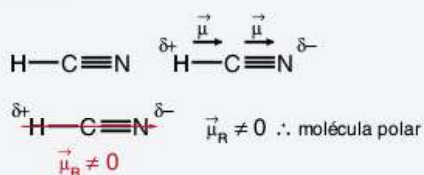
$$\vec{\mu}_1 < \vec{\mu}_2 < \vec{\mu}_3$$

- **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 ($\vec{\mu}_R \neq 0$).

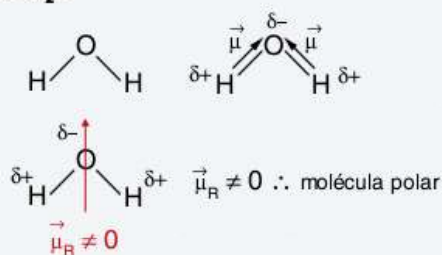
Molécula de CO₂



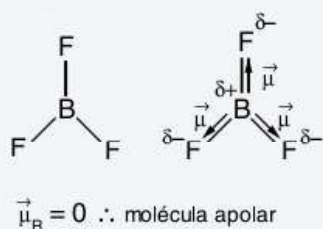
Molécula de HCN



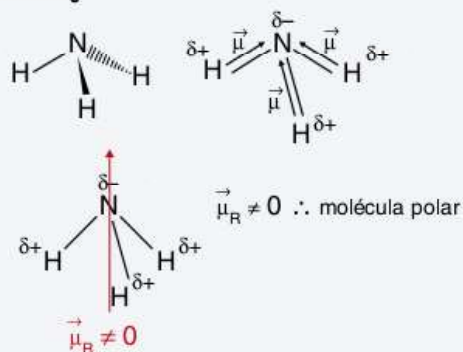
Molécula de H₂O



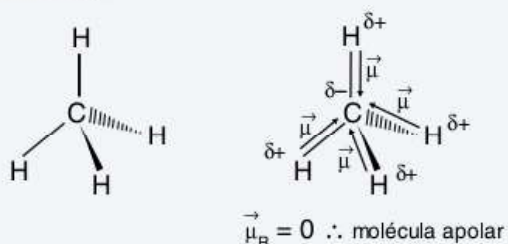
Molécula de BF₃



Molécula de NH₃

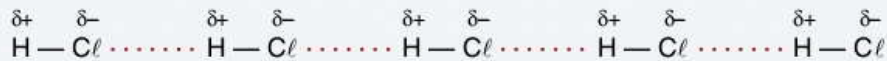


Molécula de CH₄



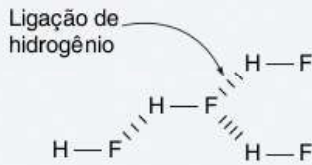
Atrações intermoleculares

- **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.

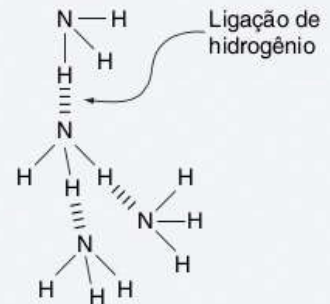
Ácido fluorídrico



Água

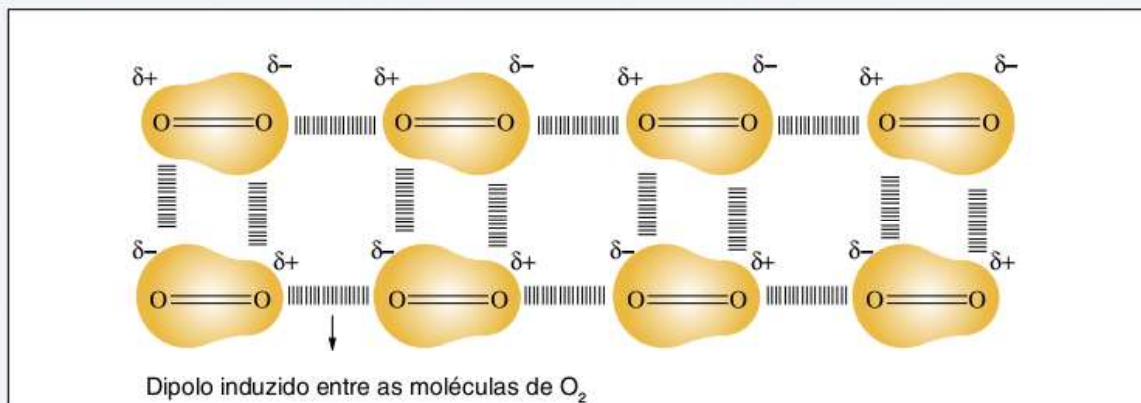


Amônia



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.



■ QUER SABER MAIS?



SITES

- Geometria molecular e teorias de ligação

<http://www.fqm.feis.unesp.br/docentes/newton_dias/Geometria_molecular_e_teorias_de_ligacao.pdf>

- Os fulerenos

<<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc04/atual.pdf>>

- Interações intermoleculares

<<http://qnesc.sbq.org.br/online/cademos/04/interac.pdf>>

Exercícios complementares

Ligações químicas

1 IFSul-RS 2016 Para o processo de purificação da água, são adicionadas substâncias como sulfato de alumínio, $(Al_2SO_4)_3$, para formação de flocos com a sujeira da água; cloro, Cl_2 , para desinfecção; óxido de cálcio, CaO , para ajuste de pH, e flúor, F_2 , para prevenção de cáries.

O tipo de ligação que une os elementos das substâncias utilizadas no processo de purificação da água é

- covalente/iônica, iônica, covalente e iônica.
- covalente/iônica, covalente, covalente e iônica.
- iônica/covalente, covalente, iônica e covalente.
- iônica/covalente, iônica, iônica, covalente.

2 Fatec-SP 2016 As soluções de $NaOH$ ou $Ca(OH)_2$ apresentam soluto de caráter

- metálico, devido à presença de elétrons livres em suas estruturas.
- iônico, devido à presença de moléculas em suas estruturas.
- iônico, devido à presença de íons em suas estruturas.
- molecular, devido à presença de íons em suas estruturas.
- molecular, devido à presença de moléculas em suas estruturas.

3 PUC-RS 2015 Analise o texto a seguir.

Durante o verão, verificam-se habitualmente tempestades em muitas regiões do Brasil. São chuvas intensas e de curta duração, acompanhadas muitas vezes de raios. No litoral, essas tempestades constituem um risco para os banhistas, pois a água salgada é eletricamente condutora. Isso se explica pelo fato de a água salgada conter grande quantidade de _____, como Na^+ e Cl^- , livres para transportar carga elétrica no meio. Uma maneira de liberar essas partículas é dissolver sal de cozinha em um copo de água. Nesse processo, os _____ existentes no sal sofrem _____. As expressões que completam corretamente o texto são, respectivamente:

- átomos – cátions e ânions – ionização
- átomos – átomos e moléculas – dissociação
- íons – elétrons livres – hidrólise
- íons – cátions e ânions – dissociação
- moléculas – átomos e moléculas – ionização

4 Uece 2014 Considere quatro elementos químicos representados por: G, J, X e Z. Sabendo-se que os elementos J e G pertencem ao mesmo grupo da tabela periódica, e que os elementos J, X e Z apresentam números atômicos consecutivos, sendo X um gás nobre, é correto afirmar-se que

- os elementos J e G apresentam potenciais de ionização idênticos por possuírem o mesmo número de elétrons no último nível.
- o composto formado por J e Z é iônico e sua fórmula química é ZJ.
- o composto formado por G e Z é molecular e sua fórmula química é ZG_2 .
- o composto JX apresenta ligação coordenada.

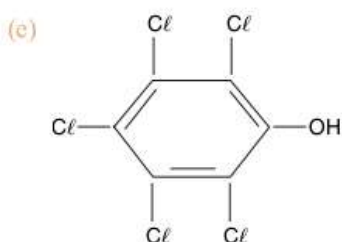
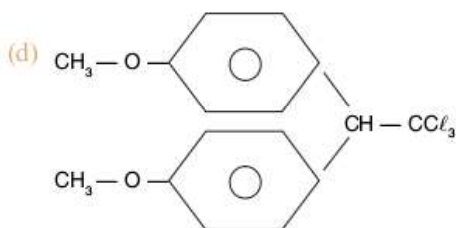
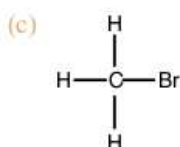
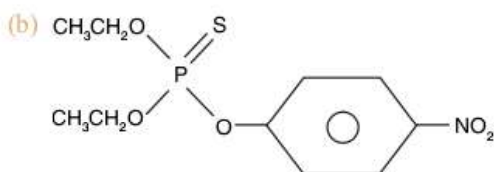
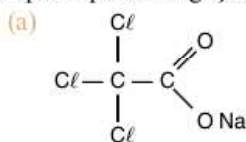
5 CFTMG 2013 No Laboratório de Química, um professor disponibilizou as seguintes substâncias:

- | | |
|--------------|---------------|
| I. O_3 | V. $Ca(OH)_2$ |
| II. NaI | VI. HCN |
| III. KNO_3 | VII. CO_2 |
| IV. NH_3 | VIII. Li_2O |

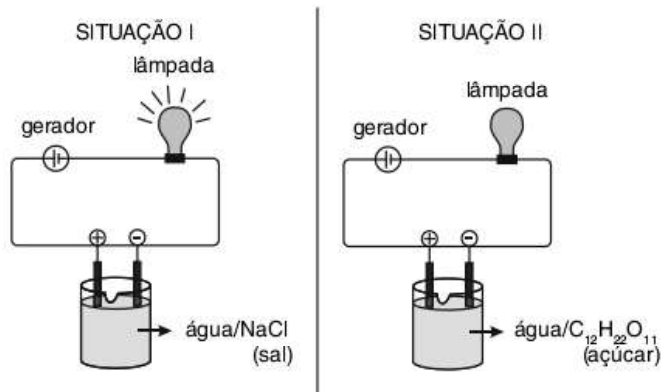
Os compostos formados somente por ligações iônicas são

- I e VII.
- II e VIII.
- III e V.
- IV e VI.

6 FGV-SP 2013 Os defensivos agrícolas são empregados nos setores de produção, armazenagem e beneficiamento de produtos na agricultura. Sua função é impedir a proliferação de micro-organismos que deterioram esses produtos. Dentre os seguintes compostos usados como defensivos agrícolas, assinale aquele que tem ligação iônica na sua estrutura.



7 CFTMG 2013 Considere o esquema a seguir.



Em relação às situações apresentadas, afirma-se, corretamente, que em

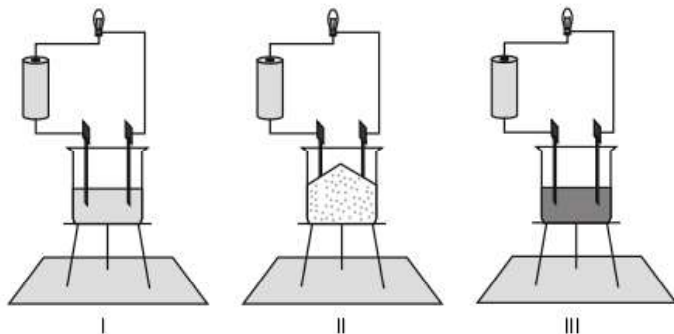
- (a) I a lâmpada está acesa, devido à capacidade de condução de calor.
- (b) II a lâmpada está apagada, porque o açúcar é insolúvel na água.
- (c) II a lâmpada está apagada, pois o açúcar é uma substância composta.
- (d) I a lâmpada está acesa, devido à movimentação dos íons presentes na solução.

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 UPE 2012 Em uma feira de ciências, apresentou-se um vídeo que mostrava, simultaneamente, três experimentos diferentes (I, II e III), conforme indicados a seguir. Em cada recipiente, havia: I – Solução de cloreto de sódio; II – Cloreto de sódio sólido; III – Cloreto de sódio fundido.

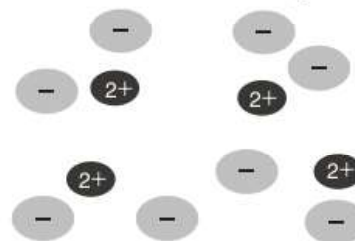


Passados alguns instantes, percebeu-se que se acendeu (acenderam) apenas a(s) lâmpada(s)

- (a) I. (c) III. (e) I e III.
- (b) II. (d) I e II.

10 Unesp Soluções são misturas homogêneas de duas ou mais substâncias. A água é um solvente muito eficaz para solubilizar compostos iônicos. Quando um composto iônico se dissolve em água, a solução resultante é composta de íons dispersos pela solução.

Distribuição esquemática de íons de um sal dissolvido em água



O composto que representa melhor a solução esquematizada na figura é:

- (a) $MgCl_2$ (c) K_2SO_4 (e) $MgCO_3$
- (b) KCl (d) Fe_2O_3

Texto para a questão **11**:

Futebol é emoção no ar, ou melhor, no campo. É um espetáculo que mexe com todos e quase tudo, inclusive com a Química, que forma uma “verdadeira equipe” de produtos presentes nos estádios e sem a qual o espetáculo certamente seria menos colorido. Por exemplo, no gramado, podem estar os fertilizantes agrícolas como o cloreto de potássio e o sulfato de amônio, que, em conjunto com a água, mantêm verde, firme e uniforme a base em que rola a polêmica “jabulani”. Mas há outros integrantes na equipe química: para os pés dos jogadores, está escalado o ABS utilizado na fabricação das travas das chuteiras, que permitem dribles e passes que encantam (ou desencantam) a torcida; para os uniformes, estão escalados tecidos mais leves e confortáveis, porém, mais resistentes a puxões; para segurar a bola, evitar dúvidas e liberar o grito de gol, está escalado o náilon da rede que cobre a meta. Na equipe química, também estão presentes as tintas especiais que pintam os rostos dos torcedores e os materiais sintéticos dos barulhentos tambores e “vuvuzelas”. E para completar a festa, a Química, é claro, também vai saudar as equipes com o nitrato de potássio, empregado na fabricação de fogos de artifício. Como se pode ver, a Química tem participação garantida em qualquer campeonato.

Disponível em: <<http://www.abiquim.org.br/vceaquim/tododia/14.asp>>. Acesso em: 5 jul. 2010. (Adapt.)

11 UFPB As três substâncias citadas no texto, cloreto de potássio, sulfato de amônio e nitrato de potássio

- (a) são compostos iônicos.
- (b) são compostos moleculares.
- (c) são compostos metálicos.
- (d) apresentam íons poliatômicos.
- (e) apresentam ligações covalentes múltiplas.

12 Unemat-MT Considere uma ligação química entre os compostos A e B, de números atômicos 9 e 12, respectivamente, e assinale a afirmativa correta.

- (a) O elemento B é muito eletronegativo.
- (b) A ligação entre eles produzirá o composto B_2A .
- (c) O último elétron do composto A tem configuração $3s^2$.
- (d) O composto B é um halogênio.
- (e) A ligação entre eles será do tipo iônica.

13 Unemat-MT Um aluno quer escrever a fórmula do composto binário que se forma entre o magnésio e o fósforo. Para prever a fórmula, ele seguiu algumas orientações. Assinale a alternativa em que ocorreu erro conceitual na orientação.

- (a) O magnésio está no Grupo 2/2A e forma íons com carga +2.
- (b) O fósforo está no Grupo 15/5A e forma ânions com carga -3.
- (c) Como os compostos são eletricamente neutros, os íons devem se combinar de modo que as cargas se neutralizem.
- (d) São necessários dois íons Mg^{2+} para produzir a carga +6 e três íons P^{3-} para produzir a carga -6.
- (e) O nome do composto binário formado é fosfeto de magnésio.

14 Aman-RJ 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 ($25^\circ C$ e 1 atm).
- V. são pouco solúveis em solventes polares como a água.

Das afirmativas apresentadas estão corretas apenas

- (a) II, IV e V.
- (b) II, III e IV.
- (c) I, III e V.
- (d) I, IV e V.
- (e) I, II e III.

15 IF Sul-RS 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.
- (b) Metálica.
- (c) Covalente dativa.
- (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.
- (b) Apenas II.
- (c) Apenas III.
- (d) Apenas I e III.
- (e) I, II e 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 consideradas 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-PR 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-RS 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.
- (b) Na e Cl.
- (c) Fe e O.
- (d) F e Xe.
- (e) C e Si.

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.
- (b) 2 e 3.
- (c) 3 e 6.
- (d) 3 e 2.
- (e) 3 e 4.

23 UFG-GO 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
- (b) Ba_2Br_3
- (c) Ba_2Br
- (d) $BaBr_3$
- (e) $BaBr_2$

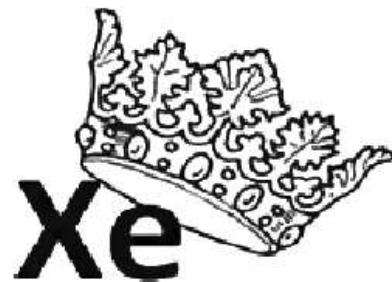
24 CFTRJ 2014 O elemento químico X apresenta subnível mais energético igual a $6s^2$. Esse elemento químico, ao reagir com o elemento químico Y, contendo os subníveis $4s^24p^5$ na camada de valência, formará um composto que terá a seguinte fórmula química e tipo de ligação:

- (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_3B .

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 .



Disponível em: <<http://blog.educacional.com.br/cienciasca-fins/2012/05/23/nobreza-perdida>>. Acesso em: 25 jun. 2012.

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 cátion Cl^{1+} .

28 UFSJ-MG 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-RJ 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-SC 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-RS 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.

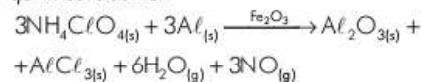
- (a) TiO_2 – iônico – não metal
- (b) Ti_2O – molecular – não metal
- (c) TiO_2 – iônico – metal
- (d) Ti_2O – iônico – não metal
- (e) TiO_2 – molecular – metal

32 UFSM-RS 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 _____.

- (a) iônica – simples
- (b) molecular – dupla
- (c) macromolecular – simples
- (d) iônica – tripla
- (e) molecular – simples

Texto para a próxima questão:

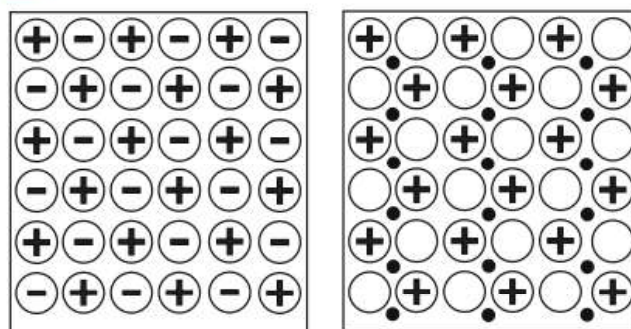
Uma das aplicações dos percloratos é o uso em foguetes de propulsão. O combustível sólido é preparado segundo a equação química abaixo:



33 IFSul-RS 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.

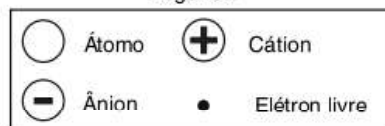
34 UFG-GO 2012 Analise os esquemas a seguir.



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 UFU-MG Considere as alternativas a seguir e assinale a INCORRETA.

- (a) Pode-se obter fios a partir de elementos como ouro e níquel.
- (b) Metais são, em geral, muito resistentes à tração.
- (c) Quando polidas, superfícies metálicas refletem muito bem a luz.
- (d) Em materiais que apresentam ligação metálica, os pontos de fusão são sempre elevados.

36 CPS-SP Os metais, explorados desde a Idade do Bronze, são muito utilizados até hoje, por exemplo, na aeronáutica, na eletrônica, na comunicação, na construção civil e na indústria automobilística.

Sobre os metais, pode-se afirmar que são

- (a) bons condutores de calor e de eletricidade, assim como os não metais.
- (b) materiais que se quebram com facilidade, característica semelhante aos cristais.
- (c) materiais que apresentam baixo ponto de fusão, tornando-se sólidos na temperatura ambiente.
- (d) encontrados facilmente na forma pura ou metálica, sendo misturados a outros metais, formando o mineral.
- (e) maleáveis, transformando-se em lâminas, por exemplo, quando golpeados ou submetidos a rolo compressor.

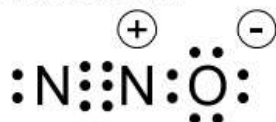
37 CFTRJ 2016 Considere as seguintes afirmativas:

- I. o flúor e o cloro estão no mesmo período da classificação periódica dos elementos.
- II. o magnésio faz parte da família dos metais alcalinoterrosos.
- III. o sódio e o alumínio possuem o mesmo número de elétrons na camada de valência.
- IV. na molécula de CCl_4 as ligações entre o átomo de carbono e os átomos de cloro são do tipo iônica.
- V. uma ligação dupla é uma ligação covalente na qual dois átomos compartilham dois pares de elétrons.

A opção que apresenta as afirmativas corretas é:

- (a) I, III e V
- (b) III, IV e V
- (c) II e V
- (d) I e IV

38 UFJF-MG 2015 O óxido nitroso (N_2O (g)), também conhecido como gás hilariante, foi o primeiro anestésico utilizado em cirurgias. Hoje, também pode ser utilizado na indústria automobilística para aumentar a potência de motores de combustão interna. Abaixo, está representada uma possibilidade da estrutura de Lewis dessa molécula.



De acordo com a fórmula apresentada, marque a opção que descreve CORRETAMENTE as ligações existentes no N_2O .

- (a) Uma ligação iônica e duas ligações covalentes simples.
- (b) Duas ligações covalentes, sendo uma tripla e uma simples.

- (c) Duas ligações covalentes simples.
- (d) Duas ligações iônicas.
- (e) Duas ligações covalentes, sendo uma dupla e uma simples.

39 UPE 2016 Um pedreiro descascou uma coluna que apresentava desgaste e deixou parte das ferragens livres de concreto. Em seguida, aplicou uma solução aquosa de ácido fosfórico (a 90%) para remover a ferrugem (Fe_2O_3) existente. Após um borbulhamento no local, verificou-se a formação de uma camada preta recobrando a superfície do metal.

A substância presente na camada preta é

- (a) iônica.
- (b) metálica.
- (c) diatômica.
- (d) covalente polar.
- (e) covalente apolar.

40 PUC-MG Analise a tabela, que mostra propriedades de três substâncias X, Y e Z, em condições ambientes.

Substância	Temperatura de fusão (°C)	Condutividade elétrica	Solubilidade na água
X	146	nenhuma	solúvel
Y	1.600	elevada	insolúvel
Z	800	só fundido ou dissolvido na água	solúvel

Considerando-se essas informações, é correto afirmar que as substâncias X, Y e Z são, respectivamente:

- (a) iônica, metálica, molecular.
- (b) molecular, iônica, metálica.
- (c) molecular, metálica, iônica.
- (d) iônica, molecular, metálica.

41 Cefet-MG 2014 Na tabela a seguir, estão representadas as energias de ionização de dois elementos X e Y pertencentes ao segundo período do quadro periódico.

Elementos	Energias de Ionização (eV)							
	1ª	2ª	3ª	4ª	5ª	6ª	7ª	8ª
X	5,4	75,6	122,4					
Y	13,6	35,2	54,9	77,4	113,9	138,1	739,1	871,1

A ligação entre X e Y forma uma substância _____ de fórmula _____ e _____.

Os termos que completam, corretamente, as lacunas são

- (a) iônica, X_2Y e elevada temperatura de fusão.
- (b) simples, X_2Y e insolúvel em solventes orgânicos.
- (c) metálica, XY_2 e alta capacidade de conduzir calor.
- (d) molecular, XY_2 e capaz de realizar ligações de hidrogênio.
- (e) composta, X_2Y_2 e condutora de eletricidade em solução aquosa.

- (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-SP 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) $d < 0,154$ nm e $E > 348$ kJ/mol.
 (b) $d < 0,154$ nm e $E < 348$ kJ/mol.
 (c) $d = 0,154$ nm e $E = 348$ kJ/mol.
 (d) $d > 0,154$ nm e $E < 348$ kJ/mol.
 (e) $d > 0,154$ nm e $E > 348$ kJ/mol.

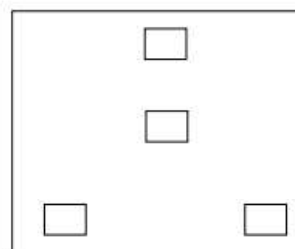
49 UFJF-MG 2016 O nitinol é uma liga metálica incomum, formada pelos metais Ni e Ti, sua principal característica é ser uma liga com memória. Essa liga pode ser suficientemente modificada por ação de alguma força externa e retornar a sua estrutura original em uma determinada faixa de temperatura, conforme 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-SP 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, $\text{C}(\text{NH}_2)_2$, 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-MG 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.

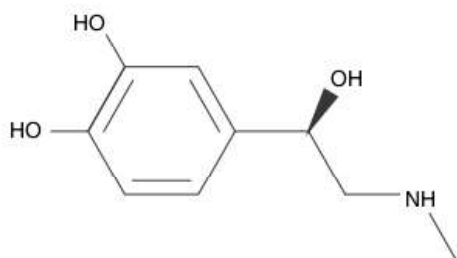
Disponível em: <http://www.ibama.gov.br/phocadownload/noticias_ambientais/laudo_tecnico_preliminar.pdf>. Acesso em: 26 out. 2016.

- Qual o símbolo químico de cada um dos metais descritos acima?
- Análise a distribuição eletrônica mostrada abaixo. A qual elemento químico presente no rejeito ela pertence?
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$
- 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.
- O rejeito de mineração representa uma mistura homogênea ou heterogênea?

Hibridação

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:

- o átomo de nitrogênio está ligado a dois carbonos de configuração sp^3 .
- apresenta ligações covalentes polares e apolares, em sua estrutura.
- os três átomos de oxigênio estão ligados a carbonos e hidrogênios por meio de ligações covalentes polares.
- possui 17 ligações sigma (σ) e três ligações pi (π).
- 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 ($1s^2 2s^2 2p^2$).

- Qual processo necessário deve ocorrer para que o carbono atenda ao primeiro postulado de Kekulé?
- Explique esse processo.

54 PUC-RJ Tal como o CO_2 , o CH_4 também causa o efeito estufa, absorvendo parte da radiação infravermelha que seria refletida da Terra para o espaço. Esta absorção deve-se à estrutura das suas moléculas que, no caso destes dois compostos, apresentam, respectivamente, ligações:

Dado: números atômicos: H = 1; C = 6; O = 8.

- π e σ (s).
- π e σ ($s-sp^3$).
- π e σ (s-p).
- σ (s e π).
- σ ($s-sp^3$) e π .

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:

- os nanotubos de carbono são formados por ligações entre carbonos sp^2 similares àquelas da grafite.
- 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.
- a grafite, que apresenta carbono com hibridização sp , não conduz eletricidade.
- o termo “carbono amorfo” é usado para designar formas de carbono, como a fuligem e o carvão, que não apresentam estrutura cristalina.
- 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 UFRN Enquanto Rivaldo estudava, sua irmã Rinete, perto da mesa, lavava a janela do quarto. Infelizmente, sem que notassem, respingou água sanitária sobre o livro de Química. Uma certa frase desse livro, atingida por algumas gotas da solução, teve então três palavras completamente apagadas. Essas três palavras encontram-se representadas por três reticências entre colchetes, na frase a seguir:

“No acetileno (C_2H_2), molécula de geometria [...], o carbono forma, com outro carbono, duas ligações [...], devido à hibridização do tipo [...].”

Então, Rivaldo identificou corretamente as três palavras apagadas pela água sanitária, como sendo, respectivamente:

- linear, sigma, sp .
- linear, pi, sp .
- angular, sigma, sp^3 .
- angular, pi, sp^2 .

Geometria molecular

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		-

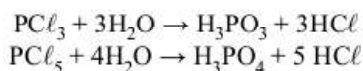
57 Uerj 2014 O nitrato, íon de geometria trigonal plana, serve como fonte de nitrogênio para as bactérias. Observe as seguintes fórmulas estruturais:



A fórmula que corresponde ao íon nitrato está identificada pelo seguinte número:

- (a) I
- (b) II
- (c) III
- (d) IV

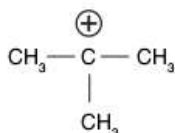
58 Ime-RJ 2013 Dadas as reações:



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 (HPO₃²⁻) possuem geometria tetraédrica.
- (e) O pentacloreto de fósforo gasoso é um composto iônico.

59 UEG-GO 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.

60 UEM-PR Assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

- 01 Um elemento de número atômico 12 apresentará, no estado iônico, +2 como carga mais provável.
- 02 Tanto cátions quanto ânions apresentarão raio iônico menor que o raio atômico de seu átomo neutro correspondente.
- 04 Um elemento de número atômico 9 formará ligação iônica com um elemento de número atômico 11, enquanto que

um elemento de número atômico 8 formará uma ligação covalente com um elemento de número atômico 15.

- 08 Metais puros, ligas metálicas e sólidos iônicos são ótimos condutores de eletricidade no estado sólido.
- 16 Por apresentarem o mesmo número de átomos, as moléculas de CO₂, SO₂ e ClO₂ possuem a mesma geometria molecular.

Soma =

61 PUC-RJ A maior aplicação industrial da hidrazina, N₂H₄, é a remoção de O₂ de águas de caldeiras. A reação que representa este processo é:



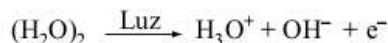
No que diz respeito às espécies químicas envolvidas no processo como reagentes e produtos, bem como aos elementos que as constituem, podemos afirmar que:

- (a) o elemento N pertence ao grupo dos gases nobres.
- (b) o elemento N pertence ao primeiro período da tabela periódica.
- (c) o elemento H tem estrutura eletrônica 1s².
- (d) todas as espécies químicas são substâncias compostas.
- (e) a molécula de H₂ apresenta geometria linear.

62 UFRGS O quadro a seguir apresenta a estrutura geométrica e a polaridade de várias moléculas, segundo a Teoria da repulsão dos pares de elétrons de valência. Assinale a alternativa em que a relação proposta está incorreta.

	Molecular	Geometria	Popularidade
(a)	SO ₂	angular	polar
(b)	CO ₂	linear	apolar
(c)	NH ₃	piramidal	polar
(d)	NO ₂	angular	polar
(e)	CH ₃ F	piramidal	apolar

69 CFTCE Ao aproximar-se do Sol, um cometa é aquecido, liberando água, íons e outras moléculas. Uma reação que pode ser utilizada para explicar o aparecimento de grande quantidade de H_3O^+ , durante esse fenômeno, é:



Com base nessas informações e nos conceitos relacionados às ligações químicas, podemos afirmar corretamente que a geometria prevista para o cátion da reação acima é:

Dados: ${}^1_1\text{H}$; ${}^{16}_8\text{O}$.

- (a) trigonal plana.
- (b) tetraédrica.
- (c) linear.
- (d) piramidal.
- (e) bipirâmide trigonal.

Polaridade

70 UEM-PR 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 N_2 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 (CH_2Cl_2) as ligações carbono-hidrogênio apresentam o mesmo sentido e a mesma intensidade que as ligações carbono-cloro.
- 08 A molécula de CO_2 possui ligação covalente polar e o vetor momento de dipolo resultante na molécula é nulo.
- 16 Na molécula de NO_2 os átomos compartilham elétrons e cada átomo fica com oito elétrons na camada de valência.

Soma =

71 UEPG-PR 2016 Sobre ligações covalentes e iônicas, assinale o que for correto.

- 01 H_2O e o HCl possuem ligações covalentes de caráter polar.
- 02 HF e o Cl_2 possuem ligações covalentes de caráter apolar.
- 04 KBr e o CaCl_2 possuem ligações tipicamente iônicas.
- 08 MgCl_2 possui caráter iônico superior ao NaCl .
- 16 PCl_3 possui menor caráter covalente que o SCl_2 .

Soma =

72 PUC-RJ 2015 O flúor é um elemento de número atômico 9 e possui apenas um isótopo natural, o ${}^{19}\text{F}$. 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, F_2 , se tem uma ligação covalente polar.
- (e) na molécula do ácido fluorídrico, HF , o flúor é mais eletronegativo que o hidrogênio.

73 UEPG-PR 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)

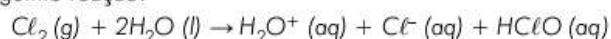
- I. H_2S
- II. O_2
- III. CaCl_2
- IV. KI

- 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 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, que reage com o OH^- formando o precipitado $\text{Al}(\text{OH})_3$. 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-MG 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-PR 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-MG 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. (d) linear e apolar.
- (b) angular e apolar. (e) trigonal planar e apolar.
- (c) linear e polar.

79 UFJF-MG 2012 Há duas características que podem definir se uma molécula é ou não polar: a diferença de eletronegatividade 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-SP 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 CFTMG 2012 A relação entre a molécula, sua geometria e sua polaridade está representada corretamente em:

- (a) CCl_4 , tetraédrica e polar.
- (b) PBr_3 , piramidal e apolar.
- (c) BeF_2 , angular e polar.
- (d) CO_2 , linear e apolar.

82 UEM-PR 2012 Assinale o que for correto.

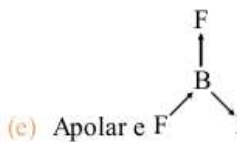
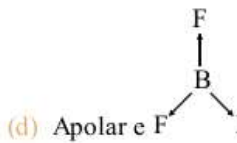
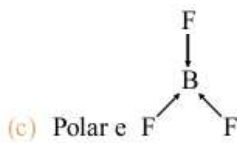
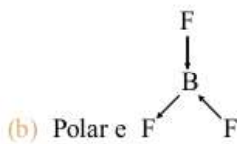
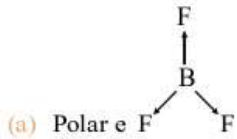
- 01 No diamante e no grafite, as ligações químicas predominantes são do tipo molecular e iônica, respectivamente.
- 02 No estado sólido, um composto molecular apresenta baixa condutividade térmica, quando comparado a compostos metálicos.
- 04 Uma molécula covalente de fórmula A_2B , cujo átomo central 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 H-O-H e H-S-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 UFPB Durante e após atividades físicas, um atleta deve se hidratar para repor a perda de água e sais minerais. A respeito da água, identifique as afirmativas corretas:

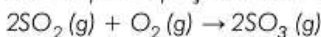
- A molécula da água apresenta dois pares de elétrons ligantes.
- A molécula da água apresenta dois pares de elétrons não ligantes.
- A molécula da água apresenta geometria angular.
- A molécula da água apresenta momento dipolar igual a zero.
- A molécula da água é apolar.

84 UFG-GO 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.



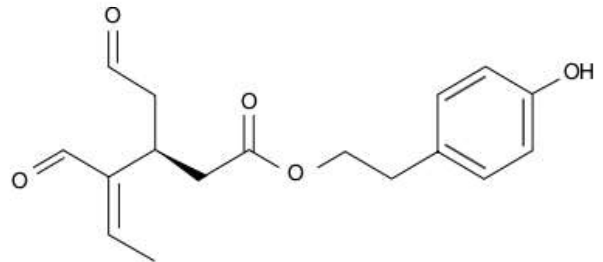
85 UEL-PR Com relação às moléculas citadas no texto, é correto afirmar:

- (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.

86 Uninove-SP 2016 O oleocantal é isolado a partir do azeite de oliva extravirgem, é responsável pelo sabor pungente desse tipo de azeite e possui atividade biológica análoga à de agentes anti-inflamatórios.

(Journal of Chemical Education, 2014.)



- a) Qual tipo de ligação química une os átomos constituintes da molécula de oleocantal?
- b) Com base na estrutura apresentada, classifique o oleocantal como substância polar ou apolar. Justifique sua classificação.

87 CFTCE Os elementos genéricos A, B, C e D, de números atômicos 1, 9, 11 e 17, respectivamente, combinam-se entre si, formando os compostos AD, CB, CA e DD. Os tipos de ligações formadas são, nessa ordem:

- (a) covalente polar, iônica, covalente polar, iônica.
- (b) covalente apolar, covalente polar, iônica, metálica.
- (c) iônica, covalente apolar, covalente polar, covalente apolar.
- (d) covalente polar, iônica, iônica, covalente apolar.
- (e) iônica, covalente polar, iônica, covalente polar.

88 UFSC Considere a tabela a seguir e selecione a(s) proposição(ões) que relaciona(m) corretamente a forma geométrica e a polaridade das substâncias citadas.

Fórmula	CO_2	H_2O	NH_3	CCl_4
Momento dipolar resultante (μ_R)	$\mu_R = 0$	$\mu_R \neq 0$	$\mu_R \neq 0$	$\mu_R = 0$

- 01 H_2O : angular e polar.
- 02 CO_2 : linear e apolar.
- 04 CCl_4 : trigonal e polar.
- 08 NH_3 : piramidal e polar.
- 16 CCl_4 : tetraédrica e apolar.

Soma =

89 UFRGS Considere as afirmações a seguir a respeito da relação entre polaridade e geometria molecular de algumas substâncias.

- I. A molécula do CO_2 apresenta geometria linear e não sofre deflexão num campo elétrico.
- II. A geometria angular da molécula do ozônio contribui para seu caráter polar.
- III. A estrutura piramidal da molécula do metano justifica a propriedade de ser um composto polar.
- IV. A molécula da amônia apresenta caráter polar e estrutura planar.

Quais estão corretas?

- (a) Apenas I e II.
- (b) Apenas I e III.
- (c) Apenas II e IV.
- (d) Apenas III e IV.
- (e) Apenas I, II e III.

90 UFC-CE 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 bacteriana, 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.

91 CFTMG 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.

93 CFTCE Considerando os seguintes elementos: hidrogênio ($Z = 1$), sódio ($Z = 11$), carbono ($Z = 6$) e enxofre ($Z = 16$), é correto afirmar que:

- (a) a ligação formada entre átomos de carbono e enxofre é iônica.
- (b) a ligação formada entre hidrogênio e sódio é covalente.
- (c) o composto formado por hidrogênio e enxofre tem fórmula molecular S_2H .
- (d) o composto formado por sódio e enxofre é sólido em condição ambiente.
- (e) o composto CH_4 , formado entre carbono e hidrogênio, é polar.

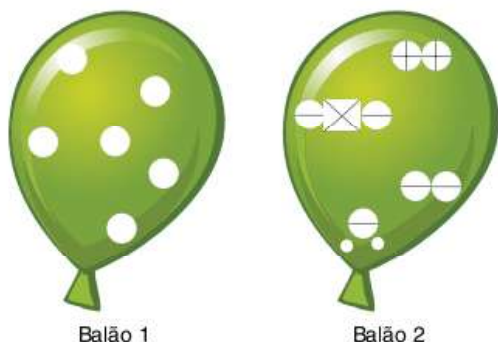
94 UFC-CE Fugir da poluição das grandes cidades, buscando ar puro em cidades serranas consideradas oásis em meio à fumaça, pode não ter o efeito desejado. Resultados recentes obtidos por pesquisadores brasileiros mostraram que, em consequência do movimento das massas de ar, dióxido de enxofre (SO_2) e dióxido de nitrogênio (NO_2) 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, sp^3 .
- (b) Tetraédrica; apolar, sp^3 .
- (c) Angular; apolar, sp^2 .
- (d) Angular; polar, sp^2 .
- (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 CH_4 , com 4 elétrons na camada de valência, possui estrutura tetraédrica.
- (b) o composto CHCl_3 é uma substância polar, e o benzeno (C_6H_6) 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 CX_4 , onde X representa um halogênio.
- (e) o carbono 12 (C^{12}) possui 12 prótons no seu núcleo.

96 UFRJ Uma festa de aniversário foi decorada com dois tipos de balões. Diferentes componentes gasosos foram usados para encher cada tipo de balão. As figuras observadas representam as substâncias presentes no interior de cada balão.



- O elemento X, que aparece no balão 2, está localizado no 2º período, grupo 14. Um de seus isótopos apresenta 8 nêutrons. Calcule o número de massa desse isótopo.
- Identifique, no balão 2, as moléculas que apresentam ligações do tipo polar e as moléculas que apresentam ligações do tipo apolar.

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

- Com base nessas informações, forneça a fórmula estrutural e indique o momento dipolar resultante para a molécula de água.
- 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.

Atrações intermoleculares

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.

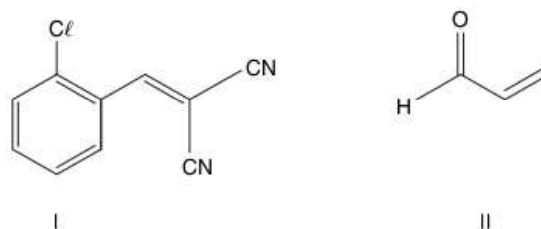
- A ligação química entre oxigênio e hidrogênio, no metanol, é covalente, sigma, apolar.

- 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.

99 Udesc 2012 As principais forças intermoleculares presentes na mistura de NaCl em água; na substância acetona (CH₃COCH₃) e na mistura de etanol (CH₃CH₂OH) em água são, respectivamente:

- dipolo-dipolo; dipolo-dipolo; ligação de hidrogênio.
- dipolo-dipolo; íon-dipolo; ligação de hidrogênio.
- ligação de hidrogênio; íon-dipolo; dipolo-dipolo.
- íon-dipolo; dipolo-dipolo; ligação de hidrogênio.
- íon-dipolo; ligação de hidrogênio; dipolo-dipolo.

100 FGV-SP 2012 Algumas substâncias químicas consideradas de baixa toxicidade são empregadas pela polícia na forma de *sprays* de soluções aquosas para conter manifestações violentas e brigas de torcidas em jogos de futebol em estádios, pois irritam os olhos, causando cegueira temporária. Entre essas substâncias, estão os gases lacrimogêneos e *sprays* de pimenta.



Gases lacrimogêneos



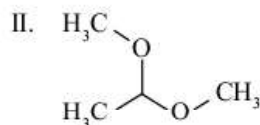
Spray de pimenta

As principais forças intermoleculares que ocorrem nas interações das substâncias I, II e III com a água são, respectivamente:

- dipolo-dipolo; dipolo-dipolo; ligação de hidrogênio.
- dipolo-dipolo; ligação de hidrogênio; dipolo-dipolo.
- dipolo-induzido; ligação de hidrogênio; dipolo-dipolo.
- dipolo-induzido; dipolo-dipolo; ligação de hidrogênio.
- ligação de hidrogênio; dipolo-induzido; ligação de hidrogênio.

101 UFTM-MG Compostos orgânicos contendo halogênios, oxigênio ou nitrogênio podem ser produzidos a partir de hidrocarbonetos, e são empregados em processos industriais como matéria-prima ou solventes.

Considerando os compostos, em estado líquido,



as principais interações intermoleculares que ocorrem em cada um deles são, respectivamente,

- (a) dipolo-dipolo; ligação de hidrogênio; dipolo-dipolo.
- (b) dipolo-dipolo; dipolo-dipolo; ligação de hidrogênio.
- (c) ligação de hidrogênio; dipolo-dipolo; dipolo-dipolo.
- (d) ligação de hidrogênio, dipolo-dipolo, ligação de hidrogênio.
- (e) ligação de hidrogênio, ligação de hidrogênio, dipolo-dipolo.

102 FGV-SP Considere as interações que podem ocorrer entre duas substâncias quaisquer dentre as representadas na tabela.

I	iodo
II	água
III	etanol
IV	ciclo-hexano

Forças intermoleculares do tipo ligações de hidrogênio podem ocorrer na interação das substâncias:

- (a) I e II.
- (b) I e III.
- (c) II e III.
- (d) II e IV.
- (e) III e IV.

103 UEPG-PR 2016 Os átomos dos elementos Na ($Z = 11$), O ($Z = 8$) e H ($Z = 1$) combinam-se formando compostos. Sobre o assunto, assinale o que for correto.

- 01 Dois átomos de H podem ligar-se a um átomo de O, formando uma molécula com geometria linear.
- 02 A ligação química existente entre O e H, no composto NaOH, é uma ligação covalente.
- 04 Átomos de Na e H formam uma ligação covalente no composto NaH.
- 08 A ligação química existente entre Na e O no composto Na_2O é do tipo iônica.
- 16 No composto NaOH, a força intermolecular é do tipo dipolo instantâneo-dipolo induzido ou dispersão de London.

Soma =

104 Fepar-PR 2016 Pela análise de amostras de seis meteoritos marcianos, cientistas descobriram que todos continham metano, o que mantém a possibilidade de haver sinais de vida em Marte. O metano pode ser usado como fonte de energia (alimento) para formas primitivas de vida na superfície marciana, pois há micróbios na Terra que fazem isso. 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-PR 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-PR 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-PR 2015 Os gases dióxido de carbono (CO₂) e oxigênio (O₂) fazem parte do processo de respiração celular. Sobre esse tema, assinale o que for **correto**.

- 01 Na molécula de CO₂, 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 CO₂ apresentam forças intermoleculares do tipo dipolo permanente-dipolo permanente.

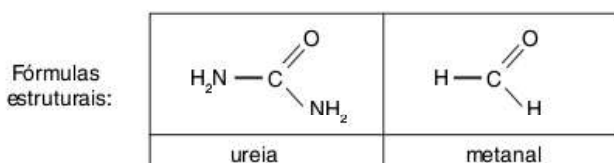
Soma =

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-contradulteracao-de-leite-no-rs.html>>. Acesso em: 24 ago. 2013. (Adapt.)

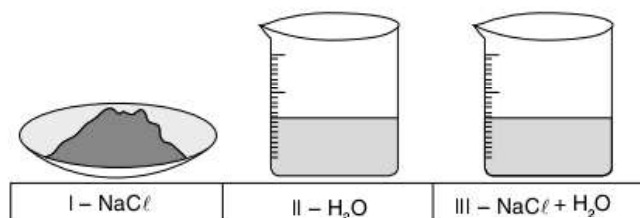


Assinale a(s) proposição(ões) **CORRETA(S)**.

- 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 =

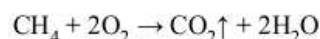
110 UFG-GO 2012 Têm-se dois sistemas homogêneos, cloreto de sódio e água, que, ao serem misturados, formam um terceiro sistema homogêneo, conforme esquema abaixo.



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-PR 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.



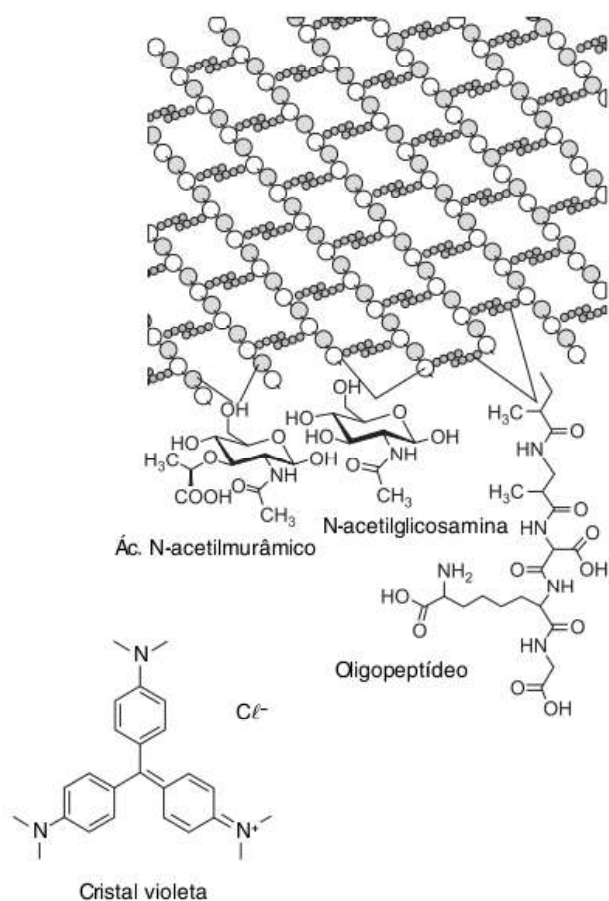
- 01 É uma reação de combustão parcial envolvendo transferência de elétrons.
- 02 O reagente metano é um composto onde as ligações intermoleculares são do tipo ligações (pontes) de hidrogênio.
- 04 Os reagentes e os produtos são compostos covalentes.

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 hexametilparaoanilina), que interage com o peptidoglicano. A adição de iodeto 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-SP 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 CFTMG Considere os fenômenos representados a seguir.

- I. $I_{2(s)} \rightarrow I_{2(g)}$
- II. $BaS_{(s)} \rightarrow BaS_{(l)}$
- III. $NaCl_{(s)} \rightarrow NaCl_{(aq)}$
- IV. $SO_{2(g)} \rightarrow SO_{2(aq)}$

Há quebra de ligações interatômicas e intermoleculares apenas em:

- (a) I.
- (b) II.
- (c) III.
- (d) IV.

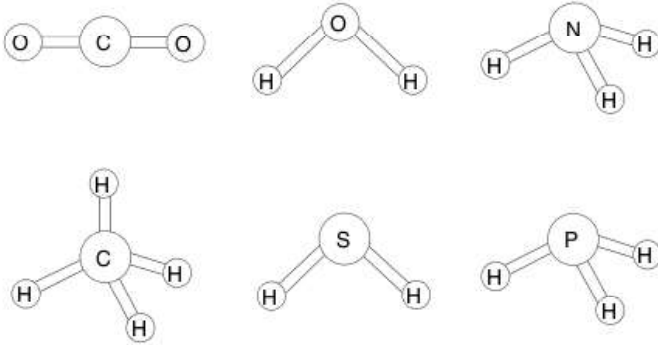
115 UFRN O metano (CH_4) é uma substância constituinte do gás natural, utilizado como combustível para a produção de energia.

Nas condições do ambiente (a 25 °C e pressão de 1,0 atm), o metano se apresenta no estado gasoso, pois suas moléculas e suas interações são, respectivamente:

Tipos de moléculas	Tipos de interação
(a) apolares	Dipolo instantâneo – dipolo induzido
(b) polares	Dipolo – dipolo
(c) apolares	Dipolo – dipolo
(d) polares	Dipolo instantâneo – dipolo induzido

116 FGV-SP O conhecimento das estruturas das moléculas é um assunto bastante relevante, já que as formas das moléculas determinam propriedades das substâncias como odor, sabor, coloração e solubilidade.

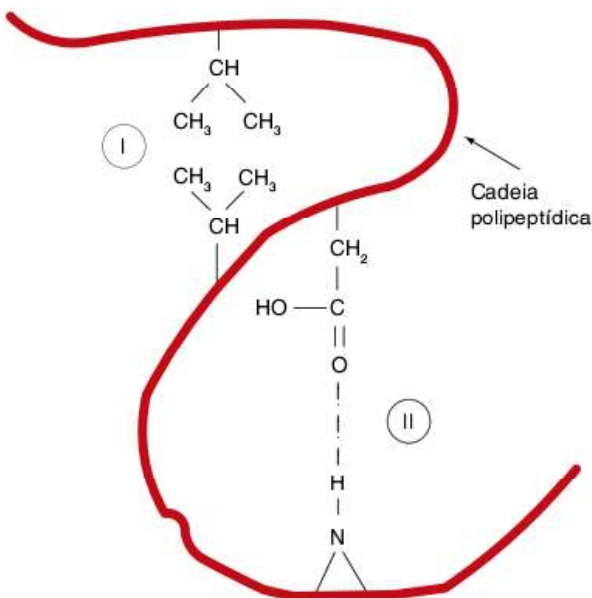
As figuras apresentam as estruturas das moléculas CO_2 , H_2O , NH_3 , CH_4 , H_2S e PH_3 .



Quanto às forças intermoleculares, a molécula que forma ligações de hidrogênio (pontes de hidrogênio) com a água é:

- (a) H_2S
- (b) CH_4
- (c) NH_3
- (d) PH_3
- (e) CO_2

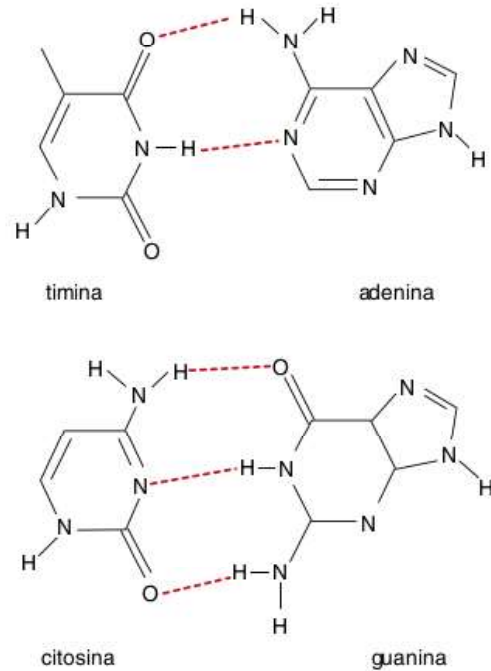
117 PUC-RS Quando uma célula produz uma proteína, a cadeia de polipeptídeo dobra-se espontaneamente para assumir certa forma. Um dos dobramentos dessa cadeia polipeptídica envolve várias forças de interação entre várias cadeias laterais de aminoácidos, conforme exemplificado no esquema a seguir.



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 Uerj No esquema a seguir, estão representadas, na forma de linhas pontilhadas, determinadas interações intermoleculares entre as bases nitrogenadas presentes na molécula de DNA – timina, adenina, citosina e guanina.



As interações representadas entre a timina e a adenina, e entre a citosina e a guanina, são do tipo:

- (a) iônica.
- (b) metálica.
- (c) dipolo-dipolo.
- (d) ligação de hidrogênio.

119 UFPE Sobre as moléculas NH_3 , BF_3 e CH_4 , podemos afirmar que:

1. por se tratar de moléculas heteroatômicas assimétricas, todas são polares.
2. a molécula BF_3 deve ser plana, pois o elemento B apresenta uma hibridização do tipo sp^2 .
3. as moléculas NH_3 e CH_4 apresentam pontes de hidrogênio devido à presença de H em sua estrutura.

Está(ão) correta(s) apenas:

- (a) 1.
- (b) 2.
- (c) 3.
- (d) 1 e 3.
- (e) 2 e 3.

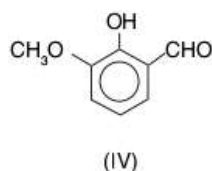
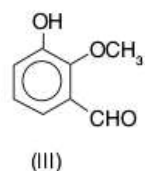
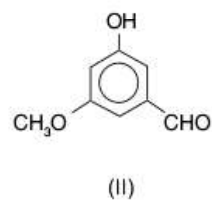
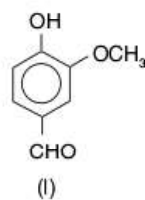
120 Unirio [...] o Corpo de Bombeiros de José Bonifácio, a 40 km de São José do Rio Preto, interior de São Paulo, foi acionado por funcionários do frigorífico Minerva. O motivo foi um vazamento de amônia.

Disponível em: <www.globonews.globo.com>.

A amônia (NH_3) é um gás à temperatura ambiente. Nesta temperatura suas moléculas estão pouco agregadas e, no estado líquido, elas estão mais próximas umas das outras. Assinale a opção que indica a interação existente entre suas moléculas no estado líquido.

- (a) ligação de hidrogênio
- (b) dipolo – dipolo
- (c) dipolo – dipolo induzido
- (d) dipolo induzido – dipolo induzido
- (e) íon – dipolo

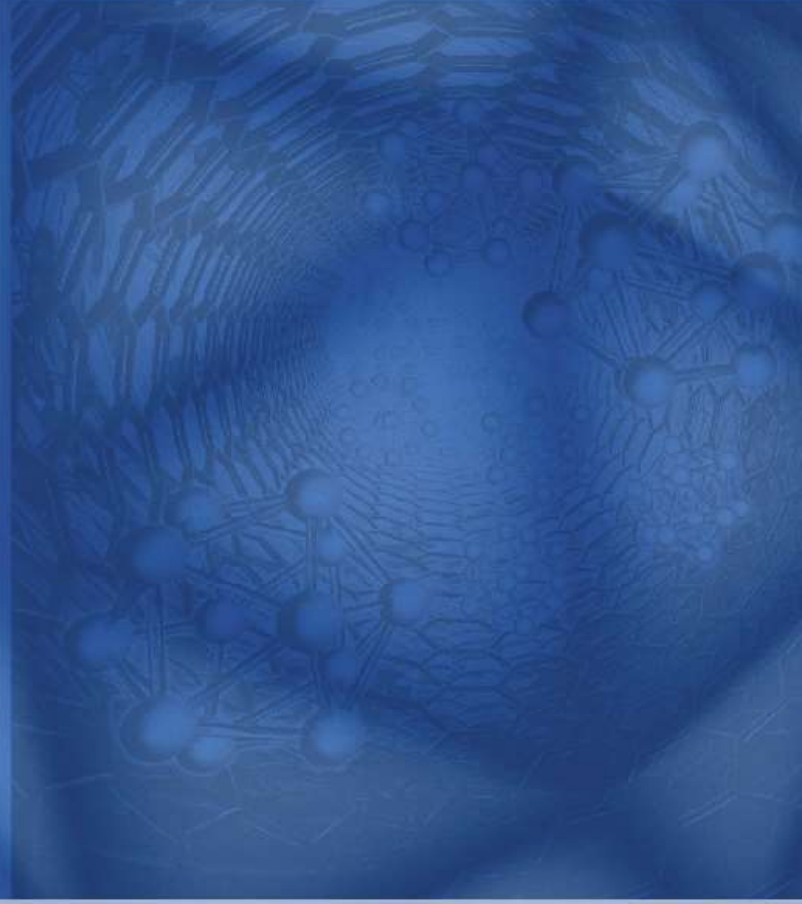
121 UFMG A estrutura I representa a vanilina, molécula responsável pelo aroma da baunilha, e as estruturas II, III e IV representam três de seus isômeros.



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



1

FRENTE 2

Estados físicos e suas mudanças



© ELENA ZARUBINA / DRAGSTINE.COM

A água pode se apresentar de várias formas, como os gêiseres. Com as outras substâncias ou misturas, ocorre o mesmo? Por quê?

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 com uma seringa. Se confinarmos uma quantidade de gás no seu interior, 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.

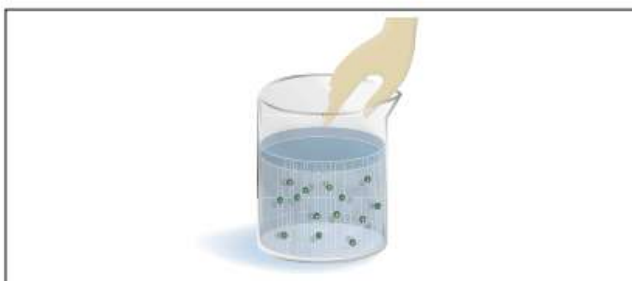


Fig. 3 Vapor: forma e volume variáveis.

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:

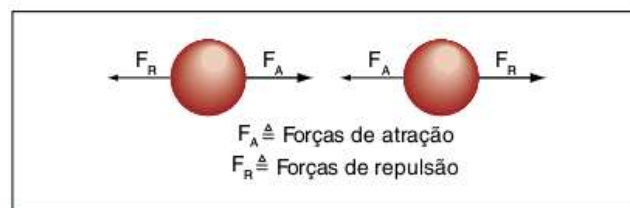


Fig. 4 Forças atrativas e repulsivas em pares de moléculas.

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:

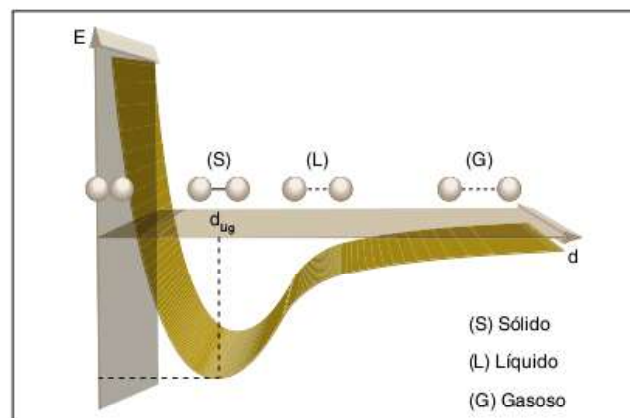


Fig. 5 Poço de energia para os três estados da matéria; energia potencial, em função da distância.

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. É aí que as forças de atração se equiparam às de repulsão. Esquemáticamente, temos:

	Forma	Volume	Forças
Sólido	Definida	Definido	$F_A > F_R$
Líquido	Variável	Definido	$F_A \sim F_R$
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:

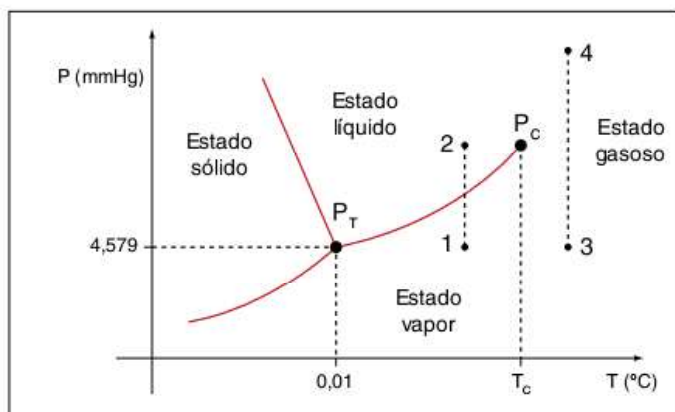


Fig. 6 Diagrama de estados para a água.

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 $1 \rightarrow 2$, que representa uma compressão isotérmica, o gás passa do estado gasoso para o estado líquido. Já pelo caminho $3 \rightarrow 4$, 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 o gás antes da T_C de vapor.

Em certos casos, a diferença entre líquidos e sólidos torna-se extremamente difícil, 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 altíssima viscosidade. 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 chamam 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:

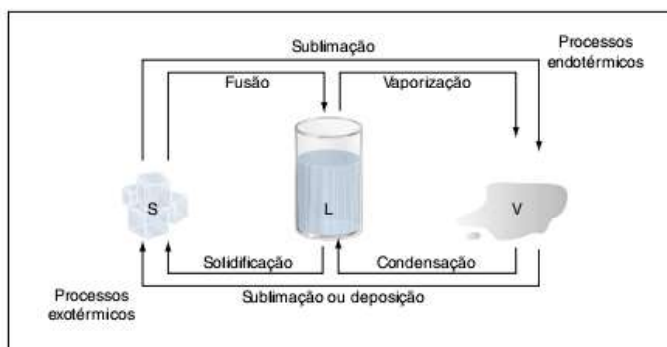


Fig. 7 Mudanças de estado.

Como podemos observar, existe a passagem direta do estado sólido para o estado de vapor sem passar pelo estado líquido, o que se chama sublimação. Então, nem sempre é adequado mencionar o estado líquido como um intermediário entre o sólido e o vapor. Podemos citar, como substâncias que sublimam: a naftalina, o gás carbônico e o iodo. No caso da naftalina, podemos comprovar essa mudança de estado com a seguinte experiência:

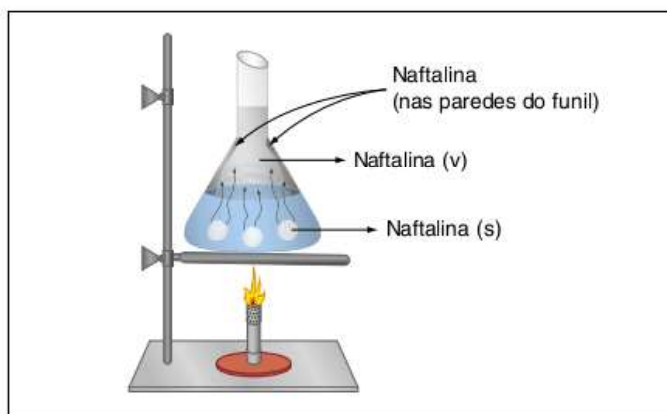


Fig. 8 Sublimação da naftalina.

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 a fumaça que vemos nos *shows de rock*.

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:

$$\text{Vaporização} \begin{cases} \text{Evaporação} & T < T_e \\ \text{Ebulição} & T = T_e \\ \text{Calefação} & T > T_e \end{cases}$$

Vale ressaltar que isso é para uma 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 uma lata de refrigerante “sua”. 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).

Observação: À pressão de 1 atm, o gelo seco sublima a -78 °C e, por isso, em contato com a pele, queima.

Substância pura versus mistura

É absolutamente 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:

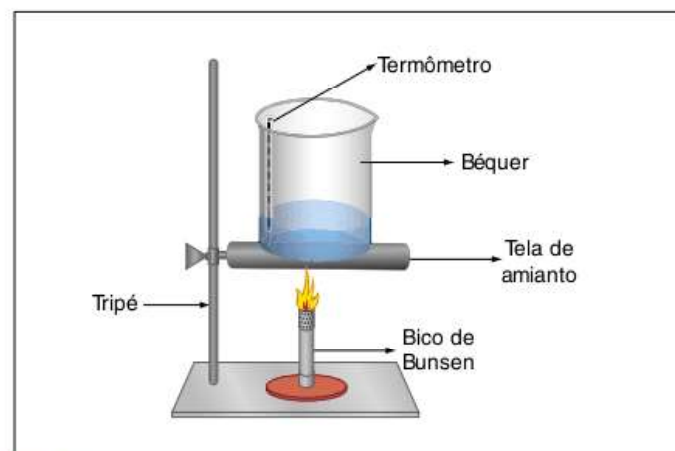


Fig. 10 Montagem experimental para o aquecimento de substâncias.

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.

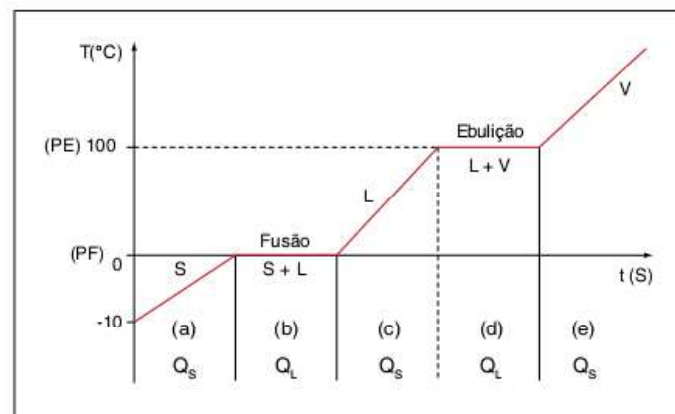


Fig. 11 Curva de aquecimento para o experimento 1.

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, a saber:

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, toda a energia absorvida pelo sistema será utilizada (para substâncias puras) 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, como indicado.

Trecho (c): agora o sistema já se encontra totalmente no estado líquido e, então, 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, 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 as curvas de resfriamento ilustram muito bem o fenômeno descrito, como as curvas de aquecimento.

Confrontando ambas, teríamos:

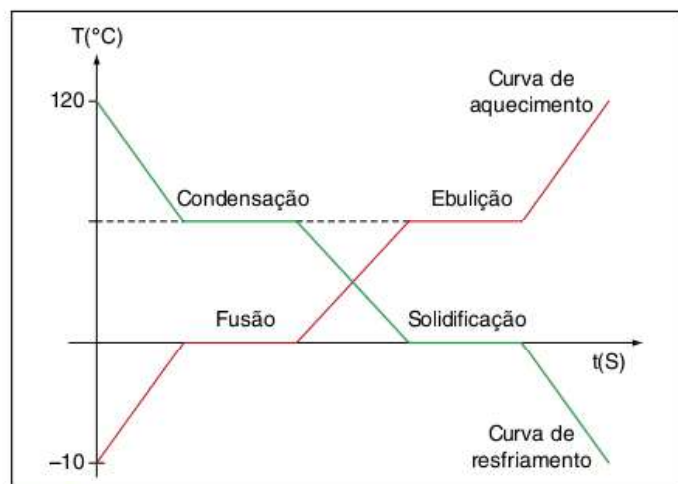


Fig. 12 Comparação entre uma curva de aquecimento com sua respectiva curva de resfriamento.

Note que a temperatura de condensação é a mesma temperatura de ebulição, o mesmo ocorrendo com a fusão e solidificação.

ATENÇÃO!

$Q_s \triangleq$ calor sensível, responsável pelo aumento de temperatura.

$Q_L \triangleq$ calor latente, responsável pela mudança de estado do sistema.

Para o experimento 2, temos o seguinte gráfico de aquecimento:

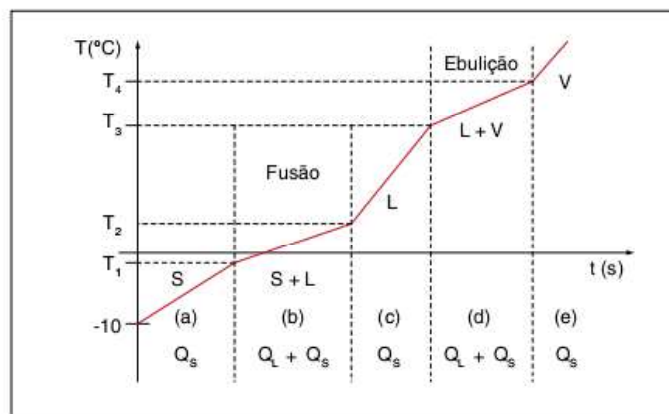


Fig. 13 Curva de aquecimento para o experimento 2.

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 utilizamos 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 $\left\{ \begin{array}{l} \text{Temperatura de fusão (PF)} \\ \text{Temperatura de ebulição (PE)} \end{array} \right.$

Mistura:

Não tem patamares $\left\{ \begin{array}{l} \text{Faixa de fusão} \\ \text{Faixa de ebulição} \end{array} \right.$

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 muito fácil 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, temos alguns problemas com certos tipos de misturas especiais, como a solda e o álcool de supermercado. Os gráficos de aquecimento de ambos são mostrados a seguir.

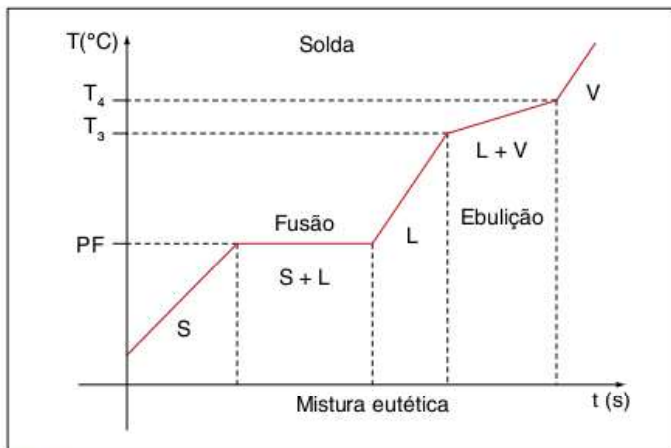


Fig. 14 Curva de aquecimento de mistura eutética.

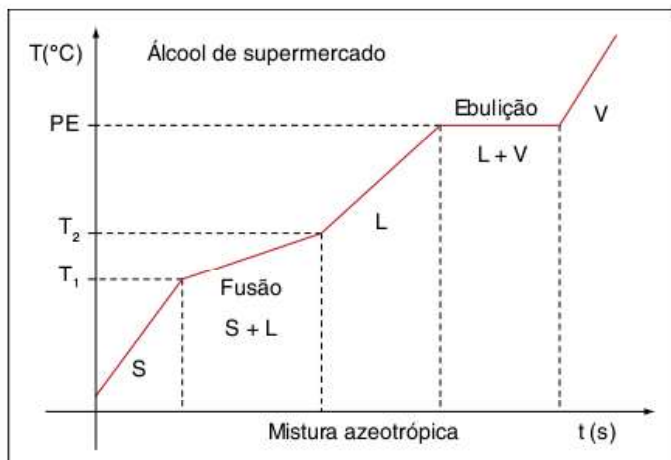


Fig. 15 Curva de aquecimento de mistura azeotrópica.

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.

Observação: Substâncias miscíveis entre si são aquelas que se misturam por dissolução total.

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:

- No lançamento do combustível alternativo genuinamente brasileiro, o álcool de cana-de-açúcar, vários donos de postos de combustíveis adulteravam o produto adicionando água ao sistema, já que as duas substâncias são miscíveis entre si. Para controlar a fraude dos postos, o governo instalou “aparelhos” medidores da densidade do álcool, como esquematizado na figura 16:

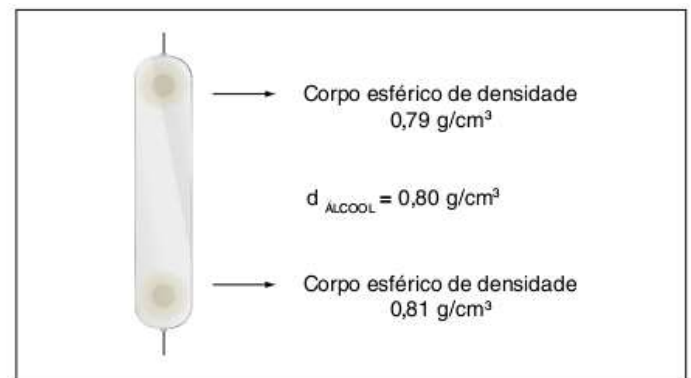


Fig. 16 Densímetro especial para álcool combustível.

Quando uma bola estava acima e a outra abaixo do combustível, o combustível 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 pirita, pode ser facilmente diferenciado do ouro verdadeiro porque suas densidades diferem aproximadamente em 300%.
- A urina pode ser um meio de detectar diabetes, já que a densidade da urina em uma pessoa comum varia entre $1,01$ e $1,02 \text{ g/cm}^3$, enquanto, em um diabético, a densidade da urina é de, aproximadamente, $1,06 \text{ g/cm}^3$.

- 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 “sua impressão digital” que as distinguem. Essas “impressões” são o Ponto de Fusão (PF), o Ponto de Ebulição (PE) e a densidade, que são conjuntos inconfundíveis 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 de **heterogêneo** e quando possui apenas **uma fase** é chamado **homogêneo**.

ATENÇÃO!

Sistema $\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ fase} \rightarrow \text{homogêneo ou monofásico.} \\ 2 \text{ ou mais fases} \rightarrow \text{heterogêneo ou} \\ \text{bifásico, trifásico ou polifásico,} \\ \text{conforme o número de fases.} \end{array} \right.$

Um problema muito comum está em contar uma mesma fase várias vezes, já que esta pode estar fragmentada. Este é um erro gravíssimo, frequentemente cometido pelos alunos. O caso mais conhecido é o da água e do gelo. Veja no esquema da figura 19:

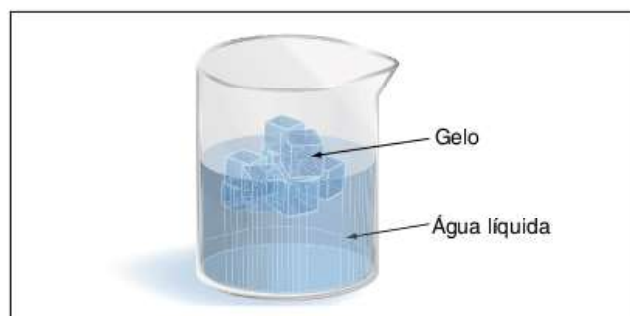


Fig. 19 Sistema bifásico.

Este é um sistema bifásico, em que água líquida é a primeira fase e água sólida, a segunda. Contar os cubos de gelo é tão absurdo quanto contar os grãos de areia mostrados anteriormente no sistema 2.

Algumas regras práticas ajudam a determinar se o sistema é homogêneo ou heterogêneo. Veja:

- 1º 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.
- 2º 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. Para que você se sinta mais seguro, veja as principais ligas metálicas a seguir.

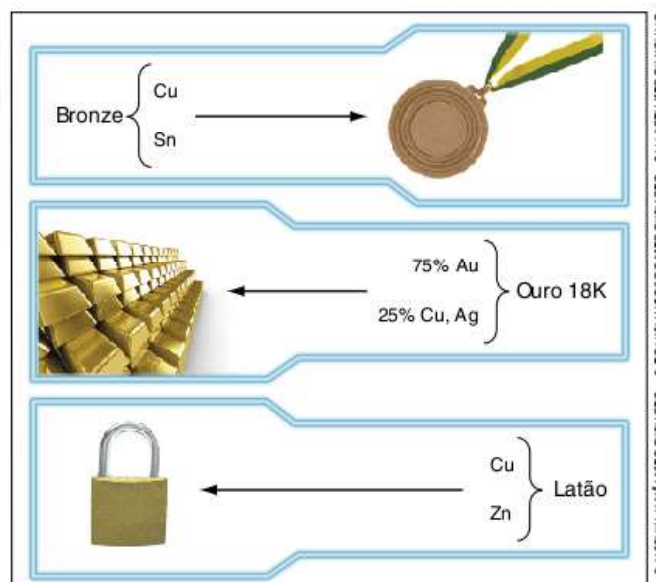


Fig. 20 Bronze, ouro e latão.

- 3º Misturas entre líquidos podem ser homogêneas ou heterogêneas. Essa análise só poderá ser feita por meio da polaridade das substâncias.

Nunca se esqueça do caso particular e clássico do granito. Ele tem três fases, a saber: 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. O cientista era portador de uma doença em que confundia cores, posteriormente chamada de daltonismo. A sua teoria atômica, como hoje se sabe, continha vários erros, mas alavancou 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). Mas tudo será visto a seu tempo; vá prestando atenção nesses conceitos.

Já que, segundo Dalton, os átomos poderiam ser pequenas esferas, podemos estudá-los, inicialmente, desta maneira. Veja o esquema da figura 21.

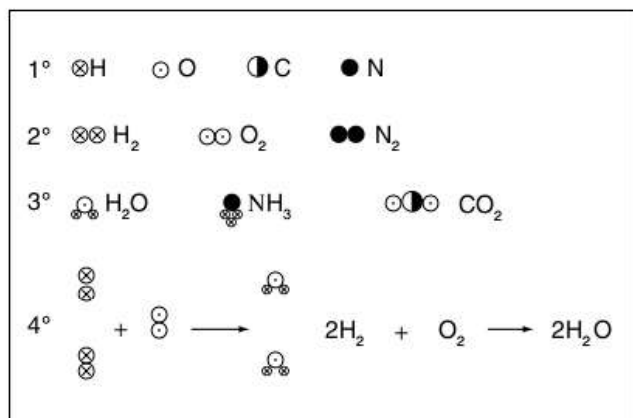


Fig. 21 Representações de Dalton para átomos, moléculas e reações.

Cada uma destas linhas merece uma análise especial:

- 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, com muita propriedade, como aquelas que não podem ser decompostas em outras duas ou mais substâncias. Veja:

N₂ → não se decompõe (substância simples)

O₂ → não se decompõe (substância simples)

H₂ → não se decompõe (substância simples)

2NH₃ → N₂ + 3H₂ (substância composta)

3ª Aqui, também temos combinações de átomos formando substâncias. Porém, são combinações de átomos entre 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. Nas leituras das fórmulas, seja preciso! Por exemplo:



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:

Carbono

O carbono pode apresentar quatro formas alotrópicas distintas:

- Grafite: que apresenta uma geometria de hexágonos consecutivos, laminares.

Véja no desenho a seguir.

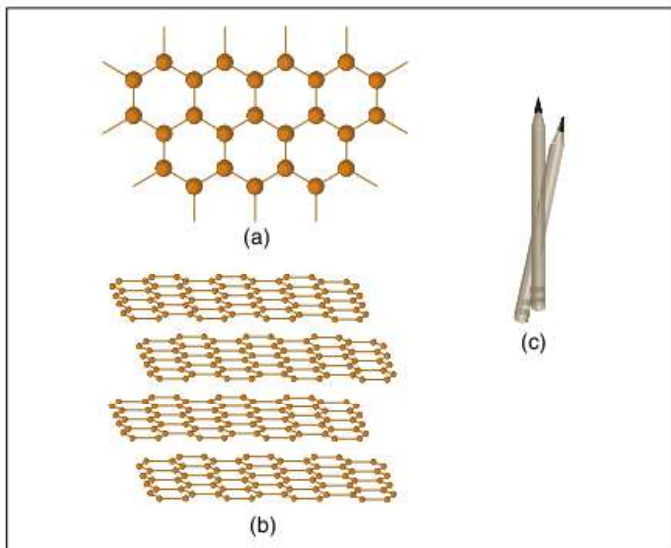


Fig. 24 Grafite. (a) estrutura monolaminar da grafite; (b) estrutura polilaminar da grafite; (c) lápis com grafite.

Cada vértice dos hexágonos é um átomo de carbono. No desenho, você pode observar 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.

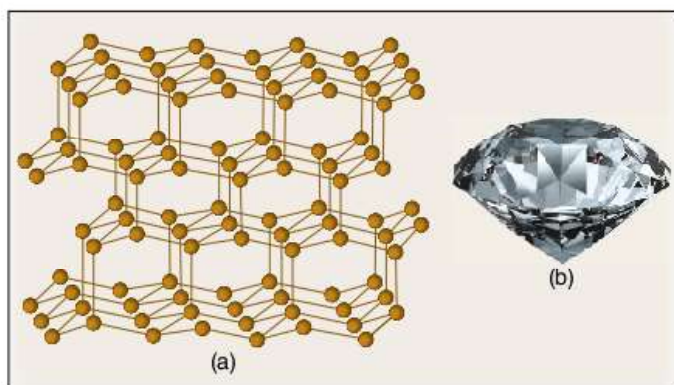


Fig. 25 Diamante.

Este arranjo estrutural confere ao diamante propriedades como dureza extrema, ângulo de lapidação (ou ângulo de clivagem) bem definido e brilho característico. Para que você entenda melhor a intensidade da dureza de um diamante: ele 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. O homem já faz artificialmente diamante a partir de grafite, em aparelhos que simulam as condições da natureza, chamados de autoclaves.

- Fulereno (C_{60}): uma estrutura que se assemelha a uma bola de futebol, como mostrado a seguir.

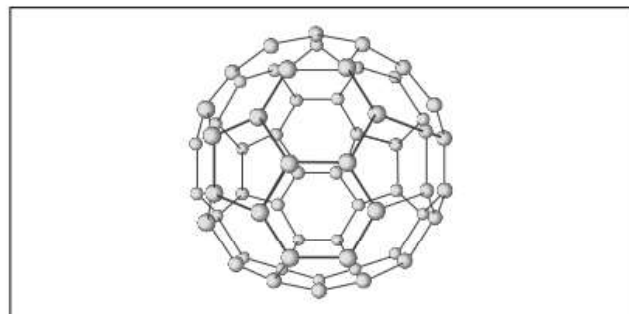


Fig. 26 Molécula de C_{60} .

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 altíssimo desempenho, já que escorrega com uma única camada em virtude do seu formato esférico. Todavia, é pouquíssimo utilizado na prática, já que o seu preço é elevadíssimo.

- Fulereno (C_{70}): é uma variante da forma alotrópica anterior.

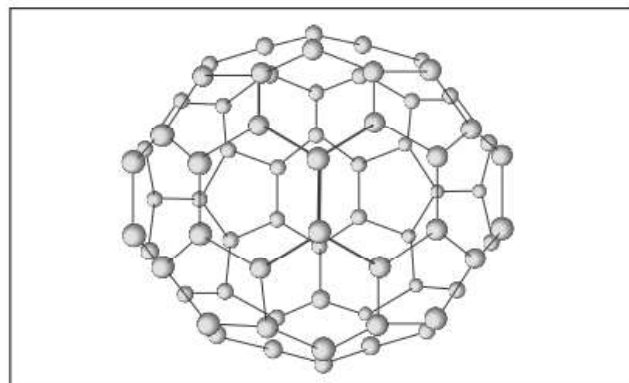


Fig. 27 Molécula de C_{70} .

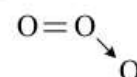
Oxigênio

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 é:



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.

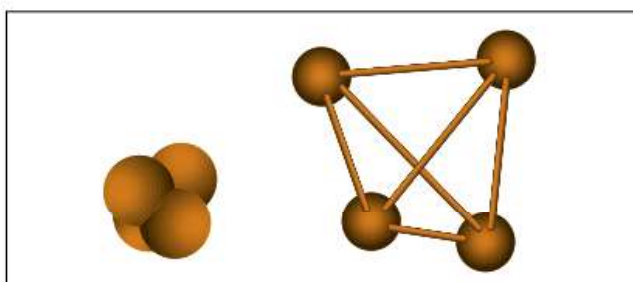


Fig. 28 Estrutura P_4 .

- 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 Fósforo vermelho.

É importante salientar que existe ainda o fósforo preto, mas de menor importância em nosso estudo.

Ainda, nos Estados Unidos, 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

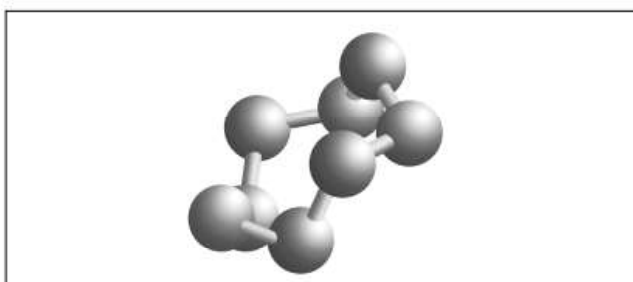


Fig. 30 Estrutura do enxofre.

- Rômbico*



Fig. 31 Rômbico.

- Monoclínico*



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 bom 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 interesse econômico. Na natureza, a maioria dessas importantes 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 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.

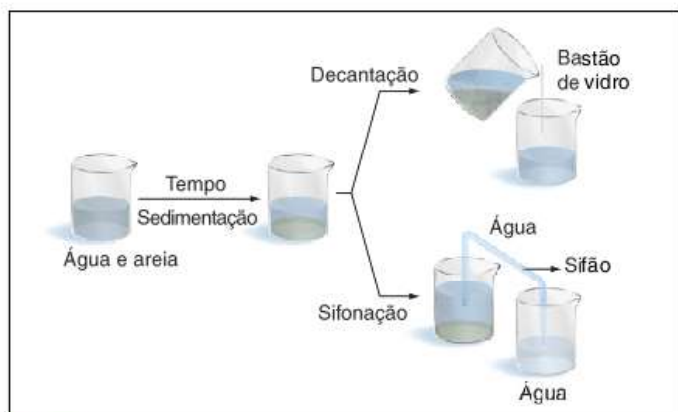


Fig. 33 Decantação e sifonação.

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 muito 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.

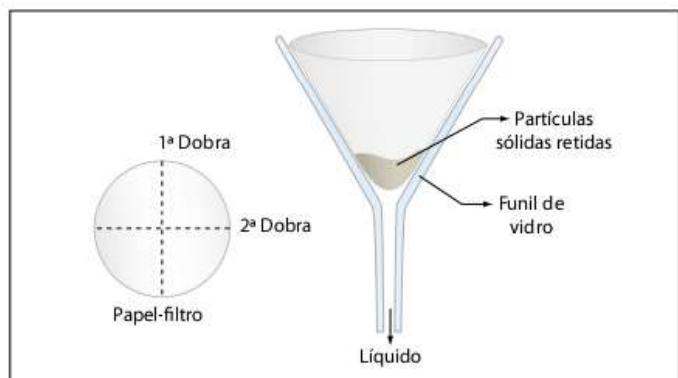


Fig. 34 Funil com papel-filtro.

Muitas vezes, o processo de filtração comum é extremamente lento. Para acelerar o processo, utiliza-se a filtração a vácuo. Veja a aparelhagem:

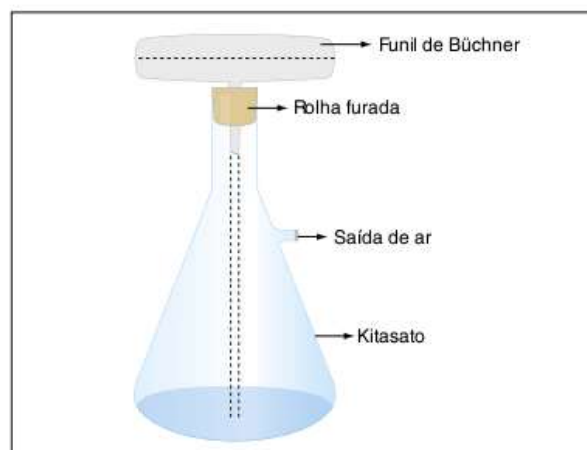


Fig. 35 Aparelhagem para filtração a vácuo.

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:

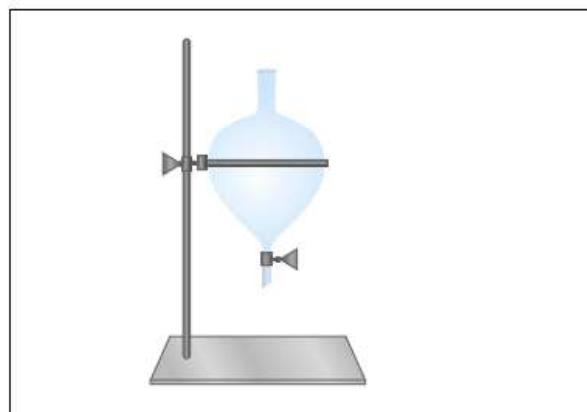


Fig. 36 Funil de bromo.

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.

Agora, analisemos um caso mais relacionado à Química:

- 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:

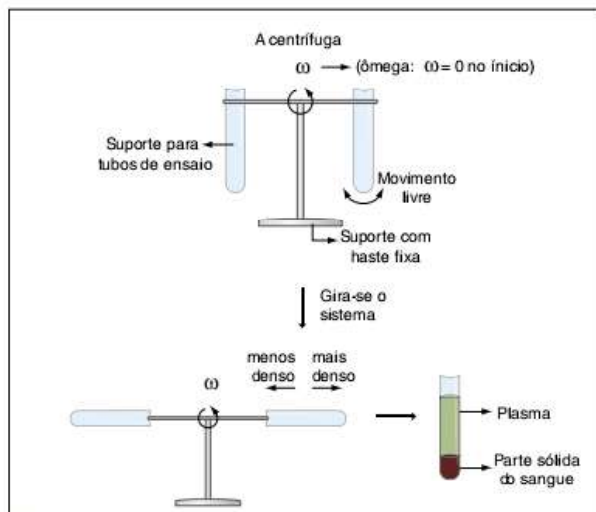


Fig. 37 Aparelhagem e funcionamento da centrifugação.

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.

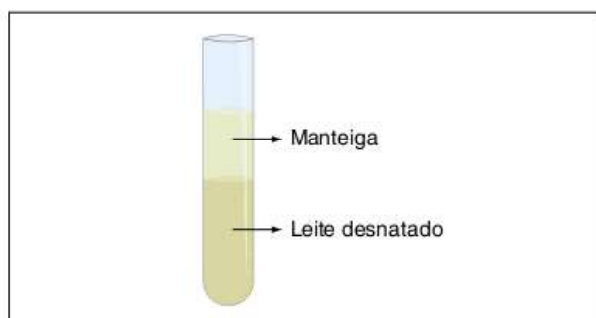


Fig. 38 Separação de leite após centrifugação.

Dissolução e cristalização fracionadas

Suponha que você vá a um acampamento e derrube sal na areia. Será que você perdeu o sal? De modo algum. Basta utilizar o método da dissolução fracionada, que consiste na dissolução de apenas um dos componentes da mistura.

- 1º Toma-se a mistura de areia e sal e acrescenta-se água. 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.

Esquemmatizando, teríamos:

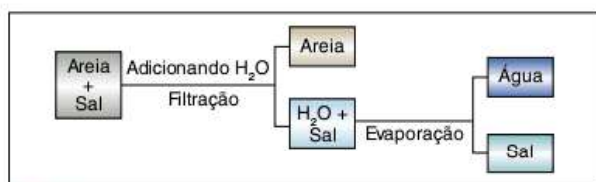


Fig. 39 Dissolução fracionada.

No processo inverso, chamado de cristalização fracionada, o componente menos solúvel precipita primeiro. É assim que separamos sal e açúcar.

Destilação simples e fracionada

A aparelhagem utilizada é basicamente a mesma:

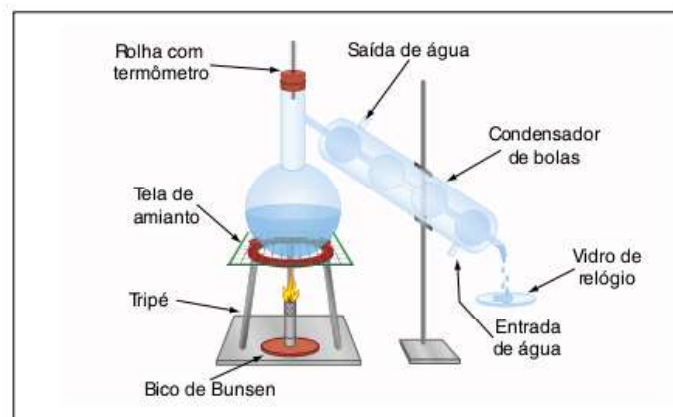


Fig. 40 Destilador.

Antes de descrever o método, vejamos a função de cada instrumento:

- **Bico de Bunsen:** espécie de fogareiro, com regulagem 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 suja, já que traz fuligem.
- **Tripé:** funciona apenas como suporte.
- **Tela de amianto:** a tela só 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 das bolas. 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.

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 (volátil é 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 por fora das bolas. Dois fatores, em um condensador, servem para melhorar a sua eficiência: um deles é que, internamente, ele não é reto. As bolas têm 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 assim que se faz uísque e conhaque. O primeiro é obtido pela destilação da cerveja; e, o segundo, pela destilação do vinho. Agora você entende porque as bebidas destiladas são mais fortes: é porque o teor de álcool aumenta muito.

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 (veja Texto Complementar).

SAIBA MAIS

Observações gerais

Esse assunto poderia se estender indefinidamente, mas fugiríamos totalmente dos objetivos deste curso. Entretanto, algumas observações gerais podem complementar o que você já aprendeu.

- 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.
- 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.
- Garimpeiros separam o ouro do cascalho dos rios com uma bateia. Este método é chamado de levigação.



Fig. 41 Bateia utilizada por garimpeiros.

- Os componentes do petróleo também são separados por destilação fracionada por meio de uma coluna de fracionamento.

Revisando

1 Unifesp 2007 (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.

- Coloque os solventes em ordem crescente de volatilidade. Indique um processo físico adequado para separação dos solventes na mistura (I + II).
- Esboce uma curva de aquecimento (temperatura x 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 2009 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.

- O texto acima relata um processo de separação de misturas. Dê o nome desse processo e explique que tipo de mistura ele permite separar.
- 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 2007 Leia o texto a seguir.

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 moço, 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.

O açúcar

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.

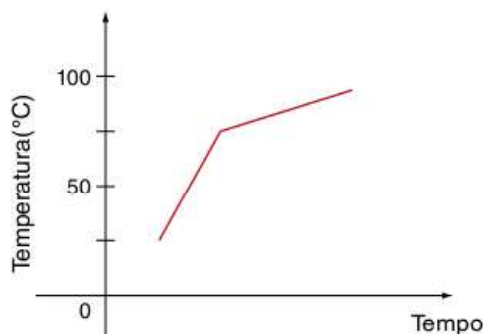
- a) No início, o poeta fala em “branco açúcar” e depois usa “vejo-o puro”. Justifique, sob um ponto de vista químico, por que nem sempre é apropriado associar as palavras “branco” e “puro”.
- b) Mais à frente, o poeta usa a construção: “flor que se dissolve na boca”. Se essa frase fosse usada por um 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

Estados físicos

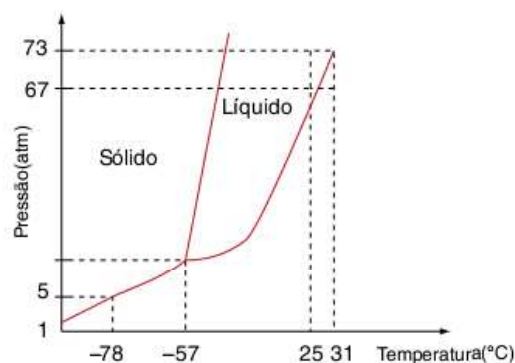
1 ITA Uma porção de certo líquido, contido numa garrafa térmica sem tampa, é aquecido por uma resistência elétrica submersa no líquido e ligada a uma fonte de potência constante. O que se nota é mostrado no gráfico a seguir.



Considerando o local onde a experiência é realizada, este líquido poderia ser:

- água pura e a experiência realizada acima do nível do mar.
- uma solução aquosa de um sal e a experiência realizada ao nível do mar.
- uma solução de água e acetona e a experiência realizada ao nível do mar.
- acetona pura e a experiência realizada ao nível do mar.
- água pura e a experiência realizada abaixo do nível do mar.

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:

- compressão isotérmica do $\text{CO}_2(\text{g})$, inicialmente a 25°C e 1 atm, até passar para o estado líquido.
- rápida decompressão 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.

>> Dica da questão 1: Lembre-se de que a água pura ao nível do mar entra em ebulição a 100°C .

Os valores de y e x são, respectivamente:

- (a) 67 atm e 0 °C
- (b) 73 atm e -78 °C
- (c) 5 atm e -57 °C
- (d) 67 atm e -78 °C
- (e) 73 atm e -57 °C

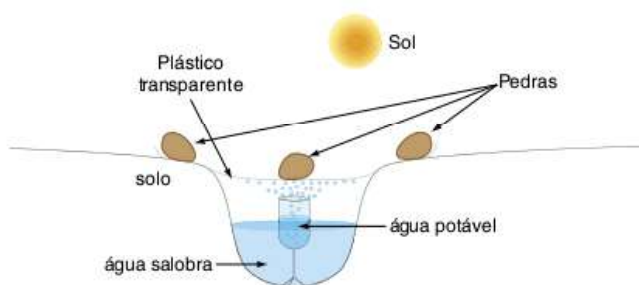
3 Fuvest Ácido acético e bromo, sob pressão de 1 atm, estão em recipientes imersos em banhos, como mostrado na figura adiante. Nessas condições, qual é o estado físico preponderante de cada uma dessas substâncias?



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.

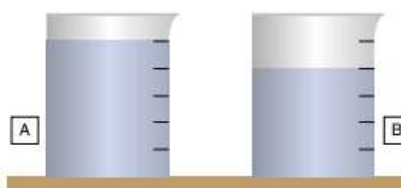


- a) Que mudanças de estado ocorrem com a água, dentro do "aparelho"?
- b) Onde, dentro do "aparelho", ocorrem estas mudanças?
- c) Qual destas mudanças absorve energia e de onde esta energia provém?

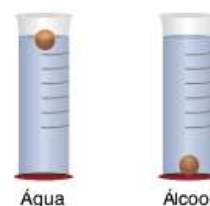
5 Qual é a diferença entre vapor e gás?

6 Unicamp (Adapt.) Dois frascos idênticos estão esquematizados a seguir.

Um deles contém uma certa massa de água (H_2O) e o outro, a mesma massa de álcool (CH_3CH_2OH).



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.

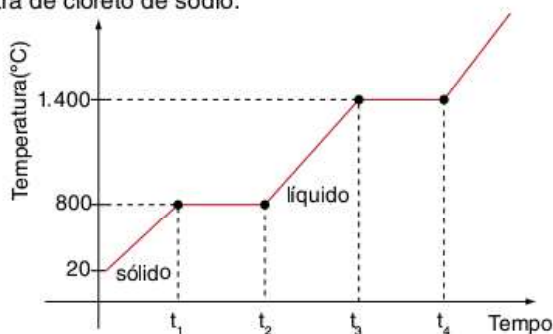
7 CPS O desodorante em spray, um produto muito utilizado por adolescentes, quando aplicado sobre a pele dá a sensação de resfriamento no local, como se o líquido fosse gelado. Essa sensação de frescor na pele desaparece aos poucos. Medindo com um termômetro a temperatura do líquido contido no frasco do desodorante, verifica-se que é próxima à do ambiente. Isso acontece porque:

- (a) o líquido do desodorante possui uma substância que reage quimicamente à pele produzindo uma nova substância, de temperatura menor.
- (b) o líquido é mantido congelado no interior do frasco para produzir o spray quando sai da embalagem.
- (c) a pele retira o calor das substâncias presentes no líquido do desodorante no momento do contato com ele.
- (d) substâncias voláteis presentes no desodorante evaporam, ao retirar calor da superfície da pele.
- (e) o líquido se resfria assim que sai da embalagem e, por isso, provoca sensação de calor ao entrar em contato com a pele.

8 PUC-MG 2006 Qual dos seguintes estados é o mais desordenado?

- (a) Gás próximo à temperatura de condensação.
- (b) Líquido próximo ao ponto de ebulição.
- (c) Sólido próximo ao ponto de fusão.
- (d) Líquido próximo ao ponto de congelção.

9 O gráfico a seguir representa o aquecimento de uma amostra de cloreto de sódio:



Baseado nos dados citados, pode-se afirmar que:

- se trata de uma mistura, pois a temperatura sobe após t_4 .
- é uma substância pura.
- é um fenômeno químico.
- deve ser outra substância, e não o NaCl, pois a temperatura está muito alta.
- o gráfico está incompleto para qualquer afirmação.

10 A temperatura em que determinada substância pura se solidifica, em condições constantes:

- depende da quantidade de calor oferecida.
- depende somente da quantidade de substância.
- depende da quantidade de calor e de substância utilizados.
- é igual à temperatura em que ela se vaporiza.
- é igual à temperatura em que ela se funde.

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:

- líquido, sólido e gasoso.
- gasoso, sólido e líquido.
- sólido, gasoso e líquido.
- sólido, líquido e gasoso.
- gasoso, líquido e sólido.

12 PUC Válida em todo o planeta Terra:

Massa molar: 58,5 g/mol

Nome: cloreto de sódio

Filiação: sódio metálico e cloro gasoso

Ocorrência: em jazidas de sal-gema e dissolvido nos mares

Quantidade: $41 \cdot 10^{15}$ ton

Aplicações: produto de partida de quase todos os compostos de sódio e cloro.

Carteira de identidade
Secretaria de Identificação Elementar
Instituto de Identificação

Cor: incolor
Odor: inodoro
Sabor: salgado
Ponto de fusão: 801 °C
Ponto de ebulição: 1.413 °C
Densidade: 2.175 g/cm³ (20 °C)
Solubilidade: 357 g/1.000 g de H₂O a 0 °C
Fórmula: NaCl
Forma cristalina: cúbica

Cloreto de sódio

Assinatura

Critérios de Pureza: são testes pelos quais podemos saber se uma substância é pura. Como as substâncias puras apresentam composição fixa, também são constantes suas propriedades, como ponto de fusão, ponto de ebulição, densidade, coeficiente de solubilidade etc. Os valores das constantes físicas das substâncias puras vêm sendo determinados pelos químicos através dos tempos. Toda essa valiosa informação foi organizada em tabelas, que compõem livros conhecidos como *Handbooks*. Para saber se uma amostra de substância é pura ou não, determinam-se experimentalmente as suas constantes físicas. A substância será tanto mais pura quanto mais próximos estiverem os valores encontrados dos valores mencionados no *Handbook*. Os critérios de pureza mais empregados na prática são: ponto de fusão constante, ponto de ebulição constante, densidade constante e solubilidade constante.

Por um erro de grafia, foi apresentado um valor incompatível para a constante:

- ponto de fusão.
- ponto de ebulição.
- densidade.
- solubilidade.
- fórmula.

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:

- líquida, líquida, gasosa, líquida.
- gasosa, gasosa, líquida, sólida.
- líquida, gasosa, líquida, líquida.
- gasosa, líquida, líquida, sólida.
- líquida, gasosa, líquida, sólida.

>> Dica da questão 13: Mistura de dois gases é sempre homogênea. Além disso, em uma mistura, o estado físico é o do solvente.

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.

16 Imagine um copo cheio de refrigerante bem geladinho. O copo está “suado” e há gelo no refrigerante. Quais os fenômenos físicos envolvidos?

- (a) Vaporização e condensação.
- (b) Sublimação e fusão.
- (c) Condensação e fusão.
- (d) Condensação.
- (e) Fusão.

Conceitos primitivos

17 Vunesp Os recém-descobertos fulerenos são formas alotrópicas do elemento químico carbono. Outras formas alotrópicas do carbono são:

- (a) isótopos de carbono-13.
- (b) calcáreo e mármore.
- (c) silício e germânico.
- (d) monóxido e dióxido de carbono.
- (e) diamante e grafite.

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.

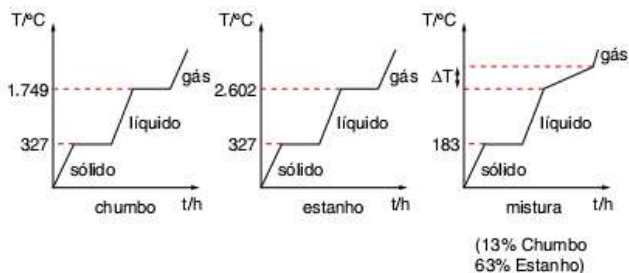
21 Classifique as substâncias em simples e compostas, justificando a sua escolha.

- a) N_2
- b) SO_3
- c) Br_2
- d) CaCO_3
- e) NH_4OH

22 Fuvest Bronze, “gelo-seco” e diamante são, respectivamente, exemplos de:

- (a) mistura, substância simples e substância composta.
- (b) mistura, substância composta e substância simples.
- (c) substância composta, mistura e substância simples.
- (d) substância composta, substância simples e mistura.
- (e) substância simples, mistura e substância composta.

23 Unesp 2010 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 Puccamp 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 H_2O (gasoso); H_2O (líquido); H_2O (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 correnteza 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 Entre as substâncias cujas fórmulas aparecem a seguir: O_2 , Fe, F_2 , H_2O , $CHCl_3$, O_3 , S_8 , o no de substâncias compostas é:

- (a) 1
- (b) 2
- (c) 3
- (d) 4
- (e) 5

Análise imediata

30 Assinale a única proposição correta que contém o melhor método para separar os três componentes de uma mistura de areia, água e sal, na sequência adequada:

- 01 destilar e decantar.
- 02 filtrar e decantar.
- 04 decantar e filtrar.
- 08 destilar e filtrar.
- 16 filtrar e destilar.

Soma =

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.

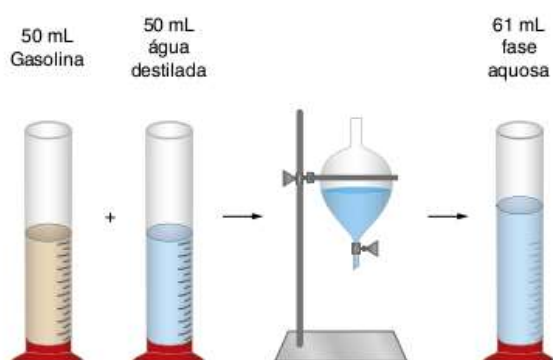
32 Qual é a diferença entre decantação, decantação com funil e centrifugação, conceitualmente? Exemplifique.

33 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, quando misturados, 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. (d) filtração.
 (b) flotação. (e) destilação fracionada.
 (c) levigação.

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.

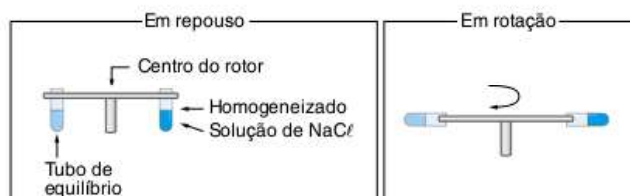
- I. Apenas no banho matinal, por exemplo, um cidadão utiliza cerca de 50 litros de água, que depois terá que ser tratada. Além disso, a água é aquecida, consumindo 1,5 quilowatt-hora (cerca de 1,3 milhão de calorias), e para gerar essa energia foi preciso perturbar o ambiente de alguma maneira [...]
- 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 Uerj 2006 A técnica de centrifugação é usada para separar os componentes de algumas misturas. Pode ser utilizada, por exemplo, na preparação de frações celulares, após o adequado rompimento das membranas das células a serem centrifugadas.

Em um tubo apropriado, uma camada de homogeneizado de células eucariotas rompidas foi cuidadosamente depositada sobre uma solução isotônica de NaCl. Esse tubo foi colocado em um rotor de centrífuga, equilibrado por um outro tubo.



Considere as seguintes massas médias para algumas organelas de uma célula eucariota:

- mitocôndria: $2 \cdot 10^{-8}$ g;
- lisossoma: $4 \cdot 10^{-10}$ g;
- núcleo: $4 \cdot 10^{-6}$ g.

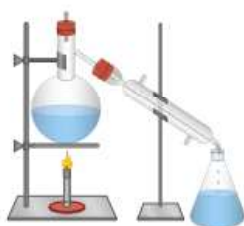
Dentre os sistemas a seguir, aquele cujos componentes podem ser separados por centrifugação é:

- (a) petróleo.
- (b) álcool hidratado.
- (c) solução de sacarose em água.
- (d) suspensão de leite de magnésia.

39 Para separar uma mistura homogênea de dois líquidos, usamos:

- (a) filtração.
- (b) sublimação.
- (c) decantação.
- (d) destilação fracionada.
- (e) flotação.

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.

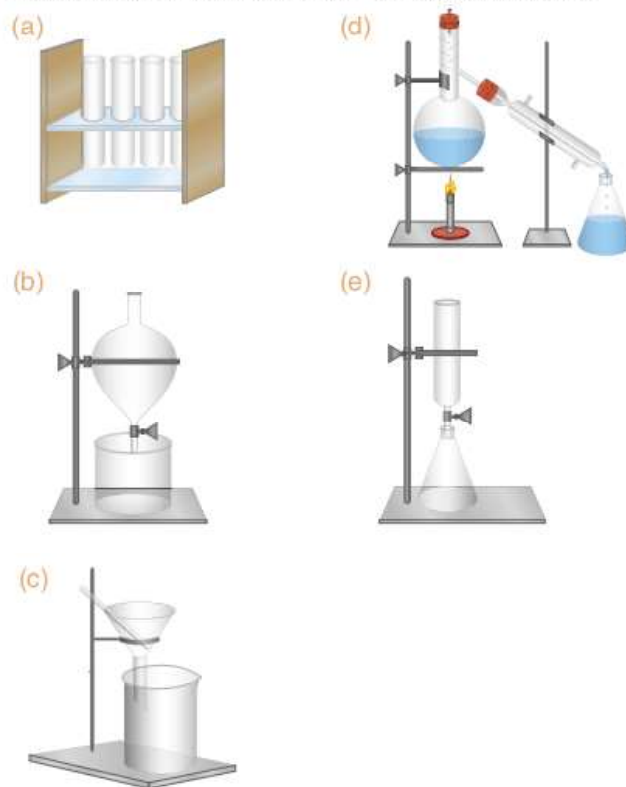
41 UFRGS Qual dos métodos de separação seguintes se baseia na diferença de densidades?

- (a) Decantação
- (b) Destilação fracionada
- (c) Peneiração
- (d) Cristalização
- (e) Sublimação

42 Vunesp Na preparação do café, a água quente entra em contato com o pó e é separada no coador. As operações envolvidas nessa separação são, respectivamente:

- (a) destilação e decantação.
- (b) filtração e destilação.
- (c) destilação e coação.
- (d) extração e filtração.
- (e) extração e decantação.

43 Mackenzie A aparelhagem adequada para a realização de uma destilação é mostrada na figura da alternativa:



44 Qual o processo que podemos empregar na separação das seguintes misturas? Justifique.

- a) Água salgada + serragem.
- b) Ouro + areia.

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

TEXTOS COMPLEMENTARES

O preço da pureza

Já é sabido que os métodos de separação de misturas não as separam 100%. Alguns métodos menos eficientes separam apenas 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 – consumidores bem mais 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 variam de 99 a 99,999% de pureza.

E você pode pensar: Qual a diferença? Enorme. 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 multiplicar os seus custos por 1.000 para adquirir um material ligeiramente mais desprovido de substâncias indesejáveis. É quase regra, nesse tipo de mercado de laboratórios, que cada casa decimal a mais na pureza do material multiplica o seu custo por 10. Por exemplo:

- 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%	1.000,00
99,99%	10.000,00
99,999%	100.000,00

Parece absurdo, não é? Mas existem razões para isto. Afinal, para se obter uma casa decimal a mais de pureza, os custos adicionais em métodos de separação de misturas aumentam violentamente. 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 cair 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 fubicultura 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.

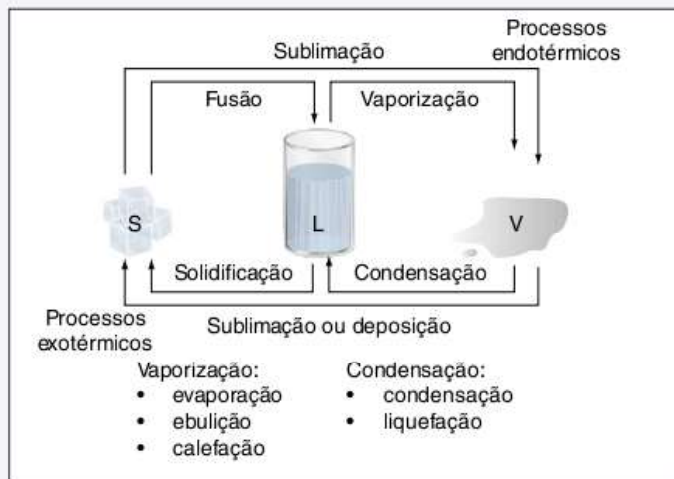
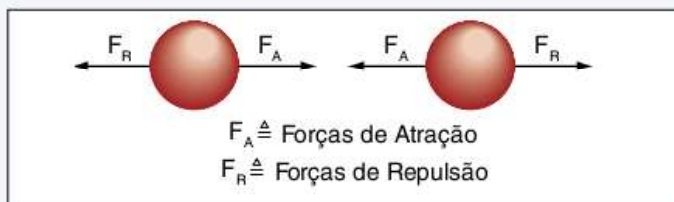
É necessário que incentivem pesquisa para produzir telhas de baixo custo e resistentes à saraiva.

Antônio Luiz Coimbra de Castro. *Manual de desastres: desastres naturais*. v. I. Brasília: Secretaria Nacional da Defesa Civil, 2003.

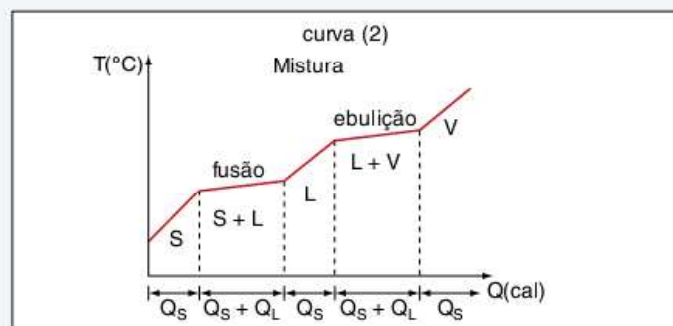
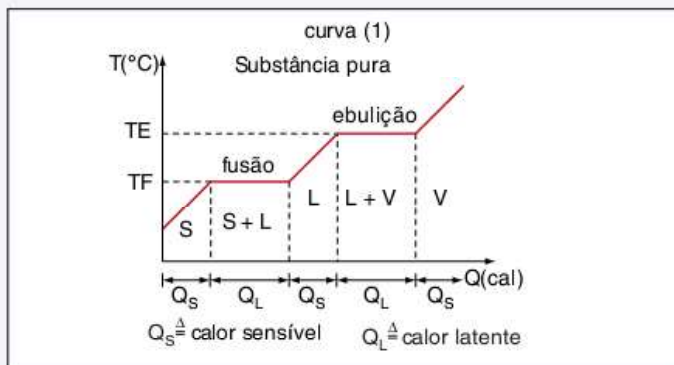
RESUMINDO

Estados físicos:

- Sólido: $F_A > F_R$
- Líquido: $F_A \approx F_R$
- Vapor: $F_A < F_R$



Curvas de aquecimento:



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

Alotropia

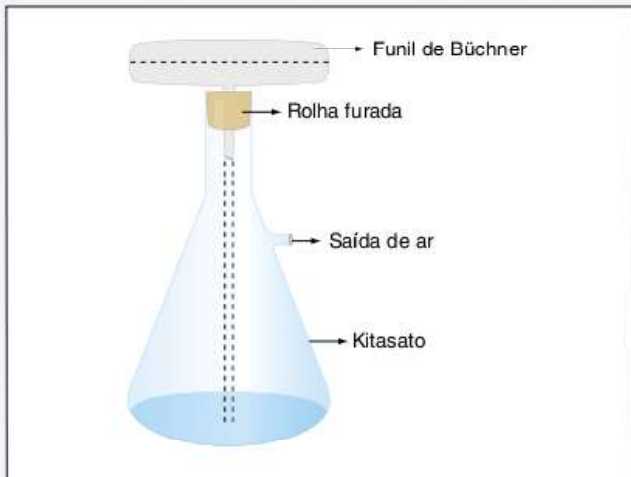
- É a propriedade que certos elementos têm de formar substâncias simples, diferentes entre si, conforme mostrado na tabela a seguir.

C	O	P	S
Grafite	Oxigênio	Branco	Rômbo
Diamante	Ozônio	Vermelho	Monoclínico
Fulerenos			

Métodos de separação de misturas heterogêneas:

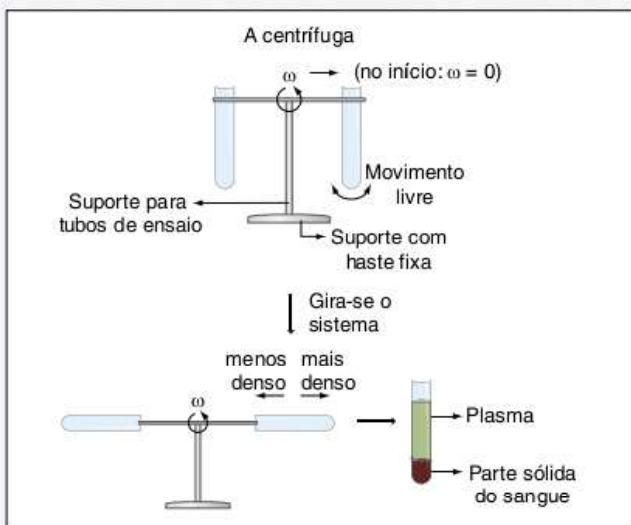
- Decantação
- Filtração a vácuo

- Sifonação
 - Centrifugação
 - Filtração comum
 - Dissolução e cristalização fracionadas
- A filtração a vácuo acelera o processo de filtração comum:



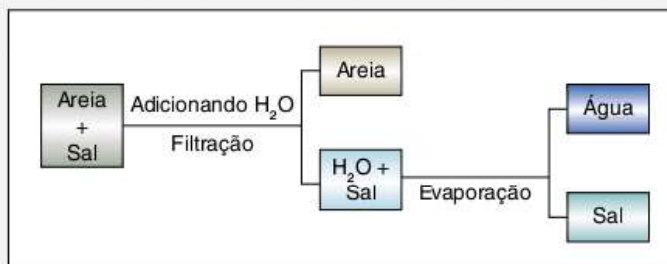
Filtração a vácuo.

A centrifugação acelera o processo de sedimentação:



Esquema de centrifuga.

Dissolução fracionada:

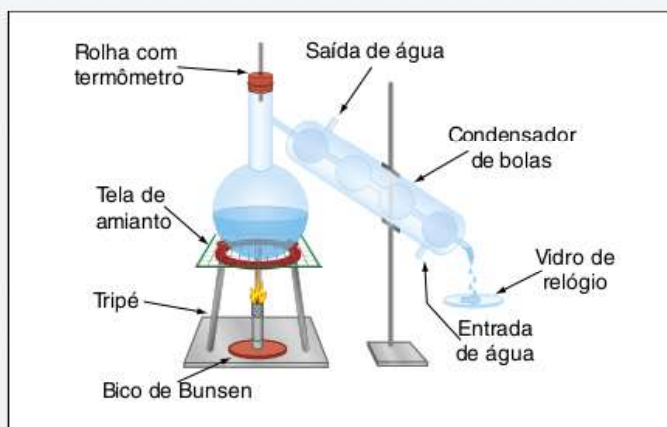


Esquema de dissolução fracionada.

Métodos de separação de misturas homogêneas:

- Destilação simples
- Destilação fracionada
- Liquefação fracionada

Esquema de destilação:



Destilador.

■ QUER SABER MAIS?

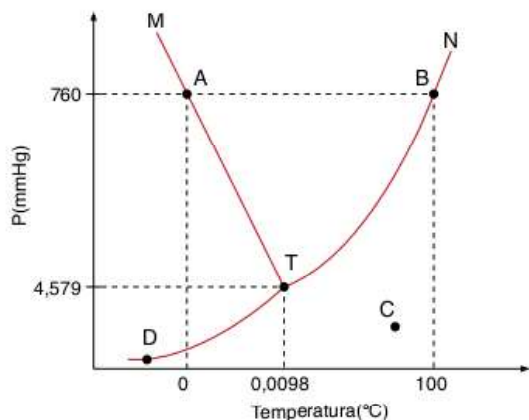


- <<http://qnesc.sbg.org.br/online/qnesc07/atuai.pdf>>
- <www.youtube.com/watch?v=dHRLdx7v1pA>
- <www.youtube.com/watch?v=U1KyikPa384>

Exercícios complementares

Estados físicos

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 2006 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 2007 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 Estudantes mediram o ponto de fusão do ácido acetilsalicílico utilizando termômetros com escalas de diferentes incertezas. Os valores encontrados foram:

- I. $(159 \pm 1) ^\circ\text{C}$
- II. $(158,0 \pm 0,2) ^\circ\text{C}$
- III. $(157 \pm 1) ^\circ\text{C}$
- IV. $(155,5 \pm 0,2) ^\circ\text{C}$

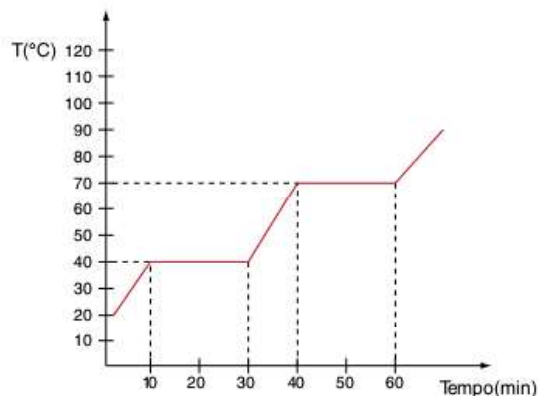
Os valores do ponto de fusão que devem ser considerados concordantes são, somente:

- (a) I e II.
- (b) I e III.
- (c) II e III.
- (d) II e IV.
- (e) I, II e III.

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 Puccamp 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. (d) I e II são corretas.
 (b) II é correta. (e) II e III são corretas.
 (c) III é correta.

9 UFRRJ 2008 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>.

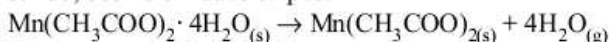
A notícia ilustra as possíveis consequências do descaso com a natureza. A tabela a seguir indica o ponto de fusão e o ponto de ebulição de algumas substâncias presentes no nosso cotidiano.

	Ponto de fusão (°C) (1 atm)	Ponto de ebulição (°C) (1 atm)
Éter etílico	-116	34
Álcool	-114	78
Naftaleno	80	217

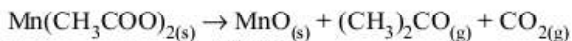
Essas substâncias, quando expostas à mesma temperatura registrada no distrito de Sibi (52 °C), apresentam-se, respectivamente, nos estados:

- (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 Fuvest A decomposição térmica por aquecimento gradual e contínuo (ao ar) do acetato de manganês (II) tetraidratado, sólido, ocorre em duas etapas:

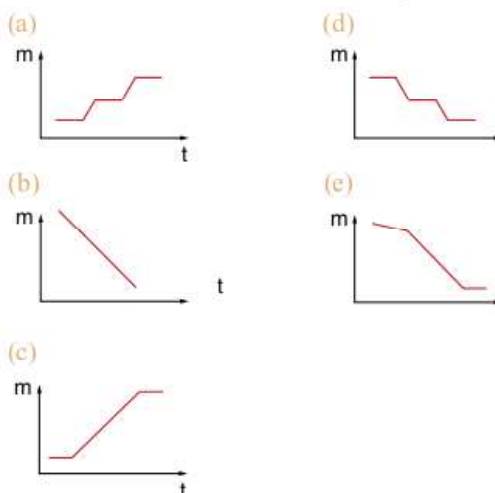


Na temperatura de 130 °C.



Na temperatura de 350 °C.

Certa massa do sal hidratado é aquecida nessas condições. Qual dos gráficos adiante representa o que ocorre com a massa (m) da fase sólida com o aumento da temperatura (t)?



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 quando aquecido.
- Nesses fatos, estão relacionados corretamente os seguintes 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 monohidratado ($\text{CaC}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$), aquecido ao ar, decompõe-se gradativamente seguindo três etapas (I, II e III). As equações das reações e as respectivas faixas de temperatura em que elas ocorrem são dadas a seguir.

	Faixa de temperatura (°C)
I. $\text{CaC}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}_{(s)} \rightarrow \text{CaC}_2\text{O}_{4(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$	130 – 210
II. $\text{CaC}_2\text{O}_{4(s)} \rightarrow \text{CaCO}_{3(s)} + \text{CO}_{(g)}$	420 – 510
III. $\text{CaCO}_{3(s)} \rightarrow \text{CaO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$	630 – 760

Esboce um gráfico, massa de sólido em função da temperatura de aquecimento, que represente essa decomposição. Inicie com uma massa qualquer à temperatura ambiente. Indique, no gráfico, as substâncias que estão presentes nas seguintes faixas de temperatura: 25 – 130 °C, 210 – 420 °C e 510 – 630 °C.

>> Dica da 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.

Dica da questão 12: Quando uma reação libera um gás em um recipiente aberto, a massa de substâncias remanescentes diminui.

13 Unicamp 2008 Depois das 19 horas, os convidados começaram a chegar. Dina os recepcionava no bar, onde havia dois baldes: um deles com gelo e o outro com gelo-seco. Dina bradava aos quatro cantos: “Isso faz a festa tomar-se mais química, já que esses sólidos serão usados para resfriar as bebidas!” Para cada bebida, Estrondosa escolhia o sólido mais apropriado. Curiosamente, alguém pediu duas doses iguais de uísque, uma com gelo e outra com gelo-seco, mas colocou os copos em uma mesa e não consumiu as bebidas. Passado um certo tempo, um colega de faculdade resolveu verificar se Dina ainda era a “sábichona” de antigamente e foi logo perguntando:

- a) “Esses sólidos, quando colocados nas bebidas, sofrem transformações. Que nomes são dados para essas duas transformações? E por que essas transformações fazem com que as bebidas se resfriem?”
- b) “Dina, veja estas figuras e pense naqueles dois copos de uísque que nosso amigo não bebeu. Qual copo, da situação inicial, corresponde ao copo da situação final? Em algum dos copos, a concentração final de álcool ficou diferente da concentração inicial? Por quê?”

Obs.: considerar a figura para responder ao item b.



14 O filamento metálico de alguns fusíveis é constituído por uma mistura de bismuto, estanho, chumbo e cádmio, que se funde, aproximadamente, a 70 °C, enquanto seus componentes, isoladamente, se fundem a partir de 270 °C. O filamento é exemplo de:

- (a) mistura azeotrópica. (d) mistura eutética.
 (b) mistura heterogênea. (e) substância pura composta.
 (c) substância pura simples.

Conceitos primitivos

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	Latão
Iodo	Naftaleno
Gás carbônico	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 São dados três sistemas:

A: óleo, água e gelo;

B: óleo, água gaseificada e gelo;

C: óleo, água e granito.

O número de fases de cada sistema é respectivamente:

- (a) 3, 4 e 5 (c) 3, 3 e 3 (e) 3, 4 e 4
 (b) 3, 3 e 5 (d) 3, 4 e 3

- 20** 1) Substância elementar (simples)
 2) substância composta
 3) mistura homogênea
 4) mistura heterogênea

- ar
 água
 ferro
 granito

>> Dica da questão 19: Água gaseificada não é água no estado gasoso, mas sim, água com gás.

Lendo de cima para baixo, forma-se a seguinte sequência numérica.

- (a) 4, 3, 2, 1 (c) 3, 2, 1, 4 (e) 3, 4, 1, 2
(b) 1, 3, 4, 2 (d) 2, 3, 4, 1

21 Unesp 2008 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. (d) mistura homogênea.
(b) mistura heterogênea. (e) um elemento.
(c) substância composta.

23 CPS 2008 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:

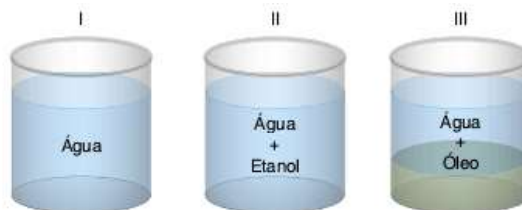
- (a) o sal de cozinha, considerado substância pura, é encontrado na natureza.
(b) o cloreto de sódio puro é considerado uma mistura das substâncias puras cloro e sódio.
(c) o sal de cozinha é uma mistura que contém, entre outras substâncias, o cloreto de sódio.
(d) o sal de cozinha, obtido em salinas 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 Em qual alternativa temos respectivamente: símbolo, fórmula, fórmula, símbolo?

- (a) H, H₂, Co, CO₂ (d) Ca, NO, CuO, Cu
(b) N₂, O₂, Ba, Mg (e) Co, Cl₂, F, Na
(c) N, O₃, KOH, F₂

27 ITA 2007 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. (d) apenas IV.
(b) apenas I e III. (e) todas.
(c) apenas II e IV.

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 (H₂O₂), 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 2009 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. (c) apenas III. (e) apenas IV.
- (b) apenas II e III. (d) apenas III e 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.

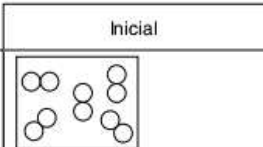
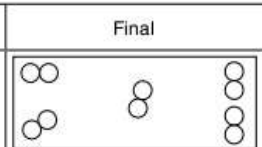
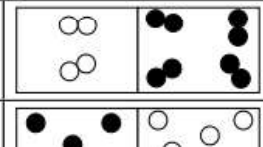
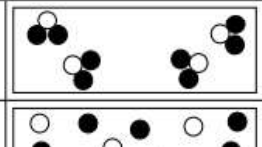
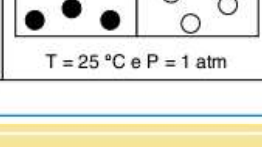
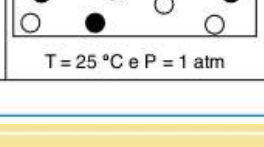
Amostra II: É um sólido branco que apresenta ponto de fusão igual a $800\text{ }^{\circ}\text{C}$ e ponto de ebulição igual a $1.413\text{ }^{\circ}\text{C}$. Quando submetido a decomposição por eletrólise, origina um sólido metálico e libera um gás.

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		
	$T = 25\text{ }^{\circ}\text{C}$ e $P = 1\text{ atm}$	$T = 25\text{ }^{\circ}\text{C}$ e $P = 1\text{ atm}$

- (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.

34 Assinale a alternativa correta:

Tem-se uma mistura de sal, areia e iodo. Como você procederia para separá-la? Os processos empregados, na melhor sequência, seriam:

- (a) sublimação, adicionar água, filtrar, evaporar a água.
- (b) adicionar água, filtrar, evaporar a água.
- (c) catação, peneiração, filtração.
- (d) destilação, decantação, filtração.
- (e) flotação, destilação, dissolução.

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.

>> Dica da questão 33: O álcool, inicialmente na gasolina, vai para a água, onde dissolve-se preferencialmente.

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.

- Destilação simples seguida de decantação e centrifugação.
- Destilação simples seguida de centrifugação e sifonação.
- Filtração seguida de destilação simples e catação.
- Filtração seguida de decantação e destilação simples.
- 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:

- filtrar, aproximar um ímã, adicionar água e destilar.
- adicionar água e destilar.
- aproximar um ímã, adicionar água, filtrar e destilar.
- destilar, adicionar água, aproximar um ímã.
- 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:

- filtração;
- centrifugação;
- solubilização em água;
- separação magnética;
- decantação.

Indique a ordem de procedimentos que separará os três componentes desta mistura:

- I, II, III.
- I, III, II.
- IV, III, I.
- IV, III, II.
- III, I, V.

39 Os filtros de água domésticos apresentam uma veia de porcelana porosa. A função desse material nesse filtro é:

- retirar maus odores da água.
- conferir um sabor mais suave à água.
- reter as partículas sólidas.
- esterilizar a água.
- permitir que a água se tome mais clara.

40 UFMG 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.

- I.
- II.
- III.
- 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.

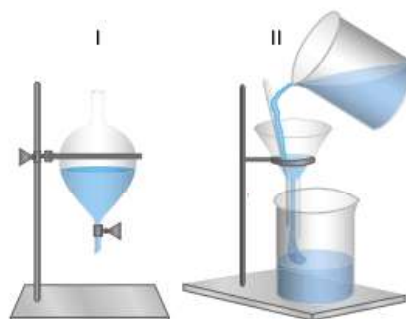
Dados: Temperaturas de ebulição a 1,0 atm; argônio = $-186\text{ }^{\circ}\text{C}$; nitrogênio = $-196\text{ }^{\circ}\text{C}$; oxigênio = $-183\text{ }^{\circ}\text{C}$.

42 Puccamp 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:



- filtração e destilação.
- destilação e decantação.
- filtração e decantação.
- destilação e filtração.
- decantação e decantação.

43 USF Considerando-se as aparelhagens esquematizadas a seguir.



A afirmação correta é:

- a aparelhagem I pode ser utilizada para separar água e gasolina.
- a aparelhagem I pode ser utilizada para separar solução de água e sal.
- a aparelhagem I pode ser utilizada para separar solução de água e carvão.
- a aparelhagem II pode ser utilizada para separar água e óleo.
- a aparelhagem II pode ser utilizada para separar solução de água e álcool.

44 Unesp 2006 A preparação de um chá utilizando os já tradicionais saquinhos envolve, em ordem de acontecimento, os seguintes processos:

- filtração e dissolução.
- filtração e extração.
- extração e filtração.
- extração e decantação.
- 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 2006 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 2008 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 2008 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 2008 Tingir os cabelos e pintar o corpo são manifestações culturais muito antigas, comuns a mulheres e homens, que

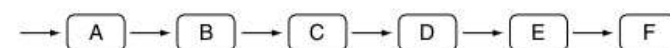
surgiram muito antes de qualquer forma de escrita. A pele do corpo foi a primeira “tela” usada pelos humanos, antes mesmo de pintarem as paredes das cavernas onde viviam. A pintura corporal dos índios brasileiros foi uma das primeiras coisas que chamou a atenção do colonizador português. Pero Vaz de 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.
- (b) trituração e extração.
- (c) sublimação e evaporação.
- (d) levigação e sintetização.
- (e) sifonação e dissolução.

50 Fuvest 2009 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 2009 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.

2

FRENTE 2

Introdução ao cálculo estequiométrico

Afinal, qual o tamanho dos átomos e das moléculas?

Qual a massa dos átomos e das moléculas?

Quantos átomos ou moléculas existem em uma amostra de massa de 1 g?

O que é mol?

Unidade de massa atômica (u)

Primeiramente, devemos entender a necessidade de se definir uma nova unidade de massa para átomos e moléculas. Vamos imaginar, inicialmente, uma situação mais corriqueira. Existem diferentes unidades para se medir comprimento: quilometro, pé, polegada, braço, jarda, milha, angstrom, ano-luz etc. Será que tantas unidades servem para atrapalhar e fazer com que você tenha que executar transformações? Não, é para que você não se perca em números muito grandes ou muito pequenos. Imagine medir a distância entre a Lua e a Terra em angstrom! Ou medir o diâmetro do grafite de uma lapiseira em quilômetros! Veja os resultados, respectivamente:

- Distância da Lua à Terra:
3.840.000.000.000.000 Å (Angstrom)
- Diâmetro de grafite de lapiseira:
0,0000005 km

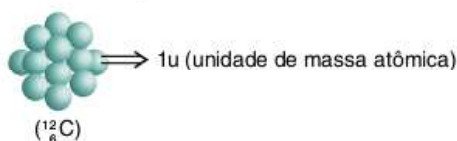
O primeiro número é muito grande e foge totalmente da nossa percepção. O mesmo ocorre com o segundo, por ser pequeno. É importante que você entenda que cada dimensão de comprimento ou distância exige uma unidade conveniente, cuja ordem de grandeza não seja muito pequena ou grande.

Isso também ocorre com massas. Para que você tenha uma ideia, a massa de um átomo de enxofre é de $5,3 \cdot 10^{-23}$ g. Perceba que é ainda mais absurdo medir a massa de um átomo em gramas do que a distância da Lua à Terra em Angstrom. É ainda pior do que medir a massa de uma formiga em toneladas.

ATENÇÃO!

A unidade de massa atômica é atualmente definida como sendo a massa de $\frac{1}{12}$ do isótopo 12 do átomo de carbono.

Esquemáticamente, temos:



É importante salientar que 1u é aproximadamente a massa de um próton ou de um nêutron. Veja:

$$m_p = 1,00759 \text{ u}$$

$$m_n = 1,00897 \text{ u}$$

Com a definição do padrão, medir as massas dos átomos é simplesmente compará-las com o padrão estabelecido. Veja os resultados mais importantes (que não precisam ser decorados):

1. H = 1u
2. He = 4u
3. Li = 6u*
4. Li = 7u*
5. Mg = 24u
6. Ca = 40u

7. P = 31u
8. S = 32u
9. O = 16u
10. Na = 23u
11. Cl = 35u*
12. Cl = 37u*
13. Cu = 63u*
14. Cu = 65u*
15. Br = 80u

Você percebe que, nas letras marcadas com asteriscos (*), os mesmos elementos químicos podem possuir átomos de massas diferentes, chamados de isótopos (veja mais sobre isótopo no capítulo de estrutura atômica). É por isso que existe uma diferença entre a massa de um átomo e massa atômica. A massa de um átomo de um mesmo elemento químico pode variar de acordo com o número de nêutrons nos seus núcleos, mas a massa atômica é uma propriedade do elemento químico e não de seus átomos. Portanto, deve ser, matematicamente, uma média entre seus diferentes isótopos. Mas como deve ser esta média?

Massa atômica

Seria muito fácil medir a massa atômica se todos os átomos de um mesmo elemento tivessem a mesma massa, como imaginava John Dalton. Entretanto, a existência de diferentes isótopos obrigou os químicos a calcularem uma massa atômica pela média ponderada entre as massas dos átomos de um elemento, levando-se em consideração suas porcentagens de ocorrência na natureza.

Suponha, por exemplo, uma fábrica que produz biscoitos com gotas de chocolate. Os biscoitos produzidos têm de quatro a seis gotas de chocolate, sendo que as massas de cada um são dadas pela tabela a seguir:

Nº de gotas	Massa (g)
4	6 g
5	7 g
6	8 g

Tab. 1 Massa dos biscoitos em função do número de gotas de chocolate que possuem.

Os biscoitos com 4 gotas de chocolate representam 20% do total, enquanto os com 5 gotas representam 30%. A fábrica quer que cada embalagem contenha exatamente 20 biscoitos. Qual o valor do peso líquido a ser escrito na embalagem?

Uma das maneiras de resolver este problema é calcular a massa média de cada biscoito (que será a média ponderada) e multiplicar o valor pelos 20 biscoitos. Com efeito:

$$M_1 = 6 \text{ g} \quad P_1 = 20\%$$

$$M_2 = 7 \text{ g} \quad P_2 = 30\%$$

$$M_3 = 8 \text{ g} \quad P_3 = 50\%$$

A média ponderada é dada por:

$$M_p = \frac{M_1P_1 + M_2P_2 + M_3P_3}{P_1 + P_2 + P_3} \quad (1)$$

A porcentagem P_3 não foi dada, porém, você deve lembrar que a soma das porcentagens vale 100%. Substituindo os valores em (1), temos:

$$M_p = \frac{6 \cdot 20 + 7 \cdot 30 + 8 \cdot 50}{20 + 30 + 50}$$

$$M_p = \frac{120 + 210 + 400}{100}$$

$$M_p = \frac{730}{100} \Rightarrow M_p = 7,30 \text{ g}$$

Com isso, o peso líquido da caixa de biscoitos é dado por:

$$P_L = \frac{7,30 \text{ g}}{\text{biscoito}} \cdot 20 \text{ biscoitos} \Rightarrow P_L = 146 \text{ g}$$

Os elementos químicos se comportam da mesma maneira. Veja dois casos clássicos.

Exercícios resolvidos

1 O elemento químico cloro possui dois isótopos com abundâncias consideráveis na natureza: o isótopo-35 e o isótopo-37, sendo que a porcentagem deste dentre todos os cloros é de 25%. Qual a massa atômica do cloro?

Resolução:

Esquemmatizando:

$$\begin{aligned} M_1 &= 35 \text{ u} & P_1 &= 75\% \text{ (pois } P_1 + P_2 = 100\%) \\ M_2 &= 37 \text{ u} & P_2 &= 25\% \end{aligned}$$

Usando a média ponderada, temos:

$$M_p = \frac{M_1 P_1 + M_2 P_2}{P_1 + P_2}$$

$$M_p = \frac{35 \cdot 75 + 37 \cdot 25}{75 + 25}$$

$$M_p = \frac{3550}{100} \Rightarrow M_p = 35,5 \text{ u}$$

A massa atômica do cloro é 35,5 u.

2 O elemento químico cobre possui dois isótopos na natureza: o cobre-63 e o cobre-65. Sua massa atômica é de 63,5 u. Quais as porcentagens de cada isótopo na natureza?

Resolução:

Esquemmatizando:

$$\begin{aligned} M_1 &= 63 \text{ u} & P_1 &= ? & M_p &= 63,5 \text{ u} \\ M_2 &= 65 \text{ u} & P_2 &= ? \end{aligned}$$

Usando a média ponderada, temos:

$$M_p = \frac{M_1 P_1 + M_2 P_2}{P_1 + P_2}$$

Lembrando que $P_1 + P_2 = 100\%$ (1):

$$63,5 = \frac{63 \cdot P_1 + 65 \cdot P_2}{100} \Rightarrow$$

$$63P_1 + 65P_2 = 6.350 \quad (2)$$

Substituindo (1) em (2):

$$63(100 - P_2) + 65 \cdot P_2 = 6.350$$

$$\Rightarrow 6300 - 63P_2 + 65P_2 = 6.350$$

$$\Rightarrow 2P_2 = 50 \Rightarrow P_2 = 25\%$$

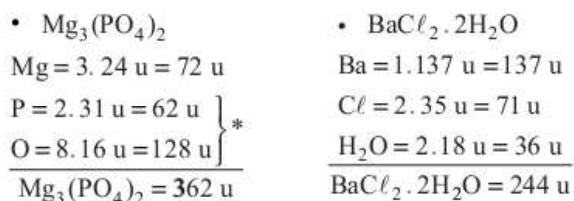
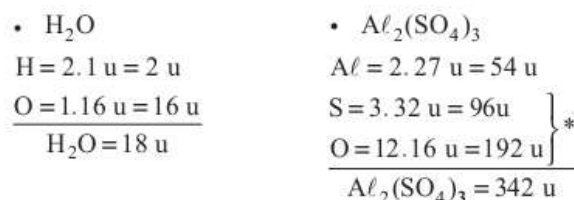
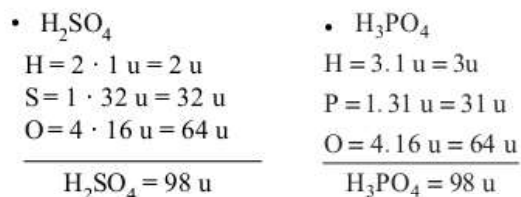
Substituindo em (1), $P_1 = 75\%$.

Logo, a porcentagem de cobre-63 é de 75% e do cobre-65 é de 25%.

É importante salientar que as abundâncias dos isótopos de cada elemento na natureza é constante, ou seja, a mesma em qualquer ponto do planeta. Como exceção, temos o lítio, que faz com que encontremos em diferentes referências, diferentes massas atômicas, em função das porcentagens de ocorrência dos isótopos variarem de local para local.

Massas moleculares

A massa de uma molécula é a soma das massas atômicas de todos os átomos que constituem esta molécula. Analise os exemplos, consultando a tabela de massas atômicas:



Observação: Aplicando a propriedade distributiva para o parêntese em $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ e $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

Observe que, neste último exemplo, existe um ponto separando o BaCl_2 e a H_2O . Um erro frequente é interpretar o ponto como **sinal de vezes**. Na realidade, o ponto que precede as moléculas de H_2O indicam que as mesmas fazem parte da estrutura do composto e, portanto, suas massas devem ser **somadas**.

A água nestas situações é chamada de água de cristalização. Você verá mais detalhes quando estudarmos sais hidratados, no capítulo de funções químicas, nesta mesma frente.

Proceda sempre da maneira esquematizada nos exemplos anteriores, que o cálculo da massa molecular não trará problemas.

Constante de Avogadro e conceito de mol

Já sabemos que as massas dos átomos, por serem extremamente pequenas, precisam de uma unidade especial para que possamos ter noção quando comparamos valores para diferentes elementos químicos. No entanto, devemos também nos preocupar com o problema inverso: quantos átomos de um determinado elemento químico precisamos ter para encontrarmos uma massa considerável (perceptível aos aparelhos)?

Sendo a massa de um único átomo um valor extremamente pequeno, parece certo que precisamos de muitos. Durante muitos anos da história da evolução científica, buscou-se descobrir este número, pelo estudo de vários químicos e físicos.

A linha de raciocínio foi a seguinte: primeiramente, estabeleceu-se um padrão do que seria o perceptível. Sendo, por exemplo, a massa de um átomo de enxofre 32 u, quantos átomos de enxofre seriam necessários para que a massa fosse de 32 g? Sendo a massa de um átomo de ouro 197 u, quantos átomos seriam necessários para obtermos 197 g de ouro? Faça você mesmo a pergunta para outros elementos químicos.

Não é difícil perceber que, para todos eles, o número de átomos que convertem a unidade de massa atômica (u) para grama (g) é sempre o mesmo. Afinal, quando transformamos km para m multiplicamos por 1.000. Quando transformamos qualquer valor de calorias para joules multiplicamos por 4,186. Observe que os valores de conversão entre unidades de uma grandeza são sempre os mesmos. Além disso, o número que estamos procurando nada mais é do que um fator de conversão entre u e g.

Esquematicamente:

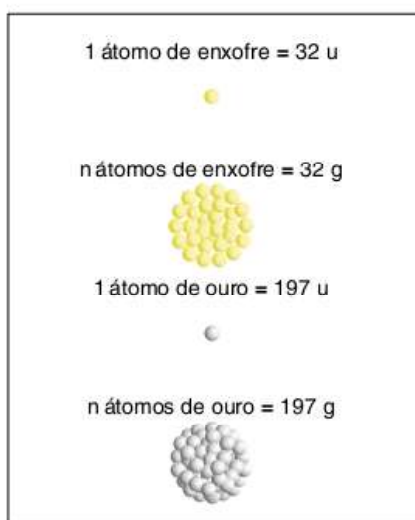
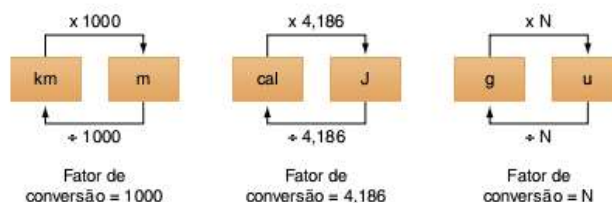


Fig. 1 Comparação entre quantidades.

Por regra de três, vemos que:

- | | | | | |
|----|---------------------|---|-------|----------|
| a) | 1 átomo de ouro | → | 197 u | Nu = 1 g |
| | N átomos de ouro | ← | 197 g | |
| b) | 1 átomo de enxofre | → | 32 u | Nu = 1 g |
| | N átomos de enxofre | ← | 32 g | |

Tudo isso nos conduz à seguinte analogia:



Este raciocínio foi iniciado pelo advogado e físico italiano Amadeo Avogadro, que jamais chegou a saber o valor de n. Somente por métodos experimentais mais avançados do que sua época permitia é que se determinou este valor, que, por homenagem, foi denominado de constante de Avogadro. Vários são os métodos que determinam atualmente este número, entre eles o processo por eletrólise e o por difração de raio X. Se o aluno estiver interessado, pode ler o **Texto complementar**, em que se determina este valor pelo 2º método. No texto principal, esta dedução foge completamente aos nossos objetivos e torna-se necessário, a esta altura, simplesmente dizer que $N = 6,02 \cdot 10^{23}$.

ATENÇÃO!

É preciso juntar $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de um elemento para que sua massa, em unidades de massa atômica, seja expressa em gramas. É necessário juntar $6,02 \cdot 10^{23}$ u para que a massa total seja de 1 g. Portanto, o número de Avogadro é o fator de conversão entre as duas unidades.

Porém, antes de trabalharmos mais com este número, precisamos entender o quanto ele é grande, observe:

- A humanidade, ao longo de toda a sua existência, não produziu $6,02 \cdot 10^{23}$ grãos de arroz (e está muito longe disto).
- Para se construir um novo planeta Terra, maciço, utilizando tijolos apenas, seriam necessários menos de $6,02 \cdot 10^{23}$ tijolos.
- O número de grãos de areia que existem no planeta pode não chegar a $6,02 \cdot 10^{23}$.

Parece absurdo, não é? Mas quando você desmembra a potência de 10, nota a magnitude de $6,02 \cdot 10^{23}$. De fato:

$$6,02 \cdot 10^{23} = 602.000.000.000.000.000.000.000 = 602 \text{ sextilhões}$$

Passa a ser evidente que, a partir de agora, este número mede quantidades de espécimes muito pequenas, sob pena de expressar quantidades irrealis, ou absurdas.

É importante salientar que, quando tratamos de átomos ou moléculas, esta quantidade é um valor notável, e recebe a denominação de mol (plural mols). Assim como dúzia são 12, dezena são 10, centena são 100 e unidade é 1, mol são $6,02 \cdot 10^{23}$. Talvez a dificuldade encontrada pela maioria dos estudantes de Química com essa terminologia seja que

dúzia, dezena e centena são quantidades palpáveis, enquanto mol expressa uma quantidade que foge à nossa percepção. É inútil tentar compreender a magnitude do mol. Isso só irá atrapalhá-lo. Lembre-se de que é um número como outro qualquer, apenas bem grande.

- 1 dúzia = 12
- 1 dezena = 10
- 1 centena = 100
- 1 mol = $6,02 \cdot 10^{23}$

Este número foi adotado como unidade oficial de quantidade pelo Sistema Internacional de Unidade (SI) e há três décadas, desde 1971, é definido da seguinte maneira:

MOL é a quantidade de átomos de carbono-12 contida em uma amostra de 0,012 kg deste.

Alguns autores costumam dizer que, como pode-se ter uma dúzia de quaisquer coisas, também pode-se ter 1 mol de qualquer coisa. Não é bem assim. Afinal, 1 mol de tijolos, ou 1 mol de ovos ou 1 mol de qualquer coisa macroscopicamente visível é um número absurdamente irreal.

Agora, vamos trabalhar um pouco estes conceitos.

Exercícios resolvidos

3 PUC-SP Um traço, feito a lápis, de 10 cm de comprimento apresentou uma massa de carbono igual a $5,0 \cdot 10^{-4}$ g. Que distância, em quilômetros, teria um traço de mesma espessura contendo um mol de átomos de carbono?

Dado: $C = 12$.

Resolução:

Este tipo de problema pode ser facilmente resolvido por regra de três. Observe o raciocínio:

1 átomo de carbono $\rightarrow 12$ u

1 mol de átomos de C = $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de C = 12 g. Portanto:

$$\begin{cases} 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ gC} : 10 \text{ cm} \\ 12 \text{ gC} : x \end{cases}$$

$$x = \frac{12 \text{ g} \cdot 10 \text{ cm}}{5 \cdot 10^{-4} \text{ g}} = 24 \cdot 10^4 \text{ cm} \Rightarrow x = 2,4 \text{ km}$$

Um traço de mesma espessura contendo 1 mol de átomos de carbono seria de 2,4 km.

4 Quantos átomos existem em 36 g de H_2O ?

Resolução:

Seguindo o mesmo raciocínio do exemplo anterior, temos:

1 molécula de $H_2O = 18$ u

1 mol de moléculas de $H_2O = 6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de $H_2O = 18$ g. Portanto:

$$\begin{cases} 18 \text{ g} : 6,02 \cdot 10^{23} \text{ } H_2O \\ 36 \text{ g} : x \end{cases}$$

$$x = \frac{36 \text{ g} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } H_2O}{18 \text{ g}}$$

$$x = 12,04 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } H_2O.$$

Mas o problema pergunta qual o número de átomos. Para isso, apliquemos a seguinte propriedade distributiva:

$$\begin{array}{r} 12,04 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } H_2O \\ \hline 24,08 \cdot 10^{23} \text{ átomos de H} \\ + \\ 12,04 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O} \\ \hline 36,12 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \end{array}$$

Portanto, em 36 g de H_2O existem $36,12 \cdot 10^{23}$ átomos. A maioria dos vestibulares adota, atualmente, o número de Avogadro como sendo $6 \cdot 10^{23}$.

Massa molar e número de mols

ATENÇÃO!

A massa molar (M) de um átomo é a massa de 1 mol ($6,02 \cdot 10^{23}$) de átomos.

Não é difícil entender que a massa molar é a massa atômica de um elemento (que é um valor tabelado) expressa em gramas. O mesmo que vale para os átomos também vale para outras espécies químicas, como moléculas, íons etc.

Veja como a tabela a seguir o ajudará a compreender melhor este conceito:

Elemento ou molécula	Massa atômica	Massa molecular	Massa molar
H	1 u	–	1 g
S	32 u	–	32 g
O	16 u	–	16 g
H_2SO_4	–	98 u	98 g
H_2SO_3	–	82 u	82 g
H_2S	–	34 u	34 g

Tab. 2 Relação entre massas molares, atômicas e moleculares.

É importante que você saiba diferenciar massa molecular de massa molar.

Massa molecular é a massa de 1 molécula, que é algo muito pequeno, e, portanto, é dada em u.

Massa molar (M) é a massa de $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas, que passa a ser uma massa considerável, e, portanto, é dada em g.

Neste momento, analisaremos o conceito de número de mols (n) pelos dois exercícios resolvidos a seguir.

Exercícios resolvidos

5 Qual o número de mols de moléculas de H_2SO_4 existentes em 392 g deste composto?

Resolução:

Primeiramente, mol e número de mols são grandezas diferentes, assim como dúzia e número de dúzias. A dúzia vale sempre 12 unidades, mas o número de dúzias pode variar com a quantidade da amostra. Por exemplo:

- Em uma amostra de 24 bananas, a dúzia vale 12, mas o número de dúzias é dado pela seguinte regra de três:
1 dúzia de bananas \rightarrow 12 bananas

$$x \text{ dúzias de bananas} \leftarrow 24 \text{ bananas}$$

$$x = \frac{24}{12} = 2 \text{ dúzias de bananas.}$$

Seguindo o mesmo raciocínio, em 36 bananas, a dúzia continua valendo 12, mas o número de dúzias de bananas é 3.

Analogamente, para a amostra de H_2SO_4 temos:

$$1 \text{ molécula de } H_2SO_4 = 98 \text{ u}$$

$$1 \text{ mol de moléculas de } H_2SO_4 = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } H_2SO_4 = 98 \text{ g.}$$

Portanto:

$$1 \text{ mol de moléculas de } H_2SO_4: 98 \text{ g}$$

$$n \text{ mols de moléculas de } H_2SO_4: 392 \text{ g}$$

$$n = \frac{392 \text{ g}}{98 \text{ g}} \Rightarrow n = 4 \text{ mols de moléculas de } H_2SO_4$$

6 Qual é o número de mols de moléculas existentes em uma amostra de massa m?

Resolução:

Seguindo o mesmo raciocínio do exercício anterior:

$$1 \text{ mol de moléculas} = M$$

$$n \text{ mols de moléculas} = m$$

$$n = \frac{m}{M} \quad (1)$$

O resultado mostrado na equação (1) é importantíssimo e deve ser usado a todo momento, como um atalho que facilitará a resolução desse tipo de exercício. Tente usar essa relação para resolver, com facilidade, o exercício resolvido 5.

Cálculo de fórmulas

Até aqui, todas as moléculas apresentadas ao longo destes dois primeiros capítulos foram representadas por fórmulas moleculares. De fato, é a representação mais comum; porém, não é única.

Existem várias maneiras de se representar compostos, das quais três são muito importantes neste momento:

- Fórmula molecular:** mostra os tipos de átomos e suas quantidades na estrutura da molécula.
- Fórmula mínima ou empírica:** representa a menor proporção de inteiros entre os átomos de uma molécula. A fórmula mínima ou empírica é a fórmula molecular simplificada.
- Fórmula centesimal:** que indica os átomos de uma molécula pelas suas porcentagens em massa.

	Fórmula molecular	Fórmula mínima	Fórmula centesimal
1º composto	CH_4	CH_4	$C_{75\%} H_{25\%}$
2º composto	C_2H_6	CH_3	$C_{80\%} H_{20\%}$
3º composto	$C_6H_{12}O_6$	CH_2O	$C_{40\%} H_{6,66\%} O_{53,34\%}$

Tab. 3 Diferentes representações para três diferentes compostos.

Note que, no 1º composto, a fórmula molecular é igual à mínima por não ser simplificável. Já no 2º composto, a fórmula mínima é obtida a partir da fórmula molecular simplificando-a por 2. No 3º composto, obtém-se a fórmula mínima a partir da fórmula molecular simplificando-a por 6.

A conversão entre fórmula molecular e fórmula mínima é bastante simples; porém, as outras conversões são igualmente importantes e um pouco mais complicadas. Aprenda como fazê-las nos próximos quatro exercícios resolvidos.

Exercícios resolvidos

7 Qual a fórmula centesimal do composto H_2SO_4 ?
Dados: H = 1; S = 32; O = 16.

Resolução:

Quando se deseja calcular a fórmula centesimal de um composto, deve-se calcular a porcentagem em massa de cada elemento químico na molécula. Para fazer isso de maneira rápida, basta utilizar o resultado obtido na regra de três a seguir:

$$M \rightarrow 100\% \text{ massa da molécula}$$

$$M_x \rightarrow \%X$$

$$\%X = \frac{M_x}{M} \cdot 100\% \quad (1)$$

Fazendo uso da equação (1), temos:

$$\begin{array}{c} \begin{array}{ccc} \text{H}_2 & \text{S} & \text{O}_4 \\ \downarrow & \downarrow & \downarrow \\ 2 \cdot 1 & + & 1 \cdot 32 & + & 4 \cdot 16 & = & 98u \\ \underbrace{\hspace{1.5cm}}_{m_H} & & \underbrace{\hspace{1.5cm}}_{m_S} & & \underbrace{\hspace{1.5cm}}_{m_O} & & \underbrace{\hspace{1.5cm}}_{m_{TOTAL}} \end{array} \\ \%H = \frac{m_H}{m_{TOTAL}} \cdot 100\% = \frac{2}{98} \cdot 100\% = 2,04\% \\ \%S = \frac{m_S}{m_{TOTAL}} \cdot 100\% = \frac{32}{98} \cdot 100\% = 32,65\% \end{array}$$

>> Exemplo 7: molecular/mínima \rightarrow centesimal

$$\%O = \frac{m_O}{m_{TOTAL}} \cdot 100\% = \frac{64}{98} \cdot 100\% = 65,31\%$$

Portanto, a fórmula centesimal de H_2SO_4 é $H_{2,04\%} S_{32,65\%} O_{65,31\%}$

Note que a soma das porcentagens é 100%.

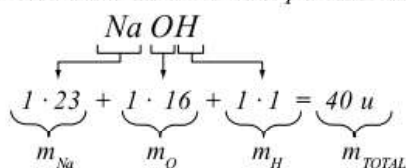
Se o resultado da soma das porcentagens for próximo de 100%, não significa que esteja errado. Apenas os arredondamentos não foram compatíveis com o número de casas decimais utilizadas. A experiência mostra que duas casas decimais são suficientes.

8 Qual a fórmula centesimal do composto NaOH?

Dados: Na = 23; O = 16; H = 1.

Resolução:

Procedendo como no exemplo anterior, temos:



$$\%Na = \frac{m_{Na}}{m_{TOTAL}} \cdot 100\% = \frac{23}{40} \cdot 100\% = 57,5\%$$

$$\%O = \frac{m_O}{m_{TOTAL}} \cdot 100\% = \frac{16}{40} \cdot 100\% = 40\%$$

$$\%H = \frac{m_H}{m_{TOTAL}} \cdot 100\% = \frac{1}{40} \cdot 100\% = 2,5\%$$

Portanto, a fórmula centesimal do composto NaOH é $Na_{57,5\%} O_{40\%} H_{2,5\%}$

9 Qual a fórmula mínima do composto $Mg_{20\%} S_{26,66\%} O_{53,33\%}$?

Dados: Mg = 24; S = 32; O = 16.

Resolução:

Agora, estamos lidando com o problema inverso. Quando partimos da fórmula centesimal para calcularmos a mínima, devemos encontrar a proporção entre os átomos constituintes, que é a mesma proporção entre o número de mols deles (a proporção deve ser de números inteiros). Esquematizando:

Em 100 g do composto, existem:

- 20 g de Mg
- 26,66 g de S
- 53,33 g de O

Portanto:

$$n_{Mg} = \frac{m_{Mg}}{M_{Mg}} = \frac{20}{24} = 0,833$$

$$n_S = \frac{m_S}{M_S} = \frac{26,66}{32} = 0,833$$

$$n_O = \frac{m_O}{M_O} = \frac{53,33}{16} = 3,33$$

Dividindo-se os resultados pelo menor valor encontrado, temos:

$$n_{Mg} = \frac{0,833}{0,833} = 1$$

$$n_S = \frac{0,833}{0,833} = 1$$

$$n_O = \frac{3,33}{0,833} = 4$$

Portanto, a fórmula mínima do composto é $MgSO_4$

10 Qual a fórmula molecular do composto $H_{5,88\%} O_{94,12\%}$, sabendo que $M = 34$ g/mol?

Dados: H = 1; O = 16.

Resolução:

Procedendo da mesma forma que no exercício anterior, temos:

Em 100 g do composto, existem:

- 5,88 g de H
- 94,12 g de O

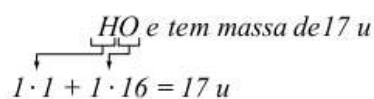
$$n_H = \frac{m_H}{M_H} = \frac{5,88}{1} = 5,88$$

$$n_O = \frac{m_O}{M_O} = \frac{94,12}{16} = 5,88$$

$$n_H = \frac{5,88}{5,88} = 1$$

$$n_O = \frac{5,88}{5,88} = 1$$

Portanto, a fórmula mínima do composto é:



Como a massa da fórmula molecular é dada e vale 34 u, percebe-se que, para se obter a fórmula mínima a partir da molecular, simplificou-se esta por 2. Portanto, a fórmula molecular do composto é dada por H_2O_2

Revisando

1 UFF (Adapt.) Feromônios são compostos orgânicos secretados pelas fêmeas de muitos insetos para determinadas funções, dentre as quais a de acasalamento. Um determinado feromônio, utilizado com esta finalidade, tem fórmula molecular $C_{19}H_{38}O$ e, normalmente, a quantidade secretada é cerca de $1,0 \cdot 10^{-12}$ g. Pode-se afirmar que o número de moléculas existentes nessa massa é:

2 UFG 2006 (Adapt.) O corpo humano necessita diariamente de 12 mg de ferro. Uma colher de feijão contém cerca de $4,28 \cdot 10^{-5}$ mols de ferro. Quantas colheres de feijão, no mínimo, serão necessárias para que se atinja a dose diária de ferro no organismo?

3 CFTSC 2008 (Adapt.) O sulfato de cobre pentaidratado ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$) forma cristais azuis. Quantos mols de água há em 100 g deste sal? Considere as seguintes massas atômicas arredondadas: Cu = 64; S = 32; O = 16.

4 Unemat 2010 (Adapt.) Considere que a massa de uma gota de água é de 0,05 g. Calcule a quantidade de mols (n) que existe nessa gota de água.

5 PUC-Rio (Adapt.) A fórmula mínima de um composto orgânico é $(\text{CH}_2\text{O})_n$. Sabendo que o peso molecular desse composto é 180, qual o valor de n ?

6 Unesp A Bolívia é um grande produtor de gás natural (metano) e celebrou com o Brasil um acordo para a utilização deste importante recurso energético. Para seu transporte até os centros consumidores, há um gasoduto ligando os dois países, já tendo chegado ao interior do estado de São Paulo.

a) Escreva a fórmula mínima e calcule a massa molar para o metano. Dadas as massas molares, em $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: $\text{C} = 12$ e $\text{H} = 1$.

b) Escreva a equação para a reação de combustão do metano e o nome dos produtos formados.

7 Fatec 2007 (Adapt.) Eugenol, o componente ativo do óleo do cravo-da-índia, tem massa molar 164 g/mol e fórmula empírica $\text{C}_5\text{H}_6\text{O}$.

Dados: massas molares (g/mol): $\text{H} = 1$; $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$.

Qual a porcentagem, em massa, de carbono no eugenol?

Exercícios propostos

Teoria atômico-molecular

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 .

- a) Explique o significado das representações ^{12}C e ^{13}C .
 b) Com esses dados, calcule a massa atômica do carbono natural.

Dados: $^{12}\text{C} = 12,000$; $^{13}\text{C} = 13,003$.

2 FGV O cloro é encontrado na natureza em duas formas isotópicas de 35 e 37 unidades de massa atômica. Dado que a massa atômica média do cloro é de 35,45 *uma*, qual a percentagem dos dois isótopos na natureza?

- (a) 86,7% ^{35}Cl + 13,3% ^{37}Cl
 (b) 66,7% ^{35}Cl + 33,3% ^{37}Cl
 (c) 80,0% ^{35}Cl + 20,0% ^{37}Cl
 (d) 72,2% ^{35}Cl + 27,8% ^{37}Cl
 (e) 77,5% ^{35}Cl + 22,5% ^{37}Cl

3 UFR Os átomos de um elemento químico não são exatamente iguais. O cloro apresenta-se na natureza como $^{17}\text{Cl}^{35}$ e $^{17}\text{Cl}^{37}$ e sua abundância isotópica é mostrada no quadro a seguir.

Átomo	Abundância na natureza (%)
$^{17}\text{Cl}^{35}$	75,00
$^{17}\text{Cl}^{37}$	25,00

Entretanto, na Classificação Periódica dos Elementos, o cloro (número atômico = 17) apresenta-se com massa molar igual a 35,50 g/mol. A respeito do exposto acima, julgue (V ou F) as seguintes afirmações:

- Na representação do tipo ${}_Z\text{X}^A$, as letras X, Y e A são, respectivamente, o símbolo do elemento químico, o número de massa e o número atômico.
 O $^{17}\text{Cl}^{35}$ apresenta sete elétrons em sua camada de valência.
 O valor 35,50 g/mol é obtido por meio da média ponderada entre as massas atômicas de $^{17}\text{Cl}^{35}$ e $^{17}\text{Cl}^{37}$, levando-se em consideração suas abundâncias isotópicas.
 A configuração eletrônica de $^{17}\text{Cl}^{37}$ é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.
 O átomo de $^{17}\text{Cl}^{35}$ não é neutro porque possui 17 prótons e 18 elétrons.

4 O peso atômico de um elemento químico é dado pela média ponderada dos isótopos. Por exemplo, o peso do oxigênio que aparece na tabela é 15,99, isso porque na natureza encontramos:

- ^{16}O ___ 99,76%
 ^{17}O ___ 0,04%
 ^{18}O ___ 0,20%

Sabendo-se que na natureza existe B-10-20%, B-11-80% podemos dizer que o peso do boro que aparece na tabela periódica é:

- (a) 10,5 (c) 10,8 (e) 10,2
 (b) 10 (d) 11

5 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 em 8,00 g de "ouro 900", uma liga metálica que contém 90% em massa de ouro. Conhecendo o número de Avogadro $NA = 6,0 \cdot 10^{23}$ e sabendo que a massa molar do ouro (símbolo Au) é de $197 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, pode-se afirmar que em uma 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.

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) $3,6 \cdot 10^{24}$ (d) $2,88 \cdot 10^{25}$
 (b) $4,8 \cdot 10^{24}$ (e) $1,08 \cdot 10^{26}$
 (c) $1,44 \cdot 10^{25}$

7 Mackenzie Em 600 g de H_2O_2 existem:

Dado: Massa molar (g/mol): H = 1 e O = 16.

- (a) $1,0 \cdot 10^{25}$ moléculas. (d) 16 moléculas.
 (b) 18 moléculas. (e) 3 moléculas.
 (c) $6,0 \cdot 10^{23}$ moléculas.

8 UFRJ 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.

9 Determinar o valor de "x" da espécie KMnO_x , sabendo-se que cada fórmula da espécie tem massa igual a 158 u.

Dados: O = 16 u; K = 39 u; Mn = 55 u.

10 Determinar a massa atômica do cloro (Cl), sabendo-se que a massa molecular do triclorometano (CHCl_3) é igual a 119,5 u.

Dados: H = 1 u; C = 12 u.

11 O enxofre pode combinar-se com o oxigênio formando os gases SO_2 e SO_3 . Determine as massas moleculares das espécies citadas.

Dados: S = 32 u; O = 16 u.

12 A massa molecular da espécie $\text{C}_x\text{H}_6\text{O}$ é 46 u, logo, o valor de "x" é:

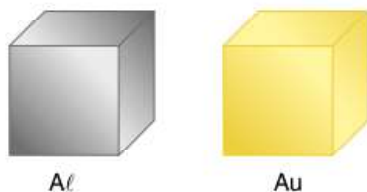
Dados: H = 1 u; C = 12 u; O = 16 u.

- (a) 1 (c) 3 (e) 5
 (b) 2 (d) 4

13 UEL Quantas vezes a massa da molécula de glicose, $C_6H_{12}O_6$, é maior que a da molécula de água, H_2O ?

- (a) 2 (c) 6 (e) 10
(b) 4 (d) 8

14 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 $19,9 \text{ g/cm}^3$. 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.

15 Vunesp Peixes machos de uma certa espécie são capazes de detectar a massa de $3,66 \cdot 10^{-8} \text{ g}$ 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 = $6,0 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol}$.

- (a) $3 \cdot 10^{-16}$ (c) $1,8 \cdot 10^8$ (e) $6,0 \cdot 10^{23}$
(b) $3,66 \cdot 10^{-8}$ (d) $1,8 \cdot 10^{22}$

16 Vunesp Na Natureza, de cada 5 átomos de boro, 1 tem massa atômica igual a 10 *uma* (unidade de massa atômica) e 4 têm massa atômica igual a 11 *uma*. Com base nestes dados, a massa atômica do boro, expressa em *uma*, é igual a:

- (a) 10 (c) 10,8 (e) 11,5
(b) 10,5 (d) 11

17 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 $1,7 \text{ kg}$ de fígado?

Dado: $Zn = 65,4$.

- (a) $5 \cdot 10^{20}$ (c) $6 \cdot 10^{18}$ (e) $6 \cdot 10^{20}$
(b) $5 \cdot 10^{21}$ (d) $6 \cdot 10^{19}$

18 Unifav Um átomo de enxofre tem massa?

Dado: $S = 32$.

- (a) 16 g
(b) 32 g
(c) igual à massa de 16 nêutrons
(d) $1/12$ da massa do isótopo 12 do carbono
(e) $5,3 \cdot 10^{-23} \text{ g}$

19 UnB Considere uma amostra de 180 mL de água destilada, com densidade igual a 1 kg/L , contida em um copo. Sabendo que $M(H) = 1 \text{ g/mol}$ e $M(O) = 16 \text{ g/mol}$, julgue os itens a seguir.

- No copo, encontram-se $18,06 \cdot 10^{24}$ átomos.
 O número de moléculas contidas no copo é igual ao número de átomos encontrados em uma amostra de 120 g de carbono -12 .
 Para se produzir a quantidade de água contida no copo, é preciso reagir totalmente 30 g de H_2 com 150 g de O_2 .
 A massa molecular de água no copo é igual a 180 g .

20 UEL Efetuando-se o cálculo: 32 g de enxofre/ $6,0 \cdot 10^{23}$ átomos chega-se, para o enxofre:

- (a) ao número de átomos em 32 g .
(b) à massa de um único átomo.
(c) à quantidade, em mol, de átomos.
(d) à massa de 1 mol de átomos.
(e) ao valor da massa molar.

21 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 $26,376 \text{ g}$, contendo $19,700 \text{ g}$ de ouro, $4,316 \text{ g}$ de prata e $2,540 \text{ g}$ de cobre, a proporção de átomos de cada elemento ($Au : Ag : Cu$) nessa liga será:
Dados: $Au = 197$; $Ag = 108$; $Cu = 63,5$.

- (a) $2,000 : 1,000 : 1,000$ (d) $7,756 : 1,628 : 1,000$
(b) $10,00 : 4,000 : 4,000$ (e) $197,0 : 107,9 : 63,50$
(c) $19,70 : 4,316 : 2,540$

22 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) $1,05 \cdot 10^{22}$ (d) $1,35 \cdot 10^{24}$
(b) $1,05 \cdot 10^{23}$ (e) $1,35 \cdot 10^{23}$
(c) $1,05 \cdot 10^{24}$

>> **Dica** da questão 14: Um bom caminho para a resolução da questão é calcular o número de mols de Al e Au em cada um dos cubos.

23 A massa molecular do gás carbônico (CO_2) é 44 u. Se a massa atômica do carbono fosse igual a 20 u, qual seria a suposta massa molecular do gás carbônico?
Dado: $\text{C} = 12$ u.

24 Quantos átomos estão contidos em 20 g de hidróxido de sódio (NaOH)?
Dados: $\text{H} = 1$ u; $\text{O} = 16$ u; $\text{Na} = 23$ u;
 N° de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23}$.

25 Quantas moléculas encontramos em 245 g de ácido sulfúrico (H_2SO_4)?
Dados: $\text{H} = 1$ u; $\text{O} = 16$ u; $\text{S} = 32$ u.

26 **Unicamp** Um medicamento contém 90 mg de ácido acetil-salicílico ($\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$) por comprimido. Quantas moléculas dessa substância há em cada comprimido?
Dados: Número de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23}$;
Massas atômicas relativas: $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1,0$.

27 **Cesgranrio** O efeito estufa é um fenômeno de graves consequências climáticas que se deve a altas concentrações de CO_2 no ar. Considere que, num dado período, uma indústria “contribuiu” para o efeito estufa, lançando 88 toneladas de CO_2 na atmosfera. O número de moléculas do gás lançado no ar, naquele período, foi aproximadamente:
Dados: $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$; $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$.

(a) 10^{30} (c) 10^{26} (e) 10^{23}
(b) 10^{27} (d) 10^{24}

Determinação e conversão de fórmulas

28 **Mackenzie** No colesterol, cuja fórmula molecular é $\text{C}_{27}\text{H}_{46}\text{O}$, a porcentagem de hidrogênio é aproximadamente igual a:
Dados: Massa molar (g/mol): $\text{C} = 12$; $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16$.

(a) 46% (c) 12% (e) 62%
(b) 34% (d) 1%

29 **Mackenzie** A fórmula mínima de um composto formado por nitrogênio e hidrogênio, cuja análise de 32 g de uma amostra revelou a presença de 87,5% (% em massa) de nitrogênio, é:
Dadas as massas molares (g/mol): $\text{N} = 14$ e $\text{H} = 1$.

(a) N_2H_3 (d) NH_2
(b) N_2H_4 (e) NH
(c) NH_3

30 **Unicamp** O ácido acetilsalicílico, $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$, 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.
Dados: massas atômicas: $\text{C} = 12$; $\text{H} = 1$ e $\text{O} = 16$.

31 **Vunesp** A nicotina contém 74,1% de carbono, 8,6% de hidrogênio e 17,3% de nitrogênio. Sabe-se que este composto contém dois átomos de nitrogênio por molécula. Quais são as fórmulas empírica e molecular da nicotina.
Dados: Massas atômicas: $\text{C} = 12$; $\text{H} = 1$; $\text{N} = 14$.

32 **Mackenzie** 86,8 g de X reagem completamente com 112,0 g de Y, formando um composto cuja fórmula mínima é:
Dados: Massas molares (g/mol): $\text{X} = 31$ e $\text{Y} = 16$.

(a) X_2Y_{10} (c) X_2Y (e) X_5Y
(b) X_2Y_5 (d) X_3Y_7

33 **Mackenzie** Ao se analisar um óxido de elemento não metálico Y, encontrou-se a proporção de 1,5 mols de átomos de oxigênio para 1 mol de átomos de Y. A fórmula desse óxido pode ser:

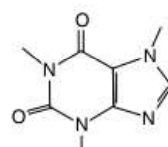
(a) OF_2 (c) CO_2 (e) N_2O_3
(b) SO_3 (d) Fe_2O_3

34 Sabendo-se que um composto mineral apresenta a seguinte composição centesimal: $\text{Na} = 27,06\%$; $\text{N} = 16,47\%$ e $\text{O} = 56,47\%$ e que existe nesse composto somente um átomo de sódio, calcular a sua fórmula molecular.
Dados: $\text{N} = 14$; $\text{O} = 16$; $\text{Na} = 23$.

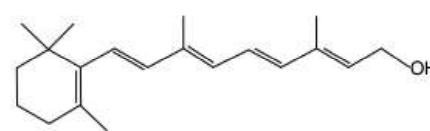
35 **UFF** A cada lançamento das coleções de moda praia, surgem polêmicas sobre uma grande inimiga das mulheres: a celulite, que não poupa nem as modelos. A lipodistrofia — nome científico da celulite — é um fantasma difícil de ser espantado. Por isso, a guerra contra a celulite só pode ser ganha com um conjunto de ações. A indústria de cosméticos e a farmacêutica não param de fazer pesquisas. As novidades giram em torno do DMAE, da cafeína, da centelha asiática e do retinol.

Revista Vida Jornal do Brasil, 21 ago. 2004. (Adapt.).

Observe as fórmulas estruturais da Cafeína e do Retinol (Vitamina A)



Cafeína



Retinol

Considerando as fórmulas apresentadas, assinale a opção correta.

(a) A fórmula molecular do retinol é $\text{C}_{20}\text{H}_{28}\text{O}_2$ e seu percentual de carbono é 80%.

>> **Dica** da questão 30: Calcular a porcentagem de carbono em $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ e verificar se o valor encontrado é de 50%.

- (b) O retinol e a cafeína são isômeros geométricos em razão das duplas ligações que ocorrem em suas cadeias carbônicas.
- (c) Sendo a fórmula molecular da cafeína $C_8H_{10}N_4O_2$, seu percentual de carbono é, aproximadamente, 50%.
- (d) O retinol é um álcool aromático.
- (e) A cafeína é uma cetona, pois apresenta duas carbonilas.

36 A amostra de uma substância orgânica utilizada em análises químicas contém 0,50 mol de hidrogênio, 0,50 mol de carbono e 1,0 mol de oxigênio. Sabendo-se que a massa molar da substância é igual a 90 g/mol, pode-se afirmar que as fórmulas mínima e molecular são:

- (a) $C_{0,5}H_{0,5}O_1$ e CHO_2
 (b) CHO_2 e CHO_2
 (c) $C_2H_2O_4$ e $C_2H_2O_4$
 (d) CHO_2 e $C_2H_2O_4$
 (e) CHO_2 e $C_3H_3O_6$

37 UEL Um hidrocarboneto de fórmula geral C_nH_{2n-2} tem massa molar igual a 96,0 g/mol. Sua fórmula molecular é:

Dados: Massas molares: C = 12 g/mol; H = 1 g/mol.

- (a) C_5H_8 (d) C_8H_{14}
 (b) C_6H_{10} (e) C_9H_{16}
 (c) C_7H_{12}

38 UFRGS A combinação entre o nitrogênio e o oxigênio pode originar diferentes óxidos. Entre os óxidos nitrogenados a seguir, aquele que apresenta, em sua composição, o maior teor ponderal de nitrogênio é o:

- (a) NO (d) N_2O_3
 (b) NO_2 (e) N_2O_5
 (c) N_2O

39 A porcentagem em massa de carbono no clorofórmio, $CHCl_3$, é:

Dados: Massas molares, em g/mol: H = 1; C = 12; Cl = 35,5.

- (a) 1% (c) 12% (e) 50%
 (b) 10% (d) 24%

40 Vunesp Um composto de carbono, hidrogênio e oxigênio apresenta na sua constituição 40,0% de carbono e 6,6% de hidrogênio. A sua fórmula mínima é:

Dados: Massas molares, em g/mol: H = 1; C = 12; O = 16.

- (a) CHO (c) CHO_2 (e) C_2H_2O
 (b) CH_2O (d) C_2HO

41 Vunesp A massa de 1 mol de vanilina, uma substância utilizada para dar sabor aos alimentos, é constituída por 96 g de carbono, 8 g de hidrogênio e 48 g de oxigênio. São dadas as massas molares, em g/mol: vanilina = 152; H = 1; C = 12; O = 16. As fórmulas empírica e molecular da vanilina são, respectivamente:

- (a) C_3H_4O e $C_9H_{12}O_2$ (d) C_5H_5O e $C_{11}H_{12}O$
 (b) $C_3H_4O_2$ e $C_7H_{12}O_4$ (e) $C_8H_8O_3$ e $C_8H_8O_3$
 (c) C_5H_5O e $C_{10}H_{10}O_2$

42 Ufla 2006 As substâncias relacionadas a seguir são de grande utilidade como fertilizantes na agricultura.

- I. Ureia – $CO(NH_2)_2$
 II. Sulfato de amônio – $(NH_4)_2SO_4$
 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 (d) I < III < II
 (b) III < II < I (e) II < III < I
 (c) II < I < III

TEXTO COMPLEMENTAR

Será que contaram 602 sextilhões?

Contar o número de Avogadro da maneira convencional seria um absurdo, por dois motivos:

- Os átomos só podem ser visualizados indiretamente, por ultramicroscopia, sendo que os aparelhos utilizados são bastante modernos. Somente no final da década de 1980 é que o homem conseguiu essa maravilhosa façanha tecnológica, mas lembre-se de que o número foi determinado há, aproximadamente, 100 anos. Imagine contar o que é difícil ver. Além disso, manipular átomos é praticamente impossível, por serem estruturas minúsculas.



- Por mais rápido que seja um contador, é difícil fazer terminá-lo em menos de 1 bilhão de anos. Afinal, a quantidade de 602 sextilhões é imensa. Se um contador for capaz de contar 100 átomos por segundo (perceba que é um absurdo, pela difícil manipulação das estruturas), a contagem demoraria 90 trilhões de anos.

Logo, a contagem convencional (do tipo 1, 2, 3, 4, ...) não é a apropriada para se determinar este número. Por isso, precisamos de uma contagem indireta. Atualmente, existem várias maneiras de efetuar esta determinação numérica: eletrólise ígnea, eletrólise em solução aquosa com eletrodos inertes, difração de raio X etc.

De todas as determinações, a difração de raios X é uma das mais precisas e mais inteligentes. Vamos ao método:

- Escolhe-se o alumínio como elemento químico a ser utilizado, por ter estrutura extremamente organizada e se prestar bem aos resultados experimentais por difrações de raios X.

A estrutura cristalina do alumínio é do tipo cúbica de face centrada (CFC), em que cada vértice de um cubo é ocupado por um átomo, e em cada face existe outro átomo no centro. Veja a figura, no início do texto complementar.

Esta estrutura é chamada de célula unitária, que é uma estrutura que se repete indefinidamente nas direções ortogonais. É importante perceber que, dentro do cubo, a célula unitária contém 4 átomos de alumínio completos. Acompanhe:

- 1/8 de átomo em cada vértice. Como são 8 vértices, totaliza um átomo completo.
 - Em cada face, metade do átomo está dentro do cubo e, a outra metade, fora. Como são 6 faces, totaliza 3 átomos completos dentro da célula unitária.
2. A difração de raio X é capaz de determinar o tamanho da aresta do cubo, que é de $4,05 \text{ \AA}$ ou $4,05 \cdot 10^{-10} \text{ m}$. Como o método é capaz de determinar este valor, foge totalmente aos nossos objetivos. Porém se você tiver curiosidade, consulte *Química geral*, vol. 1, J.J. Russell, 2ª edição, Ed. Mc Graw Hill.

3. Toma-se uma amostra de alumínio e mede-se a sua massa, com a maior precisão possível. Mergulha-se a mesma amostra em água ou qualquer outro líquido e anota-se o aumento de volume, que é o próprio volume da amostra. Com isso, aplica-se:

$$d = \frac{m}{V} \text{ e encontra-se } d_{Al} = 2,7 \text{ g/cm}^3.$$

Com estes dados, basta aplicar uma regra de três:

1 átomo de Al: 27 u
 4 átomos de Al: $4 \cdot 27 \text{ u} = (4,05 \cdot 10^{-10})^3 \text{ m}^3$ ($V_{\text{cubo}} = a^3$)
 x átomos de Al: $\frac{27 \text{ g} : 10 \text{ cm}^3}{d_{Al} = 2,7 \text{ g/cm}^3}$

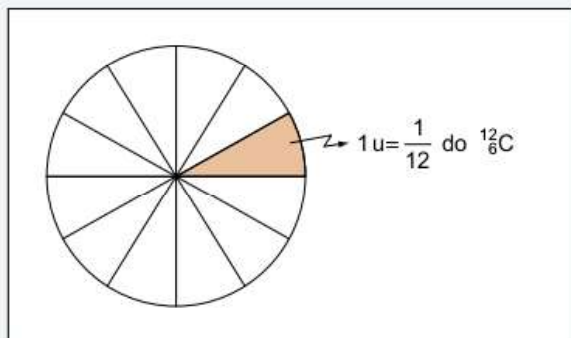
$$x = \frac{10 \text{ cm}^3 \cdot 4 \text{ átomos de Al}}{(4,05 \cdot 10^{-10})^3 \text{ m}^3} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow x = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Al}$$

Portanto, 1 mol = $6,02 \cdot 10^{23}$.

RESUMINDO

Unidade de massa atômica: (u)



- **Massa atômica:** Média ponderada das massas de todos os isótopos: $M.A. = \frac{M_1 P_1 + M_2 P_2 + \dots}{P_1 + P_2 + \dots}$
 Conversão entre as unidades de massa: $1 \text{ g} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ u}$
 Constante de Avogadro = 1 mol = $6,02 \cdot 10^{23}$
- **Número de mols:** $n = \frac{m}{M}$
 n^{Δ} número de mols
 m^{Δ} massa (g)
 M^{Δ} massa molar (g/mol)

- **Volume molar:** 22,4 L (nas CNTP)

$$V_M = \frac{RT}{P} \text{ (em condições quaisquer)}$$

Tipos de fórmulas

- molecular
 - mínima ou empírica
 - centesimal
- A fórmula mínima é a fórmula molecular simplificada.
 - A fórmula centesimal expressa as porcentagens em massa de cada elemento.

Conversões

Molecular → Mínima	Molecular → Centesimal
$C_x H_{2x} O_x$ CH_2O	$\%X = \frac{m_x}{M} \cdot 100\%$
Mínima → Molecular	Centesimal → Molecular
$C_3 H_6 O$ $C_{3x} H_{6x} O_x$	$m_x = \%X \cdot M$ e $n_x = \frac{m_x}{M_x}$

■ QUER SABER MAIS?



SITES

- <www.sbfisica.org.br/fne/Vol8/Num2/v08n02a12.pdf>
- <www.youtube.com/watch?v=gRDC3gdhYDk&feature=related>

Exercícios complementares

Teoria atômico-molecular

1 Unifesp 2006 A nanotecnologia é a tecnologia em escala nanométrica ($1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$). 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 vultuosos 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 $4,0 \text{ g/cm}^3$, depositada em uma janela com dimensões de $50 \cdot 100 \text{ cm}$, 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

2 Considerando que a taxa de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) no sangue de um indivíduo é de 90 mg em 100 mL de sangue e que o volume sanguíneo desse indivíduo é 4 litros, o número de moléculas de glicose existente nos 4 litros de sangue é, aproximadamente, igual a:

- (a) $6,0 \cdot 10^{23}$ (c) $2,0 \cdot 10^{23}$ (e) $1,2 \cdot 10^{24}$
(b) $2,0 \cdot 10^{21}$ (d) $1,2 \cdot 10^{22}$

3 Fuvest 2007 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% (c) 1,20% (e) 12%
(b) 0,20% (d) 2,0%

4 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 ;

n° de Avogadro = $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas/mol.

- (a) 68 (c) $68 \cdot 100$ (e) $68 \cdot 3,01 \cdot 10^{26}$
(b) $68 \cdot 5$ (d) $68 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$

5 Vunesp 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.

Dado: Massas atômicas: Sn = 118; Pb = 207; Bi = 209.

6 Em uma pessoa adulta com massa de 70,0 kg, há 1,6 kg de cálcio. Qual seria a massa desta pessoa, em kg, se a Natureza houvesse, ao longo do processo evolutivo, escolhido o bário em lugar do cálcio?

Dado: Massas atômicas relativas: Ca = 40, Ba = 137.

7 Unifesp 2008 As lâmpadas fluorescentes estão na lista de resíduos nocivos à saúde e ao meio ambiente, já que essas lâmpadas contêm substâncias, como o mercúrio (massa molar 200 g/mol), que são tóxicas. Ao romper-se, uma lâmpada fluorescente emite vapores de mercúrio da ordem de 20 mg, que são absorvidos pelos seres vivos e, quando lançadas em aterros, contaminam o solo, podendo atingir os cursos-d'água. A legislação brasileira estabelece como limite de tolerância para o ser humano 0,04 mg de mercúrio por metro cúbico de ar. Num determinado ambiente, ao romper-se uma dessas lâmpadas fluorescentes, o mercúrio se difundiu de forma homogênea no ar, resultando em $3,0 \cdot 10^{17}$ átomos de mercúrio por metro cúbico de ar. Dada a constante de Avogadro $6,0 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$, pode-se concluir que, para este ambiente, o volume de ar

>> **Dica** da questão 5: Calcule o número de mols total de átomos e divida em partes proporcionais a 2, 5 e 3.

Dica da questão 6: A nova massa é a antiga, subtraída do cálcio retirado e acrescida do bário. Portanto, $m = 70 - m\text{Ca} + m\text{Ba}$

e o número de vezes que a concentração de mercúrio excede ao limite de tolerância são, respectivamente:

- (a) 50 m³ e 10 (c) 200 m³ e 2,5 (e) 400 m³ e 1,25
 (b) 100 m³ e 5 (d) 250 m³ e 2

8 UnitaU Considerando 20 g de cada substância a seguir, indique a alternativa que apresenta maior quantidade de moléculas:

Dados: H = 1, N = 14, O = 16, Na = 23.

- (a) N₂O₅ (c) HNO₃ (e) H₂O
 (b) NaNO₃ (d) NaOH

9 Quantos mols de C₉H₈O₄ estão contidos em um medicamento que contém 0,09 g da referida substância?

Dados: H = 1 u; C = 12 u; O = 16 u.

10 Determine o número de átomos de carbono (C) contidos em 2 mols deste elemento.

Dado: Número de Avogadro = 6,0 · 10²³.

11 Uma certa usina termoeletrica, que funciona à base de resíduos da destilação do petróleo, poderá lançar na atmosfera cerca de 250 toneladas de SO₂ gasoso diariamente.

- a) Quantos mols de SO₂ serão lançados na atmosfera diariamente?
 b) Qual o número de moléculas de SO₂ que estão contidas nesta massa?

Dados: S = 32 u; O = 16 u; número de Avogadro = 6,0 · 10²³.

12 Qual a massa de 2,5 mols de ácido sulfúrico (H₂SO₄)?

Dados: H = 1 u; O = 16 u; S = 32 u.

13 Determinar a massa molar do nitrato de potássio (KNO₃).

Dados: K = 39 u; N = 14 u e O = 16 u.

14 ITA 2007 Uma amostra de 1,222 g de cloreto de bário hidratado (BaCl₂ · nH₂O) é aquecida até a eliminação total da água de hidratação, resultando em uma massa de 1,042 g.

Com base nas informações fornecidas e mostrando os cálculos efetuados, determine:

- a) o número de mols de cloreto de bário,
 b) o número de mols de água e
 c) a fórmula molecular do sal hidratado.

15 ITA Mostre como a ordem de grandeza do tamanho de um átomo de ouro pode ser estimada conhecendo-se a massa molar do ouro, a constante de Avogadro, e sabendo-se que a massa específica do ouro é igual a 19g/cm³. Mencione eventuais hipóteses que são necessárias para efetuar tal estimativa.

16 FGV Considere que a cotação do ouro seja R\$ 11,40 por grama. Que quantidade de átomos de ouro, em mols, pode ser adquirida com R\$ 9.000,00?

Dado: Massa molar do Au = 197g/mol.

- (a) 2,0 (d) 3,4
 (b) 2,5 (e) 4,0
 (c) 3,0

17 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 C₁₉H₃₈O deve estar presente para que seja eficaz. Quantas moléculas isso representa?

Dados: Massas molares: C = 12 g/mol; H = 1 g/mol; O = 16 g/mol.

- (a) 2 · 10⁹ moléculas
 (b) 3 · 10⁹ moléculas
 (c) 10¹⁰ moléculas
 (d) 4 · 10⁹ moléculas
 (e) 8 · 10⁹ moléculas

18 Fuvest A dose diária recomendada do elemento cálcio para um adulto é de 800 mg. Suponha certo suplemento nutricional à base de casca de ostras que seja 100% CaCO₃. Se um adulto tomar diariamente dois tabletes desse suplemento de 500 mg cada, qual porcentagem de cálcio da quantidade recomendada essa pessoa está ingerindo?

Dado: Massas molares (g/mol) Ca = 40; O = 16; C = 12.

- (a) 25% (c) 50% (e) 125%
 (b) 40% (d) 80%

19 UFU 2010 Algumas pessoas usam desodorantes para disfarçar os odores das axilas, mas, se suam muito, com certeza necessitam de um desodorante antiperspirante (antitranspirante) para diminuir a produção do suor, que aumenta quando nos expomos ao calor, esforço físico, estresse ou nervosismo.

Ingredientes como cera, emoliente líquido e um ingrediente ativo são encontrados nos antiperspirantes. É o ingrediente ativo que faz os antiperspirantes bloquearem o suor. Na maioria dos antiperspirantes, o ingrediente ativo é um composto à base de alumínio, e o mais comum é o cloridrato de alumínio, cuja fórmula empírica é Al₂(OH)₅Cl · 2H₂O. O cloreto de alumínio também pode ser empregado como princípio ativo.

Os antiperspirantes de venda comercial livre podem ter uma concentração de ingrediente ativo máxima de 25% massa/massa e são comercializados, em geral, em embalagens de 50 g. Para as pessoas que apresentam transpiração excessiva nas axilas, existem produtos vendidos sob prescrição médica que contêm concentrações mais altas que os antiperspirantes de venda comercial livre.

Considerando as informações acima, faça o que se pede.

- a) Defina o tipo de interação química que ocorre entre os átomos da substância cloreto de alumínio.
 b) Para o princípio ativo cloreto de alumínio, apresente a fórmula mínima e sua estrutura conforme representação de Lewis.
 c) Quantos gramas de alumínio são encontrados em uma embalagem de um desodorante antiperspirante que contenha como princípio ativo cloridrato de alumínio, Al₂(OH)₅Cl · 2H₂O?

20 PUC Um mol de ácido clorídrico (HCl) contém:

- (a) 6,0 · 10²³ átomos de hidrogênio.
 (b) 1 mol de átomos.
 (c) 6,0 · 10²³ átomos.
 (d) 2 mols de cloro.
 (e) 24 · 10²³ moléculas.

21 PUC Uma das metas do Conselho Nacional do Meio Ambiente é que os carros novos, em 1997, emitam 2,0 g de monóxido de carbono por quilômetro. Nestas condições, quantas moléculas do gás serão emitidas, aproximadamente, por um carro ao percorrer 15 km?

- Dado: Massas molares: C = 12,0 g/mol; O = 16,0 g/mol.
 (a) 2,0 (c) $3,2 \cdot 10^{23}$ (e) $9,0 \cdot 10^{23}$
 (b) 3,0 (d) $6,4 \cdot 10^{23}$

22 Puccamp Silicatos são compostos de grande importância nas indústrias de cimento, cerâmica e vidro. Quantos gramas de silício há em 2,0 mols do silicato natural SiO_2 ?

- Dado: Massa molar do Si = 28 g/mol.
 (a) 56 (c) 28 (e) 10
 (b) 42 (d) 14

23 PUC A presença de ozônio na troposfera (baixa atmosfera) é altamente indesejável, e seu limite permitido por lei é de 160 microgramas por m^3 de ar. No dia 30/07/1995, na cidade de São Paulo, foi registrado um índice de 760 microgramas de O_3 por m^3 de ar. Assinale a alternativa que indica quantos mols de O_3 por m^3 de ar foram encontrados acima do limite permitido por lei, no dia considerado.

- Dado: 1 micrograma = 10^{-6} g.
 (a) $1,25 \cdot 10^{-5}$ mol (d) $1,87 \cdot 10^{-2}$ mol
 (b) $1,25 \cdot 10^{-2}$ mol (e) $2,50 \cdot 10^{-5}$ mol
 (c) $1,87 \cdot 10^{-5}$ mol

24 Fuvest Linus Pauling, prêmio Nobel de Química e da Paz, faleceu recentemente 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.

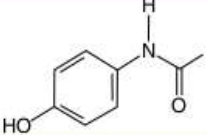
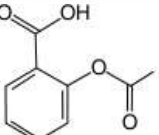
- (a) 10 (c) $1,0 \cdot 10^2$ (e) $6,0 \cdot 10^4$
 (b) 60 (d) $1,0 \cdot 10^3$

25 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) $\text{NH}_3 > \text{H}_2\text{SO}_4 > \text{NaOH}$

26 Uerj 2009 Algumas doenças infecciosas, como a dengue, são causadas por um arbovírus da família *Flaviridae*. São conhecidos quatro tipos de vírus da dengue, denominados DEN 1, DEN 2, DEN 3 e DEN 4; os três primeiros já produziram epidemias no Brasil. A doença, transmitida ao homem pela picada da

fêmea infectada do mosquito *Aedes aegypti*, não tem tratamento específico, mas os medicamentos frequentemente usados contra febre e dor devem ser prescritos com cautela. Na tabela abaixo, são apresentadas informações sobre dois medicamentos:

Medicamento	Fórmula estrutural	Massa molar (g · mol ⁻¹)
paracetamol		151
ácido acetilsalicílico		180

O número de átomos existente em uma amostra de 1g de ácido acetilsalicílico é igual a:

- (a) $3,3 \cdot 10^{21}$ (c) $6,0 \cdot 10^{23}$
 (b) $7,0 \cdot 10^{22}$ (d) $1,3 \cdot 10^{25}$

27 Cesgranrio Supondo um comportamento de gás ideal, assinale a opção que indica, aproximadamente, o peso, em gramas, de 1,0 L de C_3H_8 nas CNTP.

- Dado: Massas atômicas: C = 12; H = 1.
 (a) $2 \cdot 10^{-3}$ g (c) 2 g (e) 44 g
 (b) 0,5 g (d) 22,4 g

28 FEI O ferro é um elemento essencial na alimentação humana, para a formação de hemoglobina. Apenas 10% do ferro do feijão é absorvido pelo organismo humano. Supondo que em 100 g de feijão encontremos 0,2% de ferro e que cada átomo de ferro formará uma molécula de hemoglobina, o número de moléculas de hemoglobina formadas será:

- Dado: Fe = 56,0 u.
 (a) $6 \cdot 10^{20}$ (c) $4 \cdot 10^{22}$ (e) $6 \cdot 10^{23}$
 (b) $2 \cdot 10^{20}$ (d) $5 \cdot 10^{22}$

29 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 1.881 g de vidro "Vycor" é:

- Dados: Massas molares: B = 10,8 g/mol; O = 16,0 g/mol; número de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23}$.
 (a) $6,0 \cdot 10^{23}$ (c) $9,8 \cdot 10^{23}$ (e) $2,4 \cdot 10^{24}$
 (b) $1,8 \cdot 10^{24}$ (d) $1,2 \cdot 10^{24}$

30 FEI Um recipiente contém certa mistura gasosa constituída de $1,2 \cdot 10^{23}$ moléculas de oxigênio e $3,0 \cdot 10^{23}$ moléculas de nitrogênio. Assinale a alternativa falsa:

Dados: Numero de Avogadro: $6,0 \cdot 10^{23}$ moléculas/mol; massas atômicas: O = 16(u); N = 14(u).

>> Dica da questão 29: O óxido de boro tem fórmula B_2O_3 .

da política e da educação. Não tendo, nem de longe, a intenção de aprofundar nessa complexa matéria, essa prova simplesmente toca, de leve, em problemas e soluções relativos ao desenvolvimento das atividades agrícolas, mormente aqueles referentes à Química. Sejam críticos no trato dos danos ambientais causados pelo mau uso de fertilizantes e defensivos agrícolas, mas não nos esqueçamos de mostrar os muitos benefícios que a Química tem proporcionado à melhoria e continuidade da vida.

Um artigo publicado no *The Agronomy Journal* de 2006 trata de um estudo relacionado à fixação de nitrogênio por uma planta forrageira que se desenvolve bem em um solo ácido. Essa planta tem o crescimento limitado pela baixa fixação de nitrogênio. O objetivo central do trabalho era verificar como uma cultura de alfafa, cultivada junto à forrageira citada, poderia melhorar o crescimento da forrageira, aumentando a fixação de nitrogênio. Relata o artigo que o terreno a ser adubado foi subdividido em cinco partes. Cada parte foi adubada com as seguintes quantidades fixas de nitrato de amônio, a cada vez: 0; 28; 56; 84; 112 kg/ha. As adubações foram repetidas por 15 vezes em períodos regulares, iniciando-se no começo de 1994 e encerrando-se no final de 1996. Para monitorar a fixação de nitrogênio, os pesquisadores adicionaram uma pequeníssima quantidade conhecida de nitrato de amônio marcado ($^{15}\text{NH}_4^{15}\text{NO}_3$) ao nitrato de amônio comercial a ser aplicado na plantação.

- Do ponto de vista da representação química, o que significa o sobrescrito 15 junto ao símbolo N?
- Suponha duas amostras de mesma massa, uma de $^{15}\text{NH}_4^{15}\text{NO}_3$ e a outra de NH_4NO_3 . A quantidade de nitrogênio (em mol) na amostra de NH_4NO_3 é maior, igual ou menor do que na amostra de $^{15}\text{NH}_4^{15}\text{NO}_3$? Justifique sua resposta.
- Considere que na aplicação regular de 28 kg/ha não sobrou nem faltou adubo para as plantas. Determine, em mol/ha, que quantidade desse adubo foi aplicada em excesso na parte que recebeu 112 kg/ha, ao final do primeiro ano de estudo.

39 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:

Dado: Massas molares (g/mol): Na = 23; NaCl = 58.

- 20
- 40
- 50
- 60
- 80

40 Vunesp 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.

Dado: Massa atômica do Hg = 200

41 UFPA 2008 Leia o texto abaixo.

O carvão foi uma das primeiras fontes de energia e, em pleno século XXI, ainda é muito empregado, haja vista a possibilidade de instalação no Pará de uma termoeletrica alimentada

por carvão mineral. Sua composição média varia muito, porém valores comuns são: 4% de umidade, 5% de matéria volátil, 81% de carbono e materiais minerais diversos que levam, após a combustão, à formação de aproximadamente 10% de cinzas. Estas cinzas ou “pó do carvão” são muito leves e, para que não levantem poeira, devem ser armazenadas em ambiente com umidade controlada. As cinzas são constituídas de uma série de elementos, normalmente expressos na forma de óxidos: SiO_2 , Al_2O_3 , TiO_2 , Fe_2O_3 , CaO , MgO , K_2O , Na_2O , P_2O_5 , Mn_3O_4 , BaO . Além desses, outro óxido importante é o SO_3 , produzido e liberado na forma gasosa durante o processo de combustão.

A combustão de uma tonelada de carvão com a composição mencionada no texto forma cinzas com um teor de 50% de SiO_2 . Portanto a quantidade de matéria (mols) de SiO_2 formada é aproximadamente de:

- 83
- 833
- 1.667
- 1.136
- 8.333

42 Unerp Um leite de origem argentina, produto mercosul, apresenta rótulo com a seguinte composição por 100 mL:

Ferro \rightarrow 1,5 mg

Vitamina A \rightarrow 200 UI

Vitamina D \rightarrow 40 UI

Sabe-se que as necessidades diárias das três substâncias para um adulto são:

Ferro = 18 mg

Vitamina A = 2.500 UI

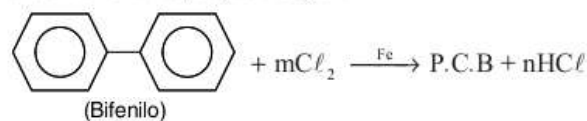
Vitamina D = 100 UI

Tomando um copo de leite por dia (250 ml), um adulto estará garantindo as necessidades diárias de:

- ferro, vitamina A, vitamina D.
- vitamina A e ferro.
- vitamina D somente.
- ferro somente.
- vitamina A somente.

Determinação e conversão de fórmulas

43 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 polícloro 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 a 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.

- 3
- 4
- 5
- 6
- 7

44 PUC-SP 2006 Foram realizadas três reações entre o gás nitrogênio (N_2) e o gás oxigênio (O_2), formando, em cada uma delas, um óxido de nitrogênio como único produto. A tabela a seguir resume os resultados:

	Massa de nitrogênio	Massa de oxigênio	Massa do óxido
Reação 1	0,7 g	0,8 g	1,5 g
Reação 2	2,8 g	1,6 g	4,4 g
Reação 3	3,5 g	10,0 g	13,5 g

São conhecidos diversos óxidos de nitrogênio com fórmulas diferentes. Sabendo-se que o óxido obtido na reação 1 foi o NO, as fórmulas dos óxidos obtidos nas reações 2 e 3 são, respectivamente:
Dados: N = 14; O = 16.

- (a) NO e N_2O_3 (c) N_2O e N_2O_5 (e) NO_2 e N_2O_5
(b) N_2O e NO_2 (d) NO_2 e N_2O_3

45 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 (c) 5 (e) 7
(b) 4 (d) 6

46 Vunesp O nitrato de amônio é utilizado em adubos como fonte de nitrogênio. A porcentagem em massa de nitrogênio no NH_4NO_3 é:

- Dado: Massas atômicas: N = 14; H = 1; O = 16.
(a) 35% (c) 17,5% (e) 21,2%
(b) 28% (d) 42,4%

47 Fuvest Lavoisier, no *Traité Élémentaire de Chimie*, cujo segundo centenário de publicação é celebrado este ano, afirma que a proporção entre as massas de oxigênio e hidrogênio que entram na composição de 100 partes de água é 85:15. Hoje, sabemos que essa proporção é aproximadamente:

- Dado: Massas Atômicas: H = 1 e O = 16.
(a) 67 : 33 (c) 87 : 13 (e) 91 : 9
(b) 80 : 20 (d) 89 : 11

48 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) a fórmula molecular do composto.
b) a fórmula mínima do composto.

49 UFRGS Os químicos, no passado, utilizaram muito o benzeno como solvente. Atualmente, o uso de benzeno é restrito, pois sabe-se que ele é cancerígeno. O limite tolerado de exposição ao benzeno é de 3,2 mg por metro cúbico de ar.

Essa concentração é equivalente a:

Dados: H = 1,01 u; C = 12 u.

- (a) $4,1 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$. (d) $2,2 \cdot 10^{-3} \%$ em massa.
(b) 0,041 mol/L. (e) 0,022 % em massa.
(c) $2,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$.

50 Unicamp Estima-se que a usina termoeletrica que se pretende construir em cidade próxima a Campinas, e que funcionará à base de resíduos da destilação do petróleo, poderá lançar na atmosfera, diariamente, cerca de 250 toneladas de SO_2 gasoso.

- a) Quantas toneladas de enxofre estão contidas nessa massa de SO_2 ?
b) Considerando que a densidade do enxofre sólido é de 2,0 kg/L, a que volume, em litros, corresponde essa massa de enxofre?

51 Um bom uísque possui, em média, um teor alcoólico de 40% por volume. Sabe-se, ainda, que o limite de álcool permitido legalmente no sangue de um motorista, em muitos países, é de 0,0010 g/mL.

1. Calcule, em gramas, a massa total de álcool que deve estar presente no sangue de uma pessoa para produzir uma concentração de 0,0010 g/mL. Sabe-se que o volume médio de sangue em um ser humano é 7,0 L.
2. Calcule o volume de álcool, em mL, que corresponde à massa calculada no item 1. A densidade do álcool é 0,80 g/mL.
3. Calcule o volume, em mL, de uísque necessário para provocar o teor alcoólico de 0,0010 g/mL. Sabe-se que cerca de 13% do álcool ingerido vai para a corrente sanguínea.

52 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).

Dados: Na = 23; I = 127 u.

Calcule:

- a) a porcentagem da massa de sódio em 1 mol de iodeto de sódio;
b) a massa de iodeto de sódio, em gramas, que deverá estar contida em 127 kg de sal, em cumprimento à legislação.

53 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%

54 Uece As porcentagens aproximadas, em massa, de MoO_3 e K_2O , existentes no dimolibdato de potássio, $K_2Mo_2O_7$, são respectivamente iguais a:

Dados: Mo = 96; O = 16; K = 39

- (a) 75,39% e 24,61% (c) 68,32% e 31,68%
(b) 37,7% e 62,3% (d) 78,4% e 21,6%

55 Puccamp A codeína (metilmorfina) é um analgésico utilizado como calmante da tosse. Sua fórmula molecular é $C_{18}H_{21}NO_3$ e sua massa molar é aproximadamente 300 g/mol. O ópio contém cerca de 3,0%, em massa, de codeína. A porcentagem de nitrogênio contida no ópio sob a forma de codeína é:

- (a) 0,030 (c) 0,14 (e) 14
(b) 0,070 (d) 1,4

56 FGV As estações de energia térmica, especialmente aquelas que usam combustíveis, como 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 (c) 2,08 (e) 2,12
(b) 2,04 (d) 2,15

57 Vunesp Considere as afirmações I, II e III, a respeito da nicotina, cuja fórmula molecular é $C_{10}H_4N_2$.

- I. $C_{10}H_4N_2$ é também a fórmula empírica da nicotina.
II. Cada molécula da nicotina é formada por 10 átomos de carbono, 4 átomos de hidrogênio e 2 átomos de nitrogênio.
III. 1 mol de moléculas de nicotina contém 10 mols de átomos de carbono, 4 mols de átomos de hidrogênio e 2 mols de átomos de nitrogênio.

Estão corretas as afirmações:

- (a) I, apenas. (c) II e III, apenas. (e) I, II e III.
(b) I e II, apenas. (d) I e III, apenas.

58 FEI A análise de uma amostra de carbonato de cálcio mostrou que ela contém 34,0% de cálcio. As massas atômicas do Ca, O e C são, respectivamente, 40, 16 e 12 u. Desses dados, pode-se concluir que a amostra em questão:

- (a) tem grau de pureza de 50%.
(b) apresenta 48% de oxigênio.
(c) o carbonato de cálcio é puro (100%).
(d) contém, no máximo, 85,0% de $CaCO_3$.
(e) apresenta 12% de carbono.

59 IME O nitrogênio forma cinco diferentes óxidos. A análise centesimal de amostras desses óxidos forneceu os resultados a seguir.

	Porcentagem em peso de nitrogênio	Porcentagem em peso de oxigênio
Óxido 1	63,63	36,37
Óxido 2	46,67	53,33
Óxido 3	36,84	63,16
Óxido 4	30,44	69,56
Óxido 5	25,93	74,04

Dado: Massas atômicas: O = 16,00, N = 14,00.

Determine, a partir destes dados, a fórmula mínima de cada um.

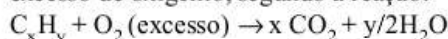
60 ITA Através da fusão de misturas de $SiO_{2(s)}$ e $Al_2O_{3(s)}$ em forno suficientemente aquecido, é possível produzir aluminossilicatos.

Considere que seja produzido um aluminossilicato com a relação de massa (g de Al_2O_3) / (g de SiO_2) igual a 2,6. Qual alternativa corresponde ao valor da relação de quantidade (mol de Al_2O_3) / (mol de SiO_2) neste aluminossilicato?

Dados: Massas molares $Al_2O_3 = 101,96$ g/mol; $SiO_2 = 60,09$ g/mol.

- (a) 0,59 (c) 1,5 (e) 4,4
(b) 1,0 (d) 2,6

61 Vunesp 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.

Dado: Massas atômicas: H = 1,0; C = 12; O = 16.

62 UFMT Cada bebida alcoólica contém um diferente teor de etanol. A graduação alcoólica é expressa em °GL e indica a porcentagem (em volume) de etanol na bebida. Exemplo: na cerveja, 4 °GL significa 4% de etanol.

Que volume, em litros, de cerveja (4°GL) uma pessoa deve beber para que esteja ingerindo quantidade de álcool equivalente à quantidade existente em uma dose de 200 mL de aguardente (40 °GL)?

63 UEG 2007 Após sofrer uma combustão a 150 °C, 0,5 L de um composto gasoso, constituído de H, C e N, produziu 1,5 L de gás carbônico, 2,25 L de água no estado gasoso e 0,25 L de gás nitrogênio. Os volumes foram medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão. Com base nessas informações, responda aos itens adiante.

- a) Determine a fórmula molecular do composto.
b) Escreva a fórmula estrutural plana de três isômeros constitucionais possíveis para esse composto e dê a nomenclatura Iupac.

64 PUC-PR 2010 Está na Bíblia, em Levíticos, que as folhas e galhos do salgueiro que nasce nos riachos são medicinais. Há 2400 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 1.10¹² tabletes de aspirina. A cada ano, 50.000 tabletes de aspirina são vendidos mundialmente – isto sem contar as outras formas como o AAS aparece no mercado, quer seja em outras marcas da aspirina ou, ainda, combinado com outros analgésicos, cafeína ou vitamina C. Registrada sob a patente nº 36433 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.

A incrível história da droga maravilha. 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) $C_5H_4O_2$ (c) $C_2H_2O_1$ (e) $C_{18}H_{16}O_8$
(b) $C_9H_8O_4$ (d) CHO

Cálculo estequiométrico

3

FRENTE 2



Foi graças a esse instrumento, que parece tão rudimentar nos dias de hoje, 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 maravilhosos trabalhos realizados pelos cientistas do final do século XVIII, analisemos os motivos que estimularam os estudos sobre este assunto, motivos estes puramente práticos.

Pensemos em fazer uma refeição para quatro pessoas. Para satisfazê-las plenamente, precisa-se de 1.600 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 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. Aprenda como solucioná-los!

Lei de Lavoisier

O cientista francês Antoine Laurent de Lavoisier, 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, é 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. Então, concluiu:

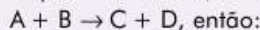
Na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma.

Enunciando modernamente, teremos:

Em recipiente fechado, a massa das substâncias durante uma transformação química permanece constante.

ATENÇÃO!

Esquemáticamente, temos:

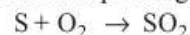


$$m_A + m_B = m_C + m_D$$

$$\text{Generalizando: } m_{\text{reagentes}} = m_{\text{produtos}}$$

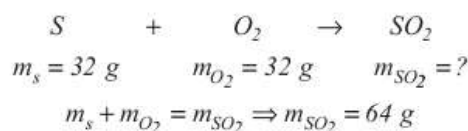
Exercício resolvido

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:

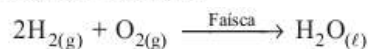


Lei de Proust

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	$H_{2(g)}$	+	$O_{2(g)}$	→	$H_2O_{(l)}$
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 importantíssimo, podemos calcular o valor de y pelas duas leis já estudadas:

$$\begin{aligned} \text{Lavoisier: } m_{H_2} + m_{O_2} &= m_{H_2O} \Rightarrow \\ m_{H_2O} &= 2 + 16 = 18 \text{ g} \end{aligned}$$

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:

$$\begin{aligned} \text{I. } 4 \text{ g} : 32 \text{ g} : 36 \text{ g} & \quad 1^\circ) \quad 4 \cdot 16 = 2 \cdot 32 \\ \text{II. } 2 \text{ g} : 16 \text{ g} : 18 \text{ g} & \quad 2^\circ) \quad 32 \cdot 18 = 16 \cdot 36 \end{aligned}$$

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:

$$\begin{aligned} \text{III. } m_{H_2} + m_{O_2} &= m_{H_2O} \Rightarrow \\ 1 \text{ g} + 8 \text{ g} &= m_{H_2O} \Rightarrow m_{H_2O} = 9 \text{ g} \end{aligned}$$

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:

$$\begin{aligned} & H_2O \\ \text{I. } 4 \text{ g} : 32 \text{ g} & \left. \begin{array}{l} \\ \\ \end{array} \right\} \text{ simplificando } \Rightarrow 1 : 8 \\ \text{II. } 2 \text{ g} : 16 \text{ g} & \\ \text{III. } 1 \text{ g} : 8 \text{ g} & \left. \begin{array}{l} \\ \\ \end{array} \right\} 1 : 8 \end{aligned}$$

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 completamente 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.

Vêja outro caso, esquematizado de forma semelhante:

Experiência	2S	+	3O ₂	→	2SO 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:

$$\begin{aligned} \text{II. } m_S + m_{O_2} &= m_{SO_3} \Rightarrow \\ 32 \text{ g} + 48 \text{ g} &= y \Rightarrow y = 80 \text{ g} \end{aligned}$$

Lei de Proust:

$$\begin{aligned} 96 \text{ g } O_2 : 160 \text{ g } SO_3 & \Rightarrow 96y = 48 \cdot 160 \Rightarrow \\ 48 \text{ g } O_2 : y & \Rightarrow y = 80 \text{ g} \\ & e \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 32 \text{ g } S : 48 \text{ g } O_2 & \Rightarrow 32z = 16 \cdot 48 \Rightarrow \\ 16 \text{ g } S : z & \Rightarrow z = 24 \text{ g} \end{aligned}$$

Pela lei de Lavoisier para a experiência III, temos:

$$\text{III. } m_S + m_{O_2} = m_{SO_3} \Rightarrow \\ 16 \text{ g} + 24 \text{ g} = w \Rightarrow w = 40 \text{ g}$$

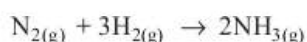
E nas experiências, temos:

$$\left. \begin{array}{l} \text{I. } 64 \text{ g} : 96 \text{ g} \\ \text{II. } 32 \text{ g} : 48 \text{ g} \\ \text{III. } 16 \text{ g} : 24 \text{ g} \end{array} \right\} \text{ simplificando } \Rightarrow \begin{array}{l} 2 : 3 \\ 2 : 3 \\ 2 : 3 \end{array}$$

A lei de Lavoisier também é chamada de Lei da Conservação das Massas e a lei de Proust pode ser denominada de 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-Bosh, 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:

$$m_{N_2} + m_{H_2} = m_{NH_3} \Rightarrow \\ 28 \text{ g} + 6 \text{ g} = m_{NH_3} \Rightarrow m_{NH_3} = 34 \text{ g}$$

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.

Véja três experiências realizadas com a síntese de Haber-Bosh:

Experiência	$N_{2(g)}$	+ $3H_{2(g)}$	\rightarrow	$2NH_{3(g)}$
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.

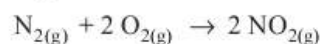
A experiência I foi realizada várias vezes a fim de garantir a exatidão dos resultados. Lendo o item anterior, você pode observar que o que ocorre para massas ocorre também para volumes de substâncias gasosas. A experiência II partiu do dobro do volume de N_2 , e, portanto, necessita do dobro do volume 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:

$$\begin{array}{l} N_2 \quad H_2 \quad NH_3 \\ 1 \text{ L} : 3 \text{ L} : 2 \text{ L} \quad y = 9 \text{ L } H_2 \\ 3 \text{ L} : y : z \Rightarrow z = 6 \text{ L } NH_3 \\ 2 \text{ L} : 6 \text{ L} : x \quad x = 4 \text{ L } NH_3 \end{array}$$

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:

$$1 \text{ L } N_2 : 2 \text{ L } O_2 \Rightarrow x = 200 \text{ L } O_2 \\ 100 \text{ L } N_2 : x$$

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. 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 mol N_2 : 3 mol H_2 : 2 mol NH_3
- II. $2 \text{ S}_{(\text{s})} + 3 \text{ O}_{2(\text{g})} \rightarrow 2 \text{ SO}_{3(\text{g})}$
 2 mol S : 3 mol O_2 : 2 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 mol H_3PO_4 : 3 mol $\text{Ca}(\text{OH})_2$: 1 mol $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$: 6 mol H_2O

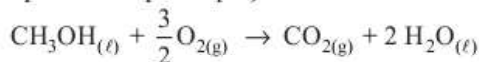
O segredo final está em substituir a palavra *mol* de acordo com a sua conveniência. De fato:

$$1 \text{ mol} \begin{cases} (\text{massa}) M \\ (\text{volume}) 22,4 \text{ L (CNTP)} \\ (\text{número de moléculas}) 6,02 \cdot 10^{23} \end{cases}$$

Parece fácil, não é? Veja os exemplos a seguir.

Exercícios resolvidos

4 Puccamp (Adapt.) A combustão completa do metanol pode ser representada pela equação balanceada:



Quando se utilizam 5,0 mols de metanol nesta reação, quantos mols de CO_2 são produzidos?

Resolução:

Da equação balanceada, temos:

$$\begin{matrix} 1 \text{ mol } \text{CH}_3\text{OH} : 1 \text{ mol } \text{CO}_2 \\ 5 \text{ mol } \text{CH}_3\text{OH} : x \end{matrix} \Rightarrow x = 5 \text{ mol } \text{CO}_2$$

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?

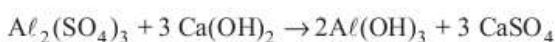
Dado: $\text{Cl} = 35,5 \text{ u}$.

Resolução:

Da equação balanceada, temos:

$$\begin{matrix} 1 \text{ mol } \text{CH}_4 : 4 \text{ mols } \text{Cl}_2 \\ 1 \text{ mol } \text{CH}_4 : 4 \cdot 71 \text{ g} \end{matrix} \Bigg) M \\ m_{\text{Cl}_2} = 284 \text{ g } \text{Cl}_2$$

6 Fuvest Nas estações de tratamento de água, eliminam-se as impurezas sólidas em suspensão através do arraste por floculos 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:

$$\begin{matrix} M \left(\begin{matrix} 1 \text{ mol } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 : 3 \text{ mol } \text{Ca}(\text{OH})_2 \\ 342 \text{ g} : 3 \cdot 74 \text{ g} \end{matrix} \right) M \\ 17 \cdot 10^6 \text{ g} : x \Rightarrow x \equiv 11 \text{ t de } \text{Ca}(\text{OH})_2 \end{matrix}$$

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:

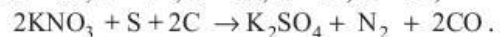
$$\begin{matrix} \text{N}^\circ \text{ de} \\ \text{Avogrado} \end{matrix} \left. \begin{matrix} 1 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_6\text{O} : 3 \text{ mol } \text{CO}_2 \\ 6,0 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} : 3 \text{ mol } \text{CO}_2 \Rightarrow n_{\text{CO}_2} = 6 \text{ mols } \text{CO}_2 \\ 12,0 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} : n \end{matrix} \right\}$$

Utilizando a equação de Clapeyron, temos:

$$PV = nRT(k) \Rightarrow 1 \cdot V = 6 \cdot 0,082 \cdot 300 \Rightarrow V = 147,6 \text{ L}$$

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:

$$\underbrace{2 \text{ mol } \text{KNO}_3 : 1 \text{ mol } \text{S} : 2 \text{ mol } \text{C}}_{\text{Pólvora}} : \underbrace{1 \text{ mol } \text{N}_2 : 2 \text{ mol } \text{CO}}_{\text{Gases}}$$

$$\begin{matrix} M \\ \text{Pólvora: } \end{matrix} \left. \begin{matrix} 2 \text{ mol } \text{KNO}_3 \left. \begin{matrix} 2 \cdot 101 \text{ g} = 202 \text{ g} \\ 1 \cdot 32 \text{ g} = 32 \text{ g} \\ 2 \cdot 12 \text{ g} = 24 \text{ g} \end{matrix} \right\} m_{\text{pólvora}} = 258 \text{ g} \end{matrix} \right\}$$

$$\begin{matrix} V(\text{CNTP}) \\ \text{Gases: } \end{matrix} \left. \begin{matrix} 1 \text{ mol } \text{NO}_2 \left. \begin{matrix} 22,4 \text{ L} \\ 2 \text{ mol } \text{CO} \left. \begin{matrix} 44,8 \text{ L} \end{matrix} \right\} V_{\text{gases}} = 67,2 \text{ L} \end{matrix} \right\}$$

Por regra de três:

$$258 \text{ g pólvora} \longrightarrow 67,2 \text{ L gases}$$

$$5 \text{ g pólvora} \longrightarrow x$$

$$x = 1,3 \text{ L de gases}$$

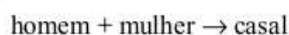
Casos especiais

Excesso de reagentes

Pelo estudo do item anterior 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 especial hoje, perto da sua casa. Entrar nessa festa só é permitido se o homem estiver acompanhado de uma mulher ou vice-versa. O fenômeno pode ser representado por:

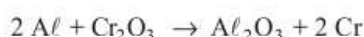


Se há 50 homens e 70 mulheres na porta da festa, parece óbvio que algumas mulheres “ficarão de fora”, mais precisamente 20. Há mulheres em excesso. Ainda, 50 homens acompanharão 50 mulheres e entrarão na festa 50 casais. Note que ocorreria exatamente o mesmo se houvesse 100 mulheres na porta. Portanto, quem determina a quantidade do produto é o reagente limitante.

Agora, faça você mesmo a analogia 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?

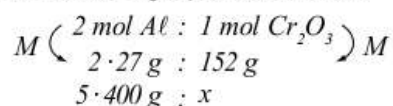
Dados: $\text{Cr} = 52$; $\text{Al} = 27$; $\text{O} = 16$.

Resolução:

Primeiramente, note uma diferença importantíssima 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 fortíssimo de que o problema apresenta um dos reagentes em excesso.

Levando-se em conta a equação dada, temos:



$$x = 15.200 \text{ g de Cr}_2\text{O}_3 \text{ ou } 15,2 \text{ kg}$$

Interpretemos o resultado encontrado:

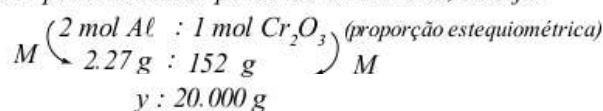
- Quando o alumínio é totalmente consumido, a massa consumida de Cr_2O_3 é de 15,2 kg, apesar de se ter disponível 20 kg. Quando se tem mais substância do que se precisa, ela é dita em excesso. Mas de quanto é este excesso?

$$m_{\text{excesso}} = m_{\text{existe}} - m_{\text{reage}} \Rightarrow$$

$$m_{\text{excesso}} = 20 \text{ kg} - 15,2 \text{ kg}$$

$$m_{\text{excesso}} = 4,8 \text{ kg de Cr}_2\text{O}_3$$

Você poderia acabar pensando o contrário, ou seja:

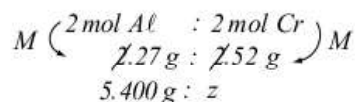


$$y = 7.105 \text{ g de Al ou } 7,1 \text{ kg de Al}$$

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 .

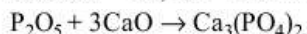
Da equação temos:



$$z = 10.400 \text{ g de Cr ou } 10,4 \text{ kg}$$

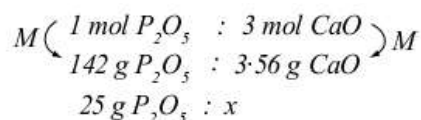
10 UFPA Faz-se reagir 25 g de anidrido fosfórico com 25 g de óxido de cálcio. A massa do produto formado é, aproximadamente:

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:

$$M \left(\begin{array}{l} 1 \text{ mol } P_2O_5 : 3 \text{ mol } CaO \\ 142 \text{ g } P_2O_5 : 3 \cdot 56 \text{ g } CaO \end{array} \right) M$$

$$y : 25 \text{ g } CaO$$

$$y = 21,13 \text{ g de } P_2O_5$$

Note que aqui há um excesso de 3,87 g de P_2O_5 e, portanto, o reagente limitante é o CaO .

Com isso:

$$M \left(\begin{array}{l} 3 \text{ mol } CaO : 1 \text{ mol } Ca_3(PO_4)_2 \\ 3 \cdot 56 \text{ g } CaO : 310 \text{ g } Ca_3(PO_4)_2 \end{array} \right) M$$

$$25 \text{ g } CaO : z$$

$$z = 46,1 \text{ g de } Ca_3(PO_4)_2$$

Pureza dos reagentes

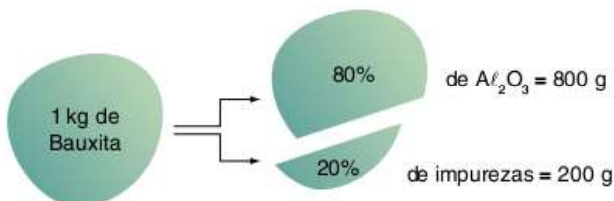
Já vimos no capítulo 1 desta frente que a grande maioria dos sistemas encontrados na natureza são misturas. Muitas vezes, separar as misturas em substâncias puras necessita de processos extremamente complicados ou não viáveis economicamente, com o agravante de não serem 100% efetivos. Por isso, quando 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:



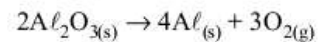
Agora, preste bastante atenção nos dois exercícios resolvidos a seguir.

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:

$$M \left(\begin{array}{l} 1 \text{ mol } Al_2O_3 : 2 \text{ mol } Al \\ 102 \text{ g } Al_2O_3 : 2 \cdot 27 \text{ g } Al \end{array} \right) M$$

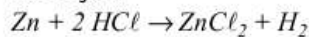
$$0,8 \cdot 255 \text{ kg } Al_2O_3 : x$$

$$x = 108 \text{ kg de } Al$$

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? Dados: 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,

$$M \left(\begin{array}{l} 1 \text{ mol } Zn \rightarrow 1 \text{ mol } H_2 \\ 65,4 \text{ g} : 22,4 \text{ L} \\ x \cdot 100 \text{ g} : 14 \text{ L} \end{array} \right) V$$

$$x = 0,4087 = 40,87\%$$

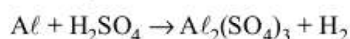
Rendimento de uma reação

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.

Vêja como agir, a partir dos exemplos a seguir.

Exercícios resolvidos

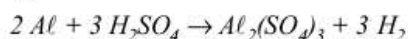
13 Cesgranrio O gás hidrogênio pode ser obtido em laboratório a partir da reação de alumínio com ácido sulfúrico, cuja equação química não ajustada é:



Um analista utilizou uma quantidade suficiente de H_2SO_4 para reagir com 5,5 g do metal e obteve 5,71 litros do gás nas CNTP. Neste processo, o analista obteve um rendimento aproximado de?

Resolução:

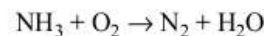
Primeiramente, devemos balancear a equação dada, ou seja, fazer com que o número de átomos de um elemento antes da reação seja igual ao número de átomos deste elemento depois da reação. De fato:



A proporção entre o Al e o H_2 é de 2 : 3. Portanto:

$$M \left(\begin{array}{l} 2 \text{ mol } Al \rightarrow x \cdot 3 \text{ mol } H_2 \\ 2 \cdot 27 \text{ g} : x \cdot 3 \cdot 22,4 \text{ L} \\ 5,5 \text{ g} : 5,71 \text{ L} \end{array} \right) V$$
$$x = 0,85 \text{ ou } 85\%$$

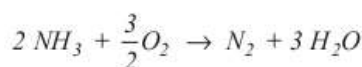
14 Unifenas A combustão do gás amoníaco é representada pela seguinte equação não balanceada:



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:

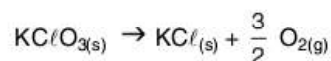


A proporção entre NH_3 e H_2O é de 2 : 3. Portanto,

$$V \left(\begin{array}{l} 2 \text{ mol } NH_3 : 0,95 \cdot 3 \text{ mol } H_2O \\ 2 \cdot 22,4 \text{ L } NH_3 : 0,95 \cdot 3 \cdot 18 \text{ g} \\ 56 \text{ L } NH_3 : x \end{array} \right) M$$
$$x = 64,1 \text{ g } H_2O$$

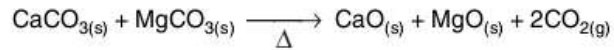
Revisando

1 PUC-MG (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.



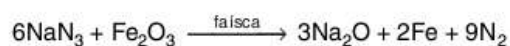
Calcule a massa de óxido de cálcio e a massa de óxido de magnésio, em gramas, obtidas com a queima de 1 quilo de calcário.

3 UFRRJ A mistura de hidrazina ($\text{N}_2\text{H}_{4(l)}$), peróxido de hidrogênio ($\text{H}_2\text{O}_{2(l)}$) e Cu^{2+} (catalisador) é usada na propulsão de foguetes. A reação é altamente exotérmica, apresenta aumento significativo de volume e os produtos são $\text{N}_{2(g)}$ e $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$. Considerando que a reação ocorra a 427 °C e 2,0 atm e que as densidades da hidrazina e do peróxido sejam 1,01 e 1,46 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;

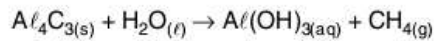
b) o volume de gás nitrogênio produzido.

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.

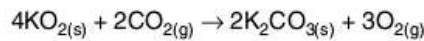
6 PUC-MG 2006 (Adapt.) Uma das maneiras de produzir gás metano é reagir carbeto de alumínio (Al_4C_3) com água, de acordo com a equação não balanceada:



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.

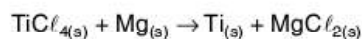
Dados: $\text{Al} = 27$; $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$.

7 PUC-MG 2006 (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 ($1.670\text{ }^\circ\text{C}$). 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.

Dados: $\text{Ti} = 48$; $\text{Cl} = 35,5$.

Exercícios propostos

Leis das reações

1 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.

2 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 a sua resposta.

3 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?

4 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?

5 Se 100 g de carbonato de cálcio ($CaCO_3$) reagem com 36,5 g de ácido clorídrico (HCl), que massa de ácido é necessária para reagir completamente com 400 g de carbonato de cálcio?

6 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.

7 Analise a tabela:

MgO	+	H ₂ O	→	Mg(OH) ₂
40 g		18 g		α
β		90 g		δ

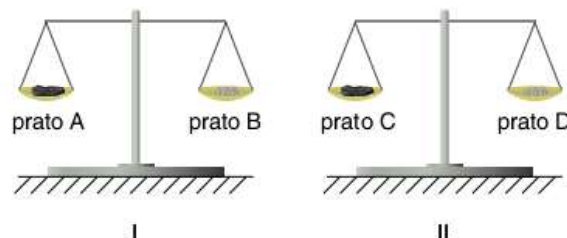
Com base nas leis de Lavoisier e Proust, determine os valores de α, β e δ.

8 Uerj 2006 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 Os produtos da decomposição espontânea do ácido carbônico (H_2CO_3) são gás carbônico (CO_2) e água. Foram decompostos 124 g de ácido carbônico e obtidos 88 g de gás carbônico e 36 g de água. Que massas de gás carbônico e de água serão obtidas na decomposição de 31 g de ácido carbônico?

11 Cesgranrio De acordo com a lei de Lavoisier, quando fizermos reagir completamente, em ambiente fechado, 1,12 g de ferro com 0,64 g de enxofre, a massa, em g, de sulfeto de ferro obtida será de:

Dados: Fe = 56; S = 32.

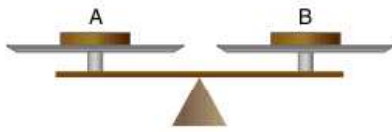
- 2,76
- 2,24
- 1,76
- 1,28
- 0,48

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:

- 2 volumes.
- 3 volumes.
- 5 volumes.
- 8 volumes.
- 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 Fatec A queima de uma amostra de palha de aço produz um composto pulverulento de massa:

- menor que a massa original da palha de aço.
- igual à massa original da palha de aço.
- maior que a massa original da palha de aço.
- igual à massa de oxigênio do ar que participa da reação.
- menor que a massa de oxigênio do ar que participa da reação.

Cálculo estequiométrico

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 é o reagente em excesso.
- B é o reagente em excesso.
- C é o reagente em excesso.
- não há excesso.
- os dados são insuficientes para a conclusão.

16 Unicamp Em 1990 foram consumidos, em nosso país, cerca de 164 bilhões ($164 \cdot 10^9$) de cigarros. A massa de um cigarro que é queimada corresponde a aproximadamente 0,85 g. Considerando que 40% da massa do cigarro seja do elemento carbono, quantas toneladas de dióxido de carbono (CO_2) os fumantes lançaram na atmosfera em 1990, no Brasil?

Dados: Observação: 1 tonelada (1t) = 10^6 g.
Massas atômicas relativas: C = 12; O = 16.

17 UFF Dentre os alimentos que ingerimos, os carboidratos são preferencialmente utilizados para produzir energia, por exemplo, para manter a temperatura corporal, atividades musculares, e outras funções.

Uma equação representativa desse processo se fundamenta na oxidação da glicose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

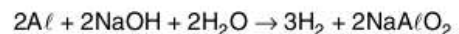
- Escreva a reação representativa da combustão de um mol de glicose.
- Se 900 g de glicose são consumidos pelo organismo durante um certo período, que massa de CO_2 será produzida?

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: $\text{H}_2\text{O} = 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $\text{SO}_2 = 64,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{CO}_2 = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- Escreva a equação química que representa a reação de dissulfeto de carbono com oxigênio.
- Calcule a massa de dióxido de enxofre formada na reação da amostra gasosa com oxigênio.

19 Vunesp Um produto comercial empregado na limpeza de esgotos contém pequenos pedaços de alumínio, que reagem com NaOH para produzir bolhas de hidrogênio. A reação que ocorre é expressa pela equação:



Calcular o volume de H_2 medido a 0°C e 1 atmosfera de pressão, que será liberado quando 0,162 g de alumínio reagirem totalmente.

Dados: Massas atômicas: $\text{Al} = 27$; $\text{H} = 1$.

Volume ocupado por 1 mol do gás a 0°C e 1 atmosfera = 22,4 litros.

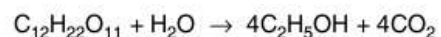
20 Vunesp Os hidretos de metais alcalino-terrosos reagem com água para produzir hidrogênio gasoso, além do hidróxido correspondente. Por isso, tais hidretos podem ser utilizados para inflar salva-vidas ou balões.

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:



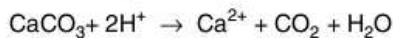
Admitindo-se que o processo tenha rendimento de 100% e que o etanol seja anidro (puro), calcule a massa (em kg) de açúcar necessária para produzir um volume de 50 litros de etanol, suficiente para encher um tanque de um automóvel.

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, Ca(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:

$$\text{Li} = 6,94; \text{Na} = 23,0; \text{K} = 39,1 \text{ e } \text{Cl} = 35,5;$$

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 m . 2,0 m . 2,0 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 2006 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 $1.200 \text{ cm}^3/\text{s}$. 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.

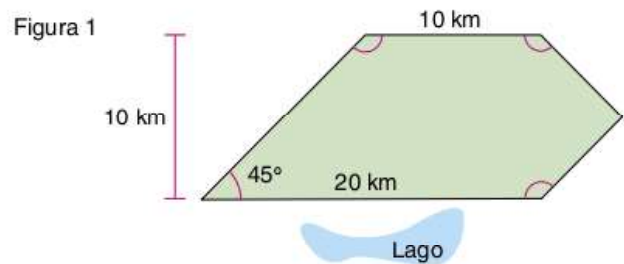


Figura 2



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:

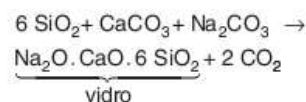
- $4,0 \cdot 10^6$
- $5,0 \cdot 10^4$
- $1,5 \cdot 10^3$
- $2,5 \cdot 10^2$

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?

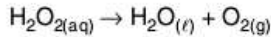
27 Cesgranrio Uma indústria de garrafas fabrica 10.000 unidades por dia e produz o vidro pela fusão de areia (SiO_2), calcário (CaCO_3) e barrilha (Na_2CO_3). A composição do vidro é variável, mas podemos considerar a reação adiante como representativa do processo:



A partir desta reação, a quantidade aproximada de areia necessária para a produção diária, sabendo-se que cada garrafa pesa 400 g, é:

- Dados: Si = 28; O = 16; Na = 23; Ca = 40; C = 12.
 (a) $6,02 \cdot 10^3$ kg (d) $3,01 \cdot 10^3$ kg
 (b) $4,78 \cdot 10^3$ kg (e) $1,50 \cdot 10^3$ kg
 (c) $3,62 \cdot 10^3$ kg

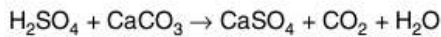
28 Fatec Considere a equação não balanceada



O volume de oxigênio, medido nas condições ambientes de temperatura e pressão, que pode se formar pela decomposição de 3,40 g de peróxido de hidrogênio é:

- Dados: volume molar nas CATP = $24,5 \text{ dm}^3/\text{mol}$; massas molares: H = 1 g/mol e O = 16 g/mol
 (a) $12,25 \text{ dm}^3$ (d) $2,45 \text{ dm}^3$
 (b) $1,23 \text{ dm}^3$ (e) $1,00 \text{ dm}^3$
 (c) $4,90 \text{ dm}^3$

29 UnitaU Para transformar mármore em gesso, precisamos atacá-lo com ácido sulfúrico, segundo a reação:



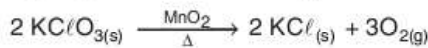
Para 2 kg de mármore, quanto de gesso precisamos produzir?
 Dados: Ca = 40; C = 12; S = 32; O = 16 e H = 1.

30 UnB O processo de fabricação dos circuitos integrados impressos, usados na construção de microcomputadores, emprega o ácido sulfúrico de alta pureza. Sendo ele um ácido muito forte, o resíduo industrial do processo necessita ser tratado antes de ser lançado no meio ambiente.

Uma indústria resolveu alterar o procedimento normal e tratar seu resíduo com cal hidratada (hidróxido de cálcio). A partir dos dados apresentados na tabela periódica, calcule, em toneladas, a quantidade de sulfato de cálcio que será produzida ao se neutralizarem 49 toneladas de ácido sulfúrico. Desconsidere a parte fracionária do resultado, caso exista.

Dados: H = 1 u; O = 16 u, Ca = 40 u; S = 32 u.

31 UFBA A equação balanceada, a seguir, representa a reação de decomposição térmica do KClO_3 .



Determine, em litros, o volume de O_2 produzido pela decomposição térmica de 245,2 g de KClO_3 , nas CNTP, expressando o resultado com dois algarismos significativos.

Dados: Massas atômicas: K = 39 u; Cl = 35,5 u; O = 16 u.

32 ITA Certa massa de nitrato de cobre ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$) foi calcinada em ambiente aberto até restar um resíduo com massa constante, que é sólido e preto. Formaram-se dois produtos gasosos, conforme a equação química:

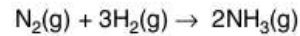


A massa do NO_2 formado na reação de decomposição é igual a 18,4 g. Qual é o valor da massa inicial do nitrato de cobre?

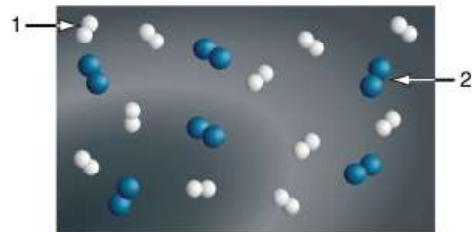
Dados: Massas molares $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 = 187,56 \text{ g/mol}$;
 $\text{NO}_2 = 46,01 \text{ g/mol}$.

Casos especiais

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:



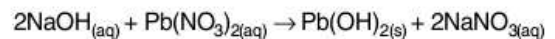
Considerando que nitrogênio e hidrogênio foram colocados para reagir em quantidades tais como na figura, onde 1 representa H_2 e 2 representa N_2 e supondo rendimento de 100%, pode-se afirmar que:



- (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 2007 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.

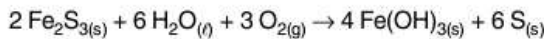
Quatro gramas de hidróxido de sódio, NaOH , são dissolvidos em água, formando 250 mL de solução aquosa dessa base forte. Essa solução foi misturada com 100 mL de solução aquosa, $0,05 \text{ mol L}^{-1}$ de nitrato de chumbo, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, que, por sua vez, reage completamente com a base 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 (mol 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 $\text{Pb}(\text{OH})_2(s)$, 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 mols de H_2O e 3,0 mols de O_2 .

36 UFF Amônia gasosa pode ser preparada pela seguinte reação balanceada:

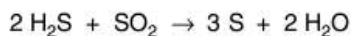


Se 112,0 g de óxido de cálcio e 224,0 g de cloreto de amônio forem misturados, então a quantidade máxima, em gramas, de amônia produzida será, aproximadamente:

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

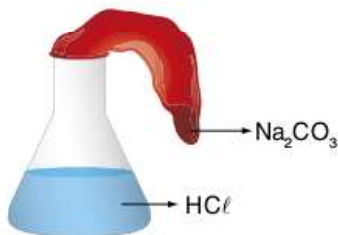
37 Cesgranrio O H_2S reage com o SO_2 segundo a reação:



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 mols de H_2S com 2 mols de SO_2 :

- (a) 3 (c) 6 (e) 15
(b) 4 (d) 7,5

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:



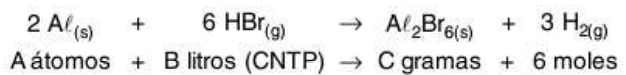
	Massa de $\text{Na}_2\text{CO}_3/\text{g}$	Solução de HCl	
		Volume/ mL	Concentração/ molL^{-1}
Exp.1	1,06	100	0,30
Exp.2	1,06	100	0,40
Exp.3	1,06	100	0,50

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.

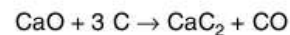
39 UFPE Interprete a reação e encontre os valores de A, B e C.



Obs.: Peso líquido de $\text{Al}_2\text{Br}_6 = 534 \text{ g/mol}$.
Assinale a alternativa correta.

- (a) $A = 1,20 \cdot 10^{24}$; $B = 268,8$; $C = 534$
(b) $A = 2,41 \cdot 10^{24}$; $B = 22,4$; $C = 1.068$
(c) $A = 1,20 \cdot 10^{24}$; $B = 134,4$; $C = 534$
(d) $A = 2,41 \cdot 10^{24}$; $B = 44,8$; $C = 1.068$
(e) $A = 2,41 \cdot 10^{24}$; $B = 268,8$; $C = 1.068$

40 FEI O carvão de cálcio é obtido através da reação de equação:

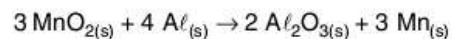


Colocando-se para reagir 1,2 kmols de CaO com 3,0 kmols de C foram produzidos 0,9 kmol de CaC_2 . Assinale a alternativa falsa.

- (a) O reagente em excesso é o CaO .
(b) O rendimento da reação é 90%.
(c) A % de conversão do CaO é 75%.
(d) O volume de CO obtido nas CNTP é $22,4 \text{ m}^3$.
(e) A % de excesso do CaO é 20%.

41 PUC-SP 2008 A pirolusita é um minério do qual se obtém o metal manganês (Mn), muito utilizado em diversos tipos de aços resistentes. O principal componente da pirolusita é o dióxido de manganês (MnO_2).

Para se obter o manganês metálico com elevada pureza, utiliza-se a aluminotermia, processo no qual o óxido reage com o alumínio metálico, segundo a equação:



Considerando que determinado lote de pirolusita apresenta teor de 80% de dióxido de manganês (MnO_2), a massa mínima de pirolusita necessária para se obter 1,10 t de manganês metálico é:

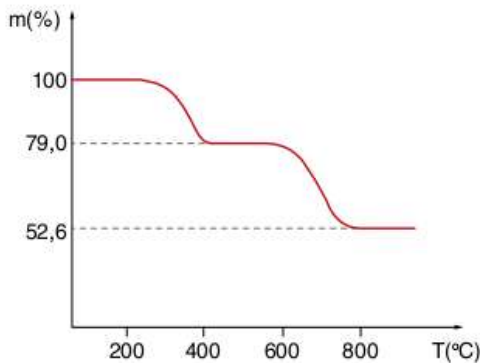
- (a) 1,09 t (d) 2,18 t
(b) 1,39 t (e) 2,61 t
(c) 1,74 t

42 Fuvest Certo gás X é formado apenas por nitrogênio e oxigênio. Para determinar sua fórmula molecular, comparou-se esse gás com o metano (CH_4). Verificou-se que volumes iguais dos gases X e metano, nas mesmas condições de pressão e temperatura, pesaram, respectivamente, 0,88 g e 0,32 g. Qual a fórmula molecular do gás X?

Dados: Massas Molares (g/mol) $\text{H} = 1$; $\text{C} = 12$; $\text{N} = 14$; $\text{O} = 16$.

- (a) NO (d) N_2O_3
(b) N_2O (e) N_2O_5
(c) NO_2

43 FGV 2008 A dolomita, $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$, 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.

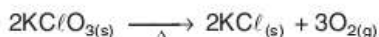


Dado: Massas molares (g/mol): $\text{CO}_2 = 44$, $\text{MgCO}_3 = 84$ e $\text{CaCO}_3 = 100$.

Pode-se concluir que a mistura de carbonatos analisada contém a composição em massa de carbonato de cálcio igual a:

- (a) 40%
- (b) 45%
- (c) 50%
- (d) 55%
- (e) 60%

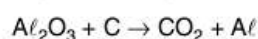
44 PUC Um método usado para obter o oxigênio em laboratório é a decomposição térmica do cloreto de potássio. Essa reação pode ser representada pela equação:



Com relação à decomposição completa de 2 mols de cloreto de potássio, é correto afirmar que:

- (a) as quantidades, em mol, de cada um dos produtos são iguais.
- (b) a massa de $\text{KClO}_{3(s)}$ decomposta é de 122,5 g.
- (c) a massa de $\text{KCl}_{(s)}$ obtida é de 149,0 g.
- (d) a quantidade de $\text{O}_{2(g)}$ produzida é de 33,6 L nas CNTP.
- (e) a massa de $\text{O}_{2(g)}$ produzida é de 48 g.

45 PUC O alumínio é obtido pela eletrólise da bauxita. Nessa eletrólise, ocorre a formação de oxigênio, que reage com um dos eletrodos de carbono utilizados no processo. A equação não balanceada que representa o processo global é:



Para 4 mols de Al_2O_3 , quantos mols de CO_2 e Al , respectivamente, serão produzidos nesse processo?

- (a) 6 e 8
- (b) 3 e 4
- (c) 4 e 6
- (d) 1 e 4
- (e) 4 e 8

46 Unifesp 2008 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%
- (b) 25,0%
- (c) 37,8%
- (d) 42,7%
- (e) 52,9%

47 PUC O alumínio é obtido pela eletrólise da bauxita (Al_2O_3). Nessa eletrólise, ocorre a formação de oxigênio que reage com os eletrodos de carbono utilizados no processo. A equação que representa o processo global é:

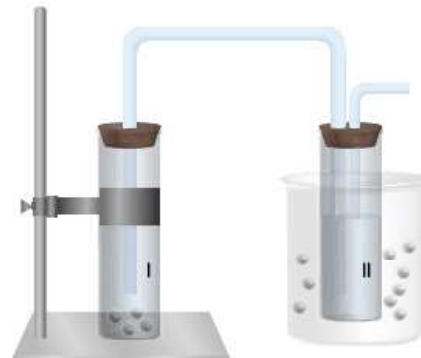


A massa de Al_2O_3 consumida na obtenção de 54 g de alumínio será, em g, aproximadamente, igual a:

Dado: Massas molares (g/mol) $\text{Al} = 27$; $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$.

- (a) 25,5
- (b) 51,0
- (c) 76,5
- (d) 102,0
- (e) 204,0

48 Unifesp 2006 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%
- (b) 80%
- (c) 75%
- (d) 70%
- (e) 39%

49 PUC Sabendo-se que a densidade do álcool etílico (etanol) é 0,8 g/mL e sua massa molar 46 g·mol⁻¹, o volume de CO₂ formado a TPN, na combustão completa de 1,15 L de etanol é:

- (a) 44,8 L (d) 448,0 L
 (b) 89,6 L (e) 896,0 L
 (c) 134,4 L

50 Uece A massa de carbonato de cálcio formada ao reagirmos completamente 14,8 g de hidróxido de cálcio aquoso com gás carbônico será de:

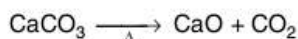
Dados: Ca = 40; C = 12; O = 16; H = 1.

- (a) 33,6 g (c) 20,0 g
 (b) 74,0 g (d) 100,0 g

51 UEL A combustão completa de 0,10 mol de um composto orgânico constituído de carbono, hidrogênio e oxigênio gastou 0,30 mol de O₂ e produziu 8,8 g de dióxido de carbono e 5,4 g de água. Esse composto orgânico poderá ser:

- (a) CH₃OH (d) CH₃COCH₃
 (b) CH₃CHO (e) HCOOH
 (c) C₂H₅OH

52 UFF Para produzir 4,48 L de CO₂ nas CNTP, conforme a reação:

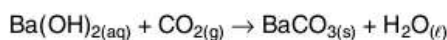


a quantidade necessária, em gramas, de CaCO₃ é:

Dado: Massa molar CaCO₃ = 100 g/mol.

- (a) 20,0
 (b) 10,0
 (c) 100,0
 (d) 200,0
 (e) 18,3

53 UFMG Um ser humano adulto sedentário libera, ao respirar, em média, 0,880 mol de CO₂ por hora. A massa de CO₂ pode ser calculada medindo-se a quantidade de BaCO_{3(s)}, produzida pela reação:



Suponha que a liberação de CO_{2(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 CO_{2(g)}, produzido durante 30 minutos, é aproximadamente:

Dados: Massas atômicas: Ba = 137; C = 12; O = 16.

- (a) 197 g
 (b) 173 g
 (c) 112 g
 (d) 86,7 g
 (e) 0,440 g

54 Fuvest Misturando-se soluções aquosas de nitrato de prata (AgNO₃) e de cromato de potássio (K₂CrO₄), forma-se um precipitado de cromato de prata (Ag₂CrO₄), 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 AgNO₃ com 10 mL de solução 0,2 mol/L de K₂CrO₄, a quantidade em mol do sólido que se forma e a cor da solução sobrenadante, ao final da reação, são respectivamente:

- (a) 1·10⁻³ e amarela
 (b) 1 e amarela
 (c) 2·10⁻³ e incolor
 (d) 1·10⁻³ e incolor
 (e) 2·10⁻³ e amarela

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 1.000 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 Fe₂O₃, quantos gramas de ferro não corroído ainda restaram?

Dados: Fe = 56,0 g/mol e Fe₂O₃ = 160,0 g/mol.

- (a) 2,40 g (c) 5,32 g (e) 4,00 g
 (b) 4,48 g (d) 5,04 g

57 Unicamp 2006 O tetraidrocannabinol (THC) vem sendo utilizado, mediante controle legal, como coadjuvante para o tratamento de náuseas, enjoos e ânsia de vômito de pacientes que se submetem a tratamento quimioterápico; para interromper ou reverter a perda de peso de portadores de AIDS e para combater o aumento da pressão ocular (glaucoma). Essa substância é encontrada na planta *Cannabis sativa*, conhecida popularmente como maconha. O skank, um tipo de maconha cultivada em laboratório, pode apresentar até 17,5 % em massa de THC, enquanto a planta comum contém 2,5 %.

- a) De acordo com o texto, o THC é um agente que combate o vírus da AIDS? Responda sim ou não e justifique.
 b) Para aviar uma receita, um farmacêutico decidiu preparar uma mistura de vegetais, composta por 1/3 de skank, 30 g de maconha e 1/5 de matéria vegetal sem THC, em massa. Qual é a massa total da mistura? Mostre os cálculos.
 c) Qual é a porcentagem em massa de THC na mistura sólida preparada pelo farmacêutico? Mostre os cálculos.

58 Unirio Óxido de cálcio, óxido de potássio e óxido de sódio reagem separadamente, consumindo 18 g de H₂O em cada reação. Considere:

- m₁ → massa de hidróxido de cálcio formado;
 m₂ → massa de hidróxido de potássio formado;
 m₃ → massa de hidróxido de sódio formado.

Assim, podemos afirmar que:

Dados: Massas molares: (H = 1,0 g/mol; O = 16 g/mol; Ca = 40 g/mol; K = 39 g/mol; Na = 23 g/mol).

- (a) m₁ > m₃ > m₂
- (b) m₂ > m₁ > m₃
- (c) m₂ > m₃ > m₁
- (d) m₃ > m₁ > m₂
- (e) m₃ > m₂ > m₁

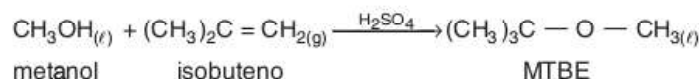
59 ITA Um estudante preparou uma *mistura*/A, constituída dos seguintes sólidos: cloreto de sódio, cloreto de potássio e cloreto de bário. Numa primeira experiência, foi preparada uma solução aquosa pela total dissolução de 34,10 g da *mistura*/A em água destilada, a 25 °C, à qual foi adicionada, a seguir, uma solução aquosa de nitrato de prata em excesso, obtendo-se 57,40 g de um certo precipitado. Num segundo experimento, foi preparada uma solução aquosa pela total dissolução de 6,82 g da *mistura*/A em água destilada, a 25 °C, à qual foi adicionada, a seguir, uma solução aquosa de sulfato de sódio em excesso, obtendo-se 4,66 g de um outro precipitado. Qual das opções a seguir apresenta o valor correto da composição percentual, em massa, da *mistura*/A?

Dados: Massas molares (g/mol): Na = 22,90; Cl = 35,45; K = 39,10; Ba = 137,33; S = 32,60; O = 16,00; Ag = 107,87.

- (a) 17,2% de NaCl, 21,8% de KCl e 61,0% de BaCl₂
- (b) 21,8% de NaCl, 17,2% de KCl e 61,0% de BaCl₂
- (c) 61,0% de NaCl, 21,8% de KCl e 17,2% de BaCl₂
- (d) 21,8% de NaCl, 61,0% de KCl e 17,2% de BaCl₂
- (e) 61,0% de NaCl, 17,2% de KCl e 21,8% de BaCl₂

60 Uece Escreva no espaço apropriado a soma dos itens corretos.

Recentemente, a utilização do MTBE (metil tercbutil éter) como antidetonante da gasolina, na concentração 7% em massa de MTBE, em lugar do álcool etílico, tem causado polêmicas. Testes realizados em laboratórios indicam que o novo aditivo produz mais poluição, em forma de monóxido de carbono, do que o álcool etílico, além de ser mais caro. O MTBE é produzido pela seguinte reação:



Dados: Massas atômicas: (C = 12u; O = 16u; H = 1u).

Assinale as alternativas corretas.

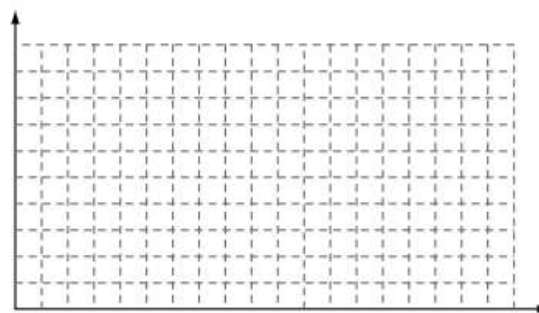
- 01 Na concentração definida da mistura MTBE-gasolina, para cada 100 g de gasolina têm-se 7 g de MTBE.
- 02 Observada a equação representativa da obtenção do MTBE, 16 g de metanol ao reagir com 28 g de isobuteno produzem 44 g de MTBE.

- 04 Na mistura MTBE-gasolina, podemos considerar o MTBE como soluto, por estar presente em menor quantidade.
- 08 Sendo o MTBE e a gasolina miscíveis na concentração mencionada, a mistura é definida como solução.
- 16 Na obtenção do MTBE, ao serem postos para reagir 100 g de CH₃OH com 100 g de isobuteno, o reagente em excesso será o isobuteno.

Soma =

61 Fuvest Adicionando-se solução aquosa de sal A a uma solução aquosa de sal B, forma-se um precipitado em uma reação praticamente completa. Para se determinar os coeficientes estequiométricos dos reagentes na equação dessa reação, fez-se uma série de 6 experimentos. Em cada um, a quantidade de A era fixa e igual a 4,0 · 10⁻³ mol. A quantidade de B era variável. Os dados desses experimentos estão na tabela adiante:

Experimento	1	2	3	4	5	6
Volume (mL) da solução do sal B (0,10 mol/L)	6,0	12,0	18,0	24,0	30,0	36,0
Massa (g) do precipitado formado	0,20	0,40	0,60	0,66	0,66	0,66



- a) Calcule as quantidades, em mol, do sal B utilizadas nesses experimentos.
- b) No quadriculado anterior, construa o gráfico: massa de precipitado *versus* quantidade, em mol, de sal B. Através deste gráfico, justifique quais devem ser os coeficientes estequiométricos de A e B.

62 Ufes A decomposição térmica do carbonato de cálcio produz óxido de cálcio e dióxido de carbono. Decompondo-se 5,0 g de carbonato de cálcio impuro e recolhendo-se todo o dióxido de carbono produzido num recipiente contendo uma solução de hidróxido de bário, obtiveram-se 8,0 g de carbonato de bário. Dados: Ca = 40; C = 12; O = 16; Ba = 137.

- a) Escreva as equações das reações.
- b) Qual a pureza do carbonato de cálcio?

TEXTO COMPLEMENTAR

Lavoisier e Proust: Quem foram?

As 64 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 maravilhosos trabalhos no campo da química.

Antoine Laurent de 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 batizou um gás, que seria melhor para a respiração dos seres vivos que o próprio ar atmosférico, de oxigênio, que significa formador de ácidos. Essa denominação foi um erro descoberto mais tarde, mas o nome já estava consagrado.



Antoine Laurent de Lavoisier.

Lavoisier ainda realizou trabalhos com ácidos e muitas outras experiências. Quando se deu a revolução burguesa de 1789, foi preso e, cinco anos depois, guilhotinado. Lagrange 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 a sua idade mais tenra e durante a revolução de 1789, foi um



BISTAN INTOR/WIKIMEDIA COMMONS

Foto da Torre Eiffel.

fugitivo por todo o tempo. Esteve lecionando na Espanha e foi no seu retorno à França que, em 1801, enunciou sua famosa Lei.

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 até que pôde morrer em paz, em 1826, em sua cidade natal, de forma natural.



Joseph Louis Proust.

RESUMINDO

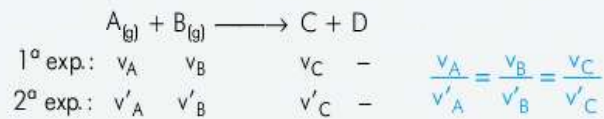
- **Lei de Lavoisier:** Em um sistema fechado, não há alteração de massa durante uma reação química. (Conservação das Massas)



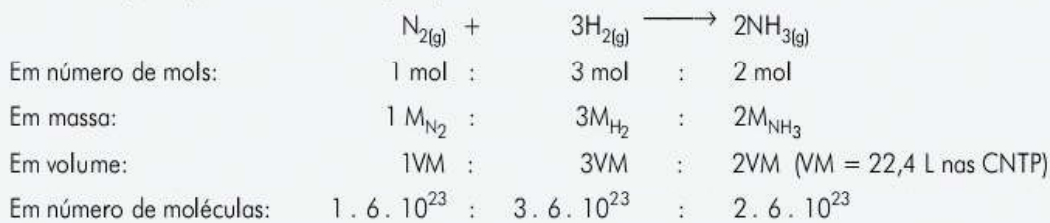
- **Lei de Proust:** As proporções entre as substâncias que efetivamente participam de uma reação química são fixas. (Proporções Fixas)



- **Lei de Gay-Lussac:** As proporções volumétricas entre as substâncias gasosas que efetivamente participam de uma reação química são fixas.

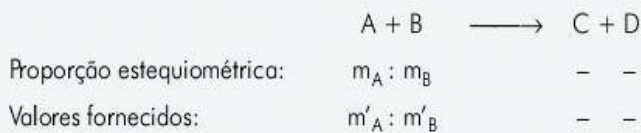


- **Cálculo estequiométrico:** É o estudo da determinação do número de mols, da massa, do volume e do número de moléculas de substâncias participantes de uma reação química.



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.



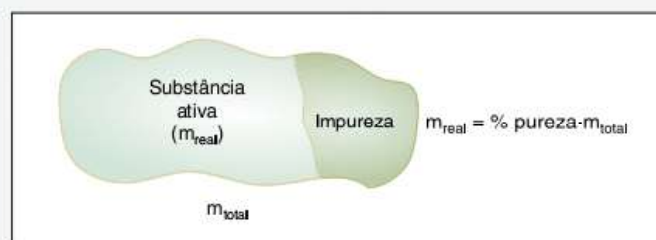
Se $\frac{m'_A}{m'_B} > \frac{m_A}{m_B}$, A está em excesso e B é o reagente limitante.

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:**

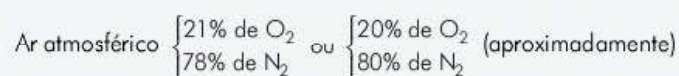


Observação: As impurezas são inertes.

- **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:**

$$\%X = \frac{m_X}{m_{\text{total}}} \cdot 100\%$$

■ QUER SABER MAIS?



SITE

■ Estequiometria da combustão

<www.fem.unicamp.br/~em672/GERVAP1.pdf>

Exercícios complementares

Lei das reações

1 Fuvest 2008 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: (g 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 Hg₂S. 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:

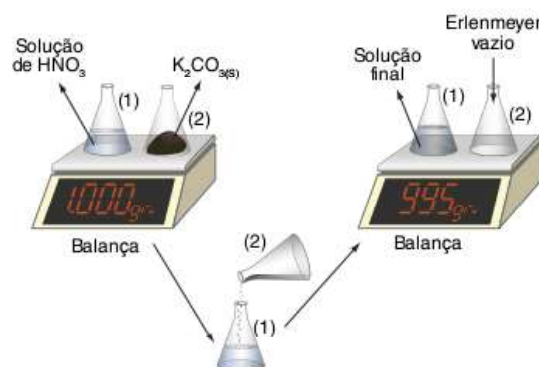
	C	+ O ₂	→ CO ₂
1ª experiência	12 g	32 g	Xg
2ª experiência	36 g	Yg	132 g

- 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 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. (d) 18 gramas.
- (b) duas moléculas. (e) 2 moles de 22,4 litros.
- (c) 1,204 · 10²⁴ moléculas.

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 2008 Foram misturados 2,00 L de um alcano de n 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.

- a) 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.
- b) Escreva o enunciado dessa lei.
- c) Identifique os dois alcanos. Explique como chegou a essa conclusão.

9 Analise a tabela:

SO ₃	+	H ₂ O	→	H ₂ SO ₄
x		18 g		98 g
120 g		27 g		y

Os valores de “x” e de “y” são, respectivamente:
(a) 90 g e 157 g. (d) 80 g e 147 g.
(b) 80 g e 157 g. (e) 157 g e 284 g.
(c) 90 g e 147 g.

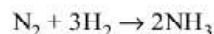
10 Vunesp Aquecendo-se 21 g de ferro com 15 g de enxofre obtêm-se 33 g de sulfeto ferroso, restando 3 g de enxofre. Aquecendo-se 30 g de ferro com 16 g de enxofre obtêm-se 44 g de sulfeto ferroso, restando 2 g de ferro. Demonstrar que esses dados obedecem às leis de Lavoisier (conservação da massa) e 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.

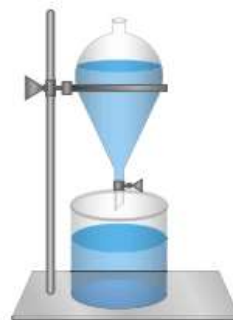
13 Mackenzie Na síntese de 1,5 litros de amônia, ocorrida a pressão e temperatura constantes, o volume total dos gases que reagem, em litros, é igual a:

- (a) 4,50 (c) 1,50 (e) 2,00
- (b) 3,00 (d) 0,75

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) (NH₄)₂Cr₂O₇ → N₂ + Cr₂O₃ + 4 H₂O
- (b) Al₂(SO₄)₃ + 6 NaOH → 2 Al(OH)₃ + 3 Na₂SO₄
- (c) 3 P + 5 HNO₃ + 2 H₂O → 3 H₃PO₄ + 5 NO
- (d) MnO₂ + 2 HCl → MnCl₂ + 2H₂O + Cl₂
- (e) Ca(OH)₂ + H₂SO₄ → CaSO₄ + 2 H₂O

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 $\Rightarrow F_1 > I$, Exp. 2 $\Rightarrow F_2 > I$
 (e) Exp. 1 $\Rightarrow F_1 < I$, Exp. 2 $\Rightarrow F_2 < I$

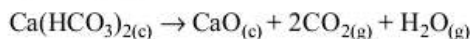
16 ITA São feitas as seguintes afirmações a respeito das contribuições do pesquisador francês A. L. Lavoisier (1743-1794) para o desenvolvimento da ciência:

- I. Desenvolvimento de um dos primeiros tipos de calorímetros.
 - II. Participação na comissão responsável pela criação do sistema métrico de medidas.
 - III. Proposta de que todos os ácidos deveriam conter pelo menos um átomo de oxigênio.
 - IV. Escolha do nome oxigênio para o componente do ar atmosférico indispensável para a respiração humana.
 - V. 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.

Cálculo estequiométrico

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.

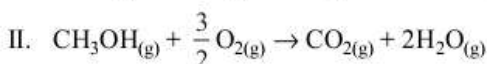
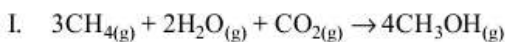
Dados: Na = 23; Ca = 40; O = 16; C = 12.

19 UFRJ Para plantar uma determinada cultura tem-se que acertar a quantidade de íons H^+ do solo, acrescentando-se uma quantidade de carbonato de cálcio.

Dados: Massas molares (g/mol): C = 12; O = 16; Ca = 40.

- a) Qual a massa de carbonato de cálcio necessária para a obtenção de 168 g de óxido de cálcio, a fim de fazer o acerto da concentração de H^+ do solo?
- b) Qual o volume de CO_2 obtido nas CNTP?

20 Unicamp A produção industrial de metanol, CH_3OH , a partir de metano, CH_4 , e a combustão do metanol em motores de explosão interna podem ser representadas, respectivamente pelas equações I e II.



Supondo que o CO_2 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 CO_2 na atmosfera". Justifique sua resposta.

21 Unicamp Duas amostras de carbono, C, de massas iguais, foram totalmente queimadas separadamente, empregando-se oxigênio, O_2 , num dos casos, e ozônio, O_3 , no outro. Houve sempre combustão completa, produzindo somente CO_2 .

- 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.

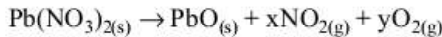
24 Fuvest 2006 Embalagens de fertilizantes do tipo NPK trazem três números, compostos de dois algarismos, que se referem, respectivamente, ao conteúdo de nitrogênio, fósforo e potássio, presentes no fertilizante. O segundo desses números dá o conteúdo de fósforo, porém expresso como porcentagem, em massa, 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, $Pb(NO_3)_2$, que se decompõe de acordo com a equação:



Dado: $R = 0,081 \text{ bar L/K} \cdot \text{mol}$.

Pergunta-se:

- Qual o valor dos coeficientes indicados por x e y na equação anterior?
- Qual o volume total dos gases produzidos, a 500 K e 1,0 bar, quando 1,0 mol de nitrato de chumbo se decompõem?

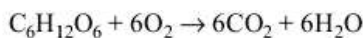
26 Vunesp Uma molécula de hemoglobina, que é uma proteína do sangue, combina-se com quatro moléculas de oxigênio. A massa de 1,00 grama de hemoglobina, reage exatamente com 1,53 mL de oxigênio à temperatura do corpo (37 °C) e sob pressão de 760 mm de mercúrio.

Dados: Constante universal dos gases = $0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

- Calcular o número de moles de oxigênio que se combinou com a hemoglobina.
- Calcular a massa molecular da hemoglobina.

27 Vunesp Um homem em repouso consome, em média, 200 cm³ 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; $R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

- o número de mols de O_2 consumido em 1 hora de repouso.
- 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:

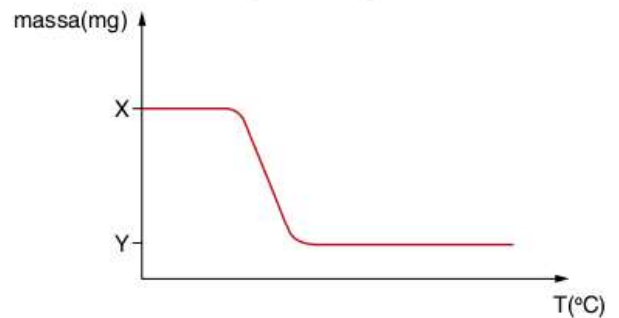
Mg = 24; Al = 27; Zn = 65

Densidade (g/cm^3):

Mg = 1,7; Al = 2,7; Zn = 7,1

- Pelo critério da massa de metal a ser transportada? Justifique.
- Pelo critério do volume de metal a ser transportado? Justifique.

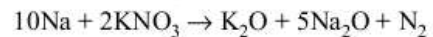
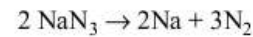
29 Unifesp 2008 O gráfico apresenta a curva da decomposição térmica do oxalato de magnésio, MgC_2O_4 . Nessa reação os produtos da decomposição são CO , CO_2 e MgO (massa molar 40 g/mol). Neste gráfico são apresentados os valores da massa da amostra em função da temperatura.



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:

- 320 e 35,7%
- 320 e 64,3%
- 352 e 39,2%
- 576 e 35,7%
- 576 e 64,3%

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).

- 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.
- 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).

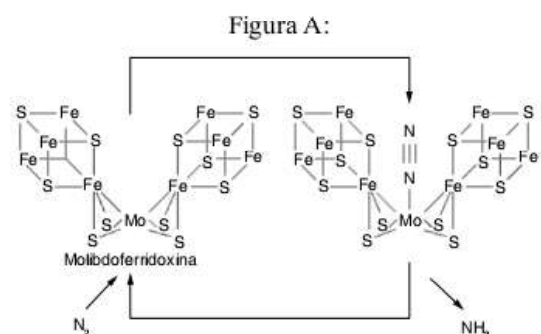
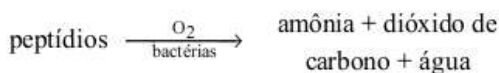
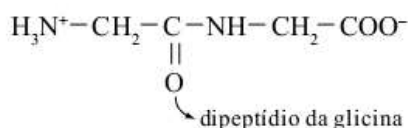


Figura B:



- 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 $\text{N}_2 = 28 \text{ g/mol}$

- b) Sabendo-se que a oxidação do dipeptídio da glicina libera $5,0 \cdot 10^2 \text{ kJ}$ por mol de O_2 consumido, qual a energia liberada na oxidação de um mol de dipeptídio 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.

Casos especiais

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 ($\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$) 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: $\text{Mn} = 55 \text{ g/mol}$; $\text{O} = 16 \text{ g/mol}$; $\text{Al} = 27 \text{ g/mol}$.

- (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

34 FEI A água oxigenada de concentração máxima é a 98 volumes (ou 29,75% de H_2O_2), chamada de Peridrol. É tão instável que é usada como explosivo. A água oxigenada mais vendida em drogarias é a 10 volumes, isto é, uma solução que apresenta aproximadamente:

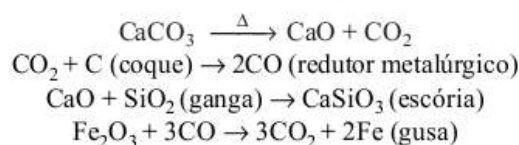
- (a) 1 mol de oxigênio.
 (b) 17,0 g/L.
 (c) 32 g de oxigênio.
 (d) 3,0% de H_2O_2 .
 (e) 22,4 litros de oxigênio.

35 Mackenzie No ataque a 1,25 g de calcário (CaCO_3 impuro), são consumidos 100 ml de ácido sulfúrico 0,1 mol/L. O número de mols de ácido que reagem, a massa de sal que reage e a pureza do calcário são, respectivamente, iguais a: Dados: Massas molares: $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g/mol}$ e $\text{CaCO}_3 = 100 \text{ g/mol}$.

- (a) 0,01 mol, 1,125 g e 90%.
 (b) 0,1 mol, 0,025 g e 20%.
 (c) 0,01 mol, 1,0 g e 80%.
 (d) 0,1 mol, 1,25 g e 100%.
 (e) 0,1 mol, 0,125 g e 80%.

Dica: $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

36 Cesgranrio Na obtenção de ferro-gusa no alto-forno de uma siderúrgica utilizam-se, como matérias-primas, hematita, coque, calcário e ar quente. A hematita é constituída de Fe_2O_3 e ganga (impureza ácida rica em SiO_2), com o calcário sendo responsável pela eliminação da impureza contida no minério e pela formação do redutor metalúrgico para a produção do ferro-gusa, de acordo com as seguintes reações:



Nesse processo de produção de ferro-gusa, para uma carga de 2 toneladas de hematita com 80% de Fe_2O_3 a quantidade necessária de calcário, em kg, contendo 70% de CaCO_3 , será:

Dados: Massas molares: $\text{Ca} = 40 \text{ g/mol}$; $\text{O} = 16 \text{ g/mol}$; $\text{C} = 12 \text{ g/mol}$; $\text{Fe} = 56 \text{ g/mol}$.

- (a) 2.227 (c) 1.876 (e) 1.261
 (b) 2.143 (d) 1.428

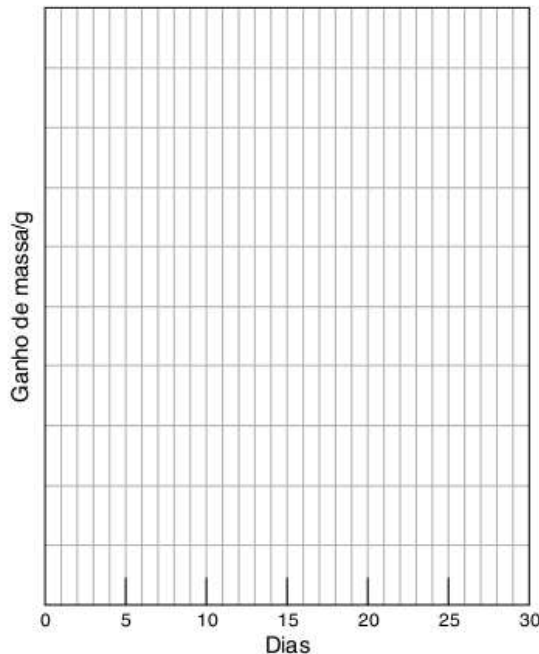
37 Fuvest 2007 Um determinado agente antimofa consiste em um pote com tampa perfurada, contendo 80 g de cloreto de cálcio anidro que, ao absorver água, se transforma em cloreto de cálcio diidratado ($\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$). Em uma experiência, o agente foi mantido durante um mês em ambiente úmido. A cada 5 dias, o pote foi pesado e registrado o ganho de massa: (figura 1)

Dados: Massas molares (g/mol)
 água 18
 cloreto de cálcio 111

Figura 1

Dias	Ganho de massa/g
0	0
5	7
10	15
15	22
20	30
25	37
30	45

Figura 2



- Construa o gráfico que representa o ganho de massa versus o número de dias.
- Qual o ganho de massa quando todo o cloreto de cálcio, contido no pote, tiver se transformado em cloreto de cálcio diidratado? Mostre os cálculos.
- A quantos dias corresponde o ganho de massa calculado no item anterior? Indique no gráfico da figura 2, utilizando linhas de chamada.

38 PUC O medicamento “Leite de Magnésia” é uma suspensão de hidróxido de magnésio. Esse medicamento é utilizado para combater a acidez estomacal provocada pelo ácido clorídrico, encontrado no estômago. Sabe-se que, quando utilizamos 12,2 g desse medicamento, neutraliza-se certa quantidade do ácido clorídrico, produzindo 16,0 gramas de cloreto de magnésio. O grau de pureza desse medicamento, em termos do hidróxido de magnésio, é igual a:

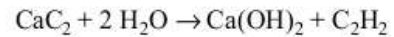
Dados: Massas molares (g/mol): H = 1; Cl = 35,5; Mg = 24.

- 90%
- 80%
- 60%
- 40%
- 30%

39 ITA 2009 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 mol L⁻¹ de HCl. Assinale a opção que apresenta a massa de cada um dos componentes desta mistura sólida.

- mNa₂CO₃ = 0,4 g; mNaHCO₃ = 1,6 g
- mNa₂CO₃ = 0,7 g; mNaHCO₃ = 1,3 g
- mNa₂CO₃ = 0,9 g; mNaHCO₃ = 1,1 g
- mNa₂CO₃ = 1,1 g; mNaHCO₃ = 0,9 g
- mNa₂CO₃ = 1,3 g; mNaHCO₃ = 0,7 g

40 UFRGS O acetileno, gás utilizado em maçaricos, pode ser obtido a partir do carbeto de cálcio (carbureto) de acordo com a equação.

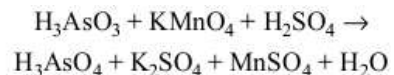


Utilizando-se 1 kg de carbureto com 36% de impurezas, o volume de acetileno obtido, nas CNTP, em litros, é de aproximadamente?

Dados: Massas molares: C = 12 g/mol; Ca = 40 g/mol; H = 1 g/mol.

- 0,224
- 2,24
- 26
- 224
- 260

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 (H₃AsO₃). Uma maneira de 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 KMnO₄ para transformar todo H₃AsO₃ em H₃AsO₄. 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 (NH₄NO₃) 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 0,2041g 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 180g de glicose tenha sido de 20% em peso de etanol:

Dados: H = 1u; C = 12u; O = 16u.

- escreva a reação equilibrada da fermentação da glicose, $C_6H_{12}O_6$.
- informe quantos mililitros de etanol foram formados (d etanol = $0,80 \text{ g/cm}^3$).
- calcule o volume de gás carbônico liberado nas CNTP.

44 Enem 2009 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:

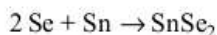
- de 0%
- de 8,0%
- entre 8,4% e 8,6%
- entre 9,0% e 9,2%
- entre 13% e 14%

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.

- Escreva a equação química balanceada da decomposição do $Ni(CO)_4$.
- 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 2010 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:

- 2 : 1
- 3 : 2
- 4 : 3
- 2 : 3
- 1 : 2

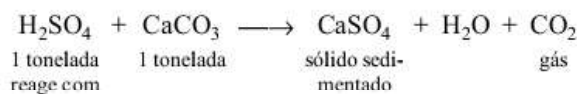
47 PUC Qual a massa de nitrobenzeno obtida na nitração de 5 g de benzeno, supondo-se um rendimento da reação de 100%?

Dados: Massas molares: C = 12 g/mol; H = 1 g/mol; N = 14 g/mol; O = 16 g/mol.

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:

- 100
- 200
- 300
- 400
- 500

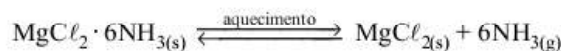
49 UFRJ A diferença de eletronegatividade entre os elementos de um composto químico é um fator determinante para sua classificação como iônico ou covalente, e se relaciona, também, com diversas características de cada composto.

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.

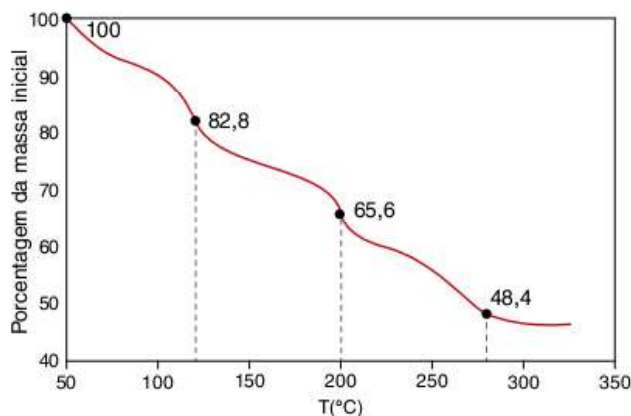
Dados: Na = 23 u; S = 32 u; Cd = 112 u.

- Dentre os compostos sólidos Al_2O_3 , CdS, PbS, AuCl e AgF, identifique os que devem apresentar cor branca. Justifique sua resposta.
- O sulfeto de cádmio (CdS) é um composto sólido que pode ser obtido segundo a reação:
 $Na_2S + Cd(NO_3)_2 \rightarrow CdS + 2NaNO_3$
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 2010 O sólido $MgCl_2 \cdot 6NH_3$ 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 $MgCl_2 \cdot 6NH_3$ 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):

$MgCl_2 \cdot 6NH_3$ 197

NH_3 17,0

- Calcule a perda de massa, por mol de $MgCl_2 \cdot 6NH_3$, em cada uma das três etapas.
- 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	

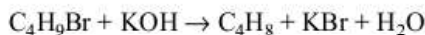
- No processo descrito, além do aquecimento, que outro fator facilita a decomposição do $MgCl_2 \cdot 6NH_3$? Explique.

51 Unesp A reação entre amônia e metano é catalisada por platina. Formam-se cianeto de hidrogênio e hidrogênio gasosos.

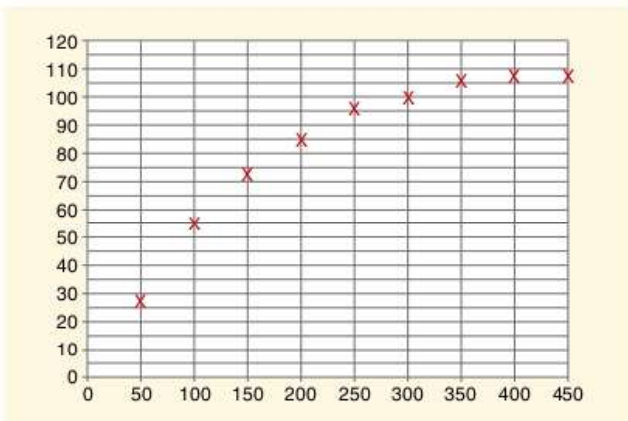
Dados: Massas molares, em g/mol: H = 1; C = 12; N = 14.

- 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):



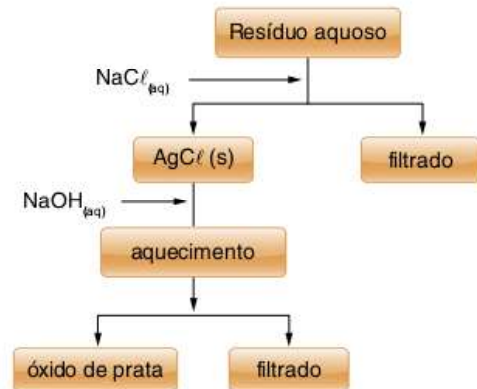
Numa experiência, 1,37 g de 2-bromobutano e excesso de KOH foram aquecidos a 80 °C. A cada 50 segundos, o volume da mistura de butenos foi determinado, nas condições ambientes, obtendo-se o gráfico a seguir.



Dados: Volume molar de gás nas condições ambientes = 25 L/mol; Massa molar do 2-bromobutano = 137 g/mol.

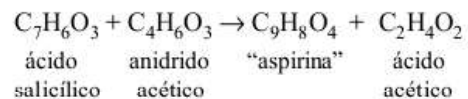
- Com esses dados, verifica-se que a conversão do 2-bromobutano na mistura 2-buteno e 1-buteno não foi de 100%. Mostre isso com cálculos.
- Nas condições da experiência com o 2-bromobutano ocorreu também reação de substituição. Nesse caso, qual a fórmula estrutural do produto formado?
- Observando o 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 2007 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 continha 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:

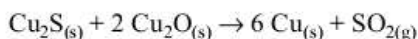


A massa de “aspirina” que seria possível produzir a partir de 1,38 toneladas de ácido salicílico, supondo que transformação ocorra com rendimento de 80%, é:

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: $\text{O} = 16 \text{ u}$; $\text{S} = 32,0 \text{ u}$; $\text{Cu} = 63,5 \text{ u}$.

- (a) 58,9 g (c) 228,6 g (e) 405,0 g
(b) 98,2 g (d) 381,0 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): $\text{K} = 39$; $\text{Cl} = 35,5$; $\text{O} = 16$.

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 n° de mols de KCl resultante é 0,06.
(e) o rendimento da reação é 100%.

57 FGV 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:

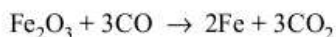


Uma estação de tratamento de esgoto em uma cidade de tamanho médio processa 50.000 m^3 de esgoto bruto por dia. A análise química do esgoto mostra que contém 30 ppm (partes por milhão) de íon de H_2PO_4^- . Partindo-se do pressuposto de que a eficiência da remoção do íon de fosfato é de 90%, quanto $\text{Mg}(\text{NH}_4)\text{PO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ a estação produz semanalmente?

Dados: Massas molares $\text{H} = 1 \text{ g/mol}$; $\text{P} = 31 \text{ g/mol}$; $\text{O} = 16 \text{ g/mol}$; $\text{Mg} = 24 \text{ g/mol}$; $\text{N} = 14 \text{ g/mol}$.

- (a) 3.414 kg (c) 15,5 toneladas (e) 23,9 toneladas
(b) 3.793 kg (d) 19,1 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.



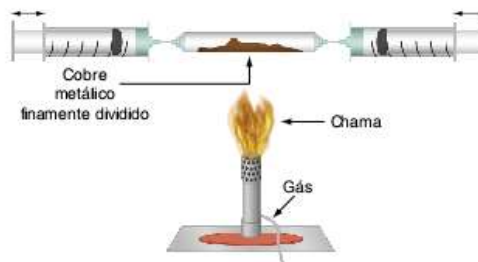
Dados: Massas molares (g/mol): $\text{Fe} = 56$; $\text{O} = 16$; $\text{C} = 12$.

- 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. (d) III e IV.
(b) II e IV. (e) I e III.
(c) II e III.

59 UFMG Considere a montagem, na qual $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de cobre metálico é aquecido no tubo ligado à duas seringas, as quais contêm um total de 100 cm^3 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 Fuvest O iso-octano é um combustível automotivo. A combustão desse material ocorre na fase gasosa. Dados a massa molar do iso-octano igual a 114 g/mol , o volume molar de gás nas “condições ambiente” igual a 25 L/mol e a composição do ar (em volume):

Dados: $\text{O}_2 = 20\%$ e $\text{N}_2 = 80\%$.

- a) Escreva a equação balanceada da reação de combustão completa do iso-octano, usando fórmulas moleculares.
- b) Calcule o volume de ar, nas “condições ambiente”, necessário para a combustão completa de 228 g de iso-octano.

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): $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$; $\text{Na} = 23$; $\text{Ca} = 40$.

Admita em todas as etapas um rendimento de 100%.

- (a) CaO e $0,56 \text{ t}$
(b) CaO e $1,12 \text{ t}$
(c) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ e $1,06 \text{ t}$
(d) CaCO_3 e $1,00 \text{ t}$
(e) CaCO_3 e $2,00 \text{ t}$

62 Mackenzie Sabendo que $2C_4H_{10} + 13O_2 \rightarrow 8CO_2 + 10H_2O$, então o volume de ar, medido a $27^\circ C$ e 1 atm, necessário para a combustão de 23,2 g de gás butano, é:

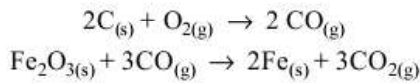
Dados: 1. Considerar a composição do ar (em volume): 80% de N_2 e 20% de O_2 .

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.

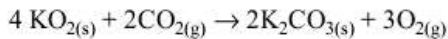
63 Fuvest Duas das reações que ocorrem na produção do ferro são representadas por:



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 Unesp As máscaras de oxigênio utilizadas em aviões contêm superóxido de potássio (KO_2) sólido. Quando a máscara é usada, o superóxido reage com o CO_2 exalado pela pessoa e libera O_2 , 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.

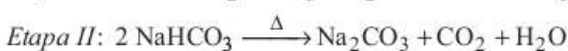
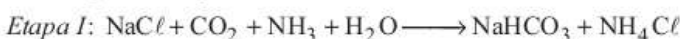
Calcule:

- a) a massa de KO_2 , expressa em gramas, necessária para reagir com 0,10 mol de CO_2 .
- b) o volume de O_2 liberado a $0^\circ C$ e 760 mm Hg, para a reação de 0,4 mol de KO_2 .

65 Cesgranrio Tem-se 200 litros de um gás natural composto por 95% de Metano e 5% de Etano. Considerando o teor de Oxigênio no ar igual a 20%, o volume de ar necessário para queimar completamente a mistura gasosa será de:

- (a) 83 litros
- (b) 380 litros
- (c) 415 litros
- (d) 1.660 litros
- (e) 2.075 litros

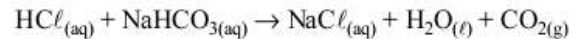
66 UFTM 2012 O carbonato de sódio, importante matéria-prima na fabricação de vidros, pode ser produzido a partir da reação do cloreto de sódio, amônia e gás carbônico, processo químico conhecido como processo Solvay. São apresentadas duas etapas desse processo.



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 Fatec Antiácido estomacal, preparado à base de bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$), reduz a acidez estomacal provocada pelo excesso de ácido clorídrico segundo a equação:



Para cada 1,87 g de bicarbonato de sódio, o volume de gás carbônico liberado a $0^\circ C$ e 1 atm é aproximadamente:

Dados: Massa molar $NaHCO_3 = 84$ g/mol; Volume molar = 22,4 L/mol ($0^\circ C$ e 1 atm).

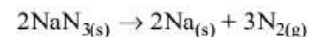
- (a) 900 mL
- (b) 778 mL
- (c) 645 mL
- (d) 493 mL
- (e) 224 mL

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 $20^\circ C$ e uma pressão de 750 mmHg desprendeu-se 5 mL de oxigênio. A massa de oxigênio liberada é igual a:

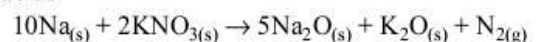
- Dados: Massa atômica: O = 16 u; R = 62,34 mmHg/L/MolK ou 0,082 atmL/Mol K.
- (a) 0,0071 g
 - (b) 0,0033 g
 - (c) 0,00657 g
 - (d) 0,1522 g
 - (e) 6,57 g

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, $N_{2(g)}$, 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:

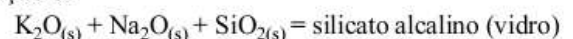
Equação 1:



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 kPa L mol⁻¹ 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: KNO₃ = 101,1 g · mol⁻¹;

Na₂O = 62 g · mol⁻¹; K₂O = 94,2 g · mol⁻¹

70 Fuvest A oxidação da amônia (NH₃) 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% (c) 30% (e) 50%

(b) 20% (d) 40%

71 Fuvest Resíduos industriais que contêm sulfetos não devem ser jogados nos rios. Pode-se tratá-los com peróxido de hidrogênio (H₂O₂), que oxida os sulfetos a sulfatos e se reduz a água. Quantos kg de peróxido de hidrogênio são necessários para oxidar 117 kg de sulfeto de sódio (Na₂S) contidos em dado resíduo?

Dados: Massas molares (g/mol): H = 1, O = 16, Na = 23, S = 32.

(a) 25

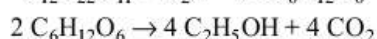
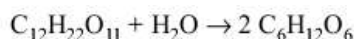
(b) 51

(c) 102

(d) 204

(e) 306

72 PUC-MG O álcool etílico (C₂H₅OH), usado como combustível, pode ser obtido industrialmente pela fermentação da sacarose (C₁₂H₂₂O₁₁), representada simplificada pelas equações:



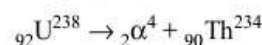
Partindo-se de uma quantidade de caldo de cana que contenha 5 mols de sacarose e admitindo-se um rendimento de 80%, o número de mols de álcool etílico obtido será igual a:

Dados: C = 12; H = 1; O = 16.

(a) 20 (c) 10

(b) 16 (d) 8

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^o 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 2009 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

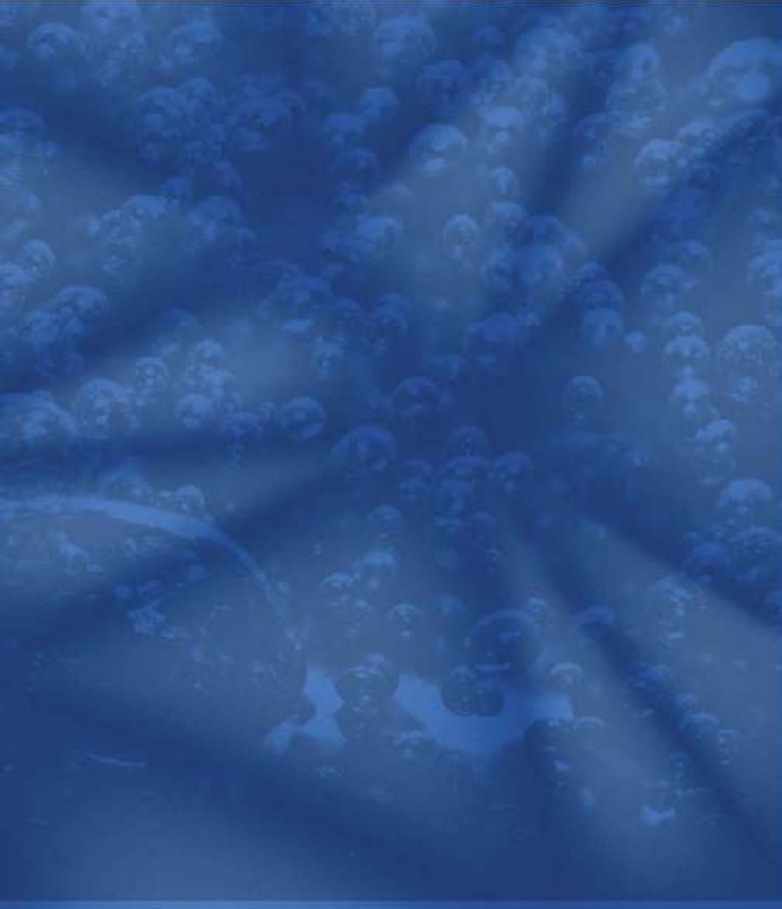
Dado: Massa molar em g mol⁻¹:

Mg 24,3

Au 197,0

Zn 65,4

Frente 3



1

Teoria atômico-molecular

FRENTE 3

PHOTOGRAPH COURTESY OF THE BIPM



○ Protótipo internacional do quilograma (IPK) é o artefato que atualmente define a unidade de massa do sistema internacional de medidas (SI): “o quilograma é a unidade de massa; é igual a massa do Protótipo internacional do quilograma”.

○ Protótipo internacional do quilograma foi sancionado em 1889. É um cilindro de aproximadamente 39 mm de diâmetro e de altura. É feito de uma liga de 90% de platina e 10% de irídio.

Introdução

Medir uma grandeza é compará-la com a unidade de uma grandeza escolhida do padrão do Sistema Internacional de Unidades (SI).

O Sistema Internacional de Unidades consiste de um conjunto mínimo de unidades (sete unidades de base) representando diferentes tipos de grandezas físicas.

Grandeza	Unidade	Símbolo
Comprimento	metro	m
Massa	quilograma	kg
Tempo	segundo	s
Corrente elétrica	ampère	A
Temperatura	Kelvin	K
Quantidade de matéria	mol	mol
Intensidade luminosa	candela	cd

Tab. 1 Sistema Internacional de Unidades.

Existe ainda uma série de outras unidades que são derivadas das unidades básicas. Por exemplo, para medir o volume, pode-se utilizar o metro cúbico (m^3); para medir a velocidade, pode-se utilizar m/s.

As definições oficiais de todas as unidades de base do SI foram aprovadas pela Conferência Geral de Pesos e Medidas pela primeira vez em 1889. Essas definições são modificadas periodicamente a fim de acompanhar a evolução das técnicas de medição e para permitir uma realização mais exata das unidades de base. A mais recente modificação foi a definição do metro, em 1983.

Cada uma dessas grandezas é definida da forma a seguir.

- **Metro (1983):**
“O metro é o comprimento do trajeto percorrido pela luz no vácuo durante um intervalo de tempo de $1/299.792.458$ de segundo.”
- **Quilograma (1889):**
“O quilograma é a unidade de massa (e não de peso, nem força); ele é igual à massa do protótipo internacional do quilograma.”
- **Segundo (1967):**
“O segundo é a duração de $9.192.631.770$ períodos da radiação correspondente à transição entre os dois níveis hiperfinos do estado fundamental do átomo de césio 133.”
- **Ampère (1948):**
“O ampère é a intensidade de uma corrente elétrica constante que, mantida em dois condutores paralelos, retilíneos, de comprimento infinito, de seção circular desprezível, e situados à distância de 1 metro entre si, no vácuo, produz entre esses condutores uma força igual a $2 \cdot 10^{-7}$ Newton por metro de comprimento.”
- **Kelvin (1967):**
“O kelvin, unidade de temperatura termodinâmica, é a fração $1/273,16$ da temperatura termodinâmica no ponto triplice da água.”

- **Mol (1969):**
“O mol é a quantidade de matéria de um sistema contendo tantas entidades elementares quantos átomos existem em $0,012$ quilograma do isótopo 12 do carbono; seu símbolo é mol. Quando se utiliza o mol, as entidades elementares devem ser especificadas, podendo ser átomos, moléculas, íons, elétrons, assim como outras partículas, ou agrupamentos especificados de tais partículas.”

- **Candela (1979):**
“A candela é a intensidade luminosa em dada direção de uma fonte que emite uma radiação monocromática de frequência $540 \cdot 10^{12}$ hertz e cuja intensidade energética nessa direção é $1/683$ watt por esterradiano.”

BPM. SISTEMA INTERNACIONAL DE UNIDADES-SI. Tradução de José Joaquim Vinge; Aldo Cordeiro Dutra; Giorgio Moscati. Disponível em: <http://www.inmetro.gov.br/consumidor/pdf/resumo_SI.pdf>.

Assim, para medir, por exemplo, a massa de uma pessoa, deve-se comparar a massa dessa pessoa com a massa do protótipo internacional do quilograma. Se em uma balança for necessário 50 vezes a massa do protótipo internacional do quilograma, significa que a massa dessa pessoa é de 50 kg.



Fig. 1 Balança de pratos comparando a massa de uma pessoa com a massa do protótipo internacional do quilograma.

Quando o que se quer medir é muito grande ou muito pequeno, utilizamos, por comodidade, potência de 10 ou múltiplos decimais das unidades do SI, conforme a tabela a seguir:

Fator	Prefixo	Símbolo
10^{12}	Tera	T
10^9	Giga	G
10^6	Mega	M
10^3	Quilo	k
10^{-3}	Mili	m
10^{-6}	Micro	μ
10^{-9}	Nano	n
10^{-12}	Pico	p

Tab. 2 Potências de 10 e de múltiplos decimais.

Para medir a altura de uma pessoa, utiliza-se normalmente a unidade do SI, pois nascemos com aproximadamente 0,5 metro e a maioria cresce aproximadamente entre 1,0 e 1,5 metro.

Para medir o comprimento de uma rodovia, faz-se necessário utilizar potências de 10, senão teríamos o inconveniente de trabalhar com números muito grandes. Podemos citar como exemplo a rodovia dos Imigrantes, que liga São Paulo ao litoral sul paulista e tem aproximadamente 58.500 metros ou, mais convenientemente, 58,5 km.



Fig. 2 Rodovia dos Imigrantes.

Da mesma forma, para medir o tamanho de um vírus, teríamos que trabalhar com números muito pequenos caso se utilizasse o metro. Por exemplo, o vírus da gripe suína H1N1 possui um diâmetro de 0,00000001 metro ou, mais convenientemente, 10 nm.

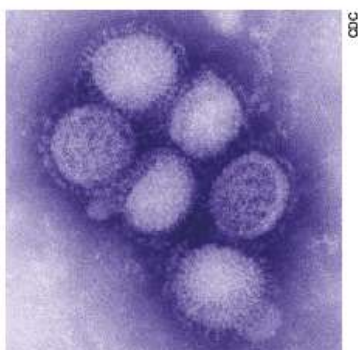


Fig. 3 Vírus H1N1.

Em alguns casos, para se medir grandezas muito grandes ou muito pequenas, surgem unidades secundárias com nomes especiais, às vezes aceitas pelo Sistema Internacional de Unidades, mas nem sempre recomendadas.

Para medir a massa de um caminhão, a SI recomenda que se utilize megagrama (10^6 g), mas, muito mais utilizada e consagrada pelo uso, ao invés de megagrama, é a tonelada. Por exemplo, um caminhão pode transportar até 45 toneladas (45.000 kg) de carga, sem precisar de licença especial, pelas estradas brasileiras. O SI não recomenda a tonelada, mas aceita-a como unidade secundária.

O Angstrom é uma unidade secundária de comprimento. Foi muito utilizado no século passado para medir comprimento de moléculas, organelas de células, vírus, entre outros. É reconhecido, mas não aceito pelo SI. Seu uso oficial tem sido desencorajado e deve ser substituído pelo nanômetro ($1 \text{ \AA} = 0,1 \text{ nm}$).

Unidade de massa atômica (u) ou Dalton (Da)

Átomos e moléculas são unidades extremamente pequenas. Assim como para caminhões foi criada uma unidade secundária de medida mais conveniente, a tonelada, para medir a massa dessas entidades tão diminutas também foi necessário criar uma unidade secundária.

Os átomos são formados por prótons, nêutrons e elétrons. Os elétrons possuem massa desprezível quando comparados com um próton ou um nêutron. Estes, por sua vez, são responsáveis pela massa de um átomo (número de massa (A) = número de prótons + número de nêutrons).

Baseado nessa premissa, John Dalton, em 1803, sugeriu que a Unidade de massa atômica fosse fundamentada na massa de um hidrogênio (^1H). Dessa forma, a massa de outros átomos poderia ser sempre um múltiplo de átomos de hidrogênio. Por exemplo, a massa do átomo de nitrogênio (^{14}N) seria equivalente a 14 vezes a massa do hidrogênio (^1H).

Wilhelm Ostwald, buscando mais exatidão nas medidas de massa atômica, sugeriu, pouco depois, que a unidade de massa atômica fosse $1/16$ da massa do átomo de oxigênio (^{16}O).

Com a descoberta da existência de elementos isótopos em 1912 e, conseqüentemente a de isótopos do oxigênio, em 1929, essa unidade de massa atômica levou a uma inevitável divergência que poderia causar erros experimentais.

Atualmente, o padrão escolhido é o átomo do isótopo de carbono de número atômico igual a 12 (6 prótons e 6 nêutrons em seu núcleo). A unidade de massa atômica (u) corresponde à massa de $1/12$ da massa do átomo isótopo 12 do carbono (^{12}C).

O valor de 1 u, em gramas, é de $1,66 \cdot 10^{-24}$ g, o que corresponde aproximadamente à massa de um próton ou de um nêutron.

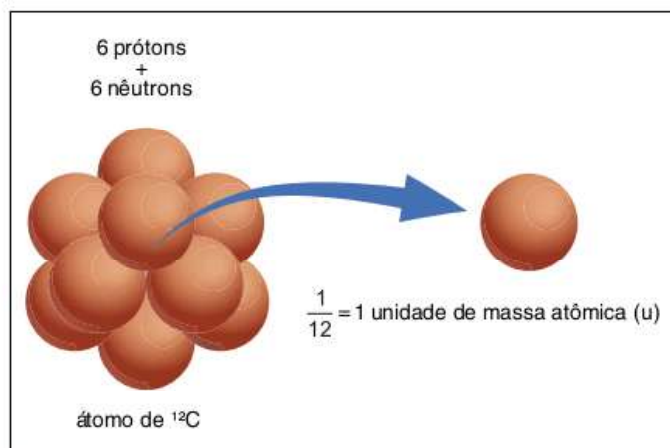


Fig. 4 Unidade de massa atômica.

Massa atômica de um átomo

Uma vez definida a unidade de massa atômica, pode-se determinar a massa atômica dos demais átomos da tabela periódica. Isso pode ser feito por aparelhos sofisticados chamados de espectrômetros de massa. Atualmente, já existem tabelas bastante precisas com os valores de massa atômica de todos os átomos. Vale ressaltar, aqui, que a definição da unidade de massa atômica foi feita de forma que os valores de massa atômica ficassem bem próximos aos do número de massa de cada átomo, mas, excetuando o ^{12}C , os dois valores são levemente diferentes.

Por exemplo, espera-se que a massa atômica do isótopo do oxigênio 16 (^{16}O) seja 16,0 u, no entanto, o valor encontrado para esse isótopo é de 15,994915. A tabela a seguir apresenta alguns elementos e a massa atômica em u para seus respectivos isótopos.

Elemento	Número de massa (A)	Massa atômica (u)	Abundância
Hidrogênio	1	1,007825	99,985%
	2	2,014102	0,015%
	3	3,016050	0,0%
Carbono	12	12,000000	98,9%
	13	13,00335	1,1%
Oxigênio	16	15,994915	99,758%
	17	16,999131	0,038%
	18	17,999159	0,204%
Cloro	35	34,96885	75,4%
	37	36,96590	24,6%

Tab. 3 Alguns elementos, suas massas atômicas e respectiva abundância natural.

Para efeito de Ensino Médio, essas pequenas diferenças entre os valores de massa atômica e número de massa têm pouca importância prática e frequentemente utiliza-se o valor aproximado. Assim, é comum assumir que a massa atômica em unidades de massa atômica de um determinado isótopo é igual ao seu número de massa. Por exemplo, a massa atômica do isótopo do oxigênio 16 (^{16}O) pode ser tomada como sendo 16 u.

Massa atômica de um elemento

Quando se consulta a tabela periódica em busca da massa atômica de um elemento, encontram-se valores fracionados para a grande maioria dos átomos, inclusive para o próprio carbono ($\text{C} = 12,011 \text{ u}$). O motivo dessa aparente discrepância com o que foi dito até aqui é que a informação dada pela tabela periódica não é o número de massa de cada átomo nem a massa atômica de algum isótopo, mas sim a **média ponderada das massas atômicas dos isótopos naturais** que compõem o elemento na natureza.

Como pode ser visto, o elemento carbono (Tab. 3) é formado principalmente pelos isótopos 12 e 13 (a quantidade de carbono 14 na natureza é ínfima e não altera o resultado final), com as seguintes massas e ocorrência naturais:

$$^{12}\text{C} = 12,000000 \text{ u} \Rightarrow 98,9\%$$

$$^{13}\text{C} = 13,003355 \text{ u} \Rightarrow 1,1\%$$

A massa atômica do elemento carbono será calculada como:

$$MA_{\text{C}} = \frac{12,000000 \cdot 98,9\% + 13,003355 \cdot 1,1\%}{100\%} \therefore MA_{\text{C}} = 12,011 \text{ u}$$

A razão pela qual a tabela periódica apresenta a média ponderada das massas atômicas é prática. Caso alguém precise utilizar uma determinada quantidade de cloro em uma reação química em um laboratório, será necessário medir a massa do cloro levando-se em consideração que 75,4% dos átomos de cloro presentes no frasco de reagente serão do isótopo 35 (^{35}Cl)

e 24,6% dos átomos serão do isótopo 37 (^{37}Cl), pois essa é a abundância natural dos isótopos do cloro. É mais prático utilizar o valor de massa atômica do elemento cloro apresentado na tabela periódica (35,45 u), pois já é a média ponderada das massas atômicas de cada isótopo.

No caso de elementos artificiais ou muito raros, o valor fornecido é a massa atômica do isótopo mais estável e aparece sempre entre parênteses.

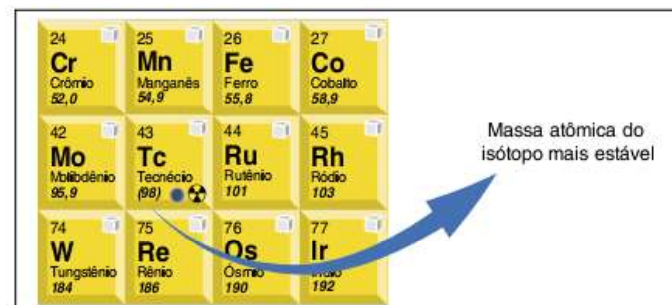


Fig. 5 Parte da tabela periódica mostrando a massa do Tc entre parênteses.

Exercício resolvido

1 Vunesp Na natureza, de cada 5 átomos de boro 1 tem massa atômica igual a 10 u (unidade de massa atômica) e 4 têm massa atômica igual a 11 u. Com base nesses dados, a massa atômica do boro, expressa em u, é igual a:

- 10
- 10,5
- 10,8
- 11
- 11,5

Resolução:

Método 1: 1 átomo em 5 \Rightarrow 20%

4 átomos em 5 \Rightarrow 80%

$$MA_{\text{B}} = \frac{10 \cdot 20\% + 11 \cdot 80\%}{100\%} \therefore MA_{\text{B}} = 10,8 \text{ u}$$

$$\text{Método 2: } MA_{\text{B}} = \frac{10 \cdot 1 \text{ átomo} + 11 \cdot 4 \text{ átomos}}{5 \text{ átomos}} \therefore MA_{\text{B}} = 10,8 \text{ u}$$

Alternativa: C.

Massa molecular e massa da fórmula empírica

A massa molecular é medida em unidades de massa atômica da massa de uma molécula.

Para calcular a massa de uma molécula em u, deve-se somar as massas atômicas dos átomos que compõem a respectiva molécula. Por exemplo, a massa molecular do gás carbônico de fórmula molecular CO_2 pode ser calculada assim:

Dados: C = 12,0 u; O = 16,0 u

$$MM_{\text{CO}_2} = \begin{cases} 1 \cdot 12,0 = 12 \text{ u} \\ 2 \cdot 16,0 = 32 \text{ u} \\ \hline = 44 \text{ u} \end{cases}$$

Isso significa dizer que a molécula de CO_2 equivale a 44 vezes a unidade de massa atômica $\left(\frac{1}{12} \text{ do } ^{12}\text{C}\right)$.

No caso de substâncias não moleculares, utilizamos um grupo de átomos que representa a fórmula empírica (ou fórmula mínima) da substância. Quando não há moléculas, determinamos a massa da fórmula empírica, que representa a proporção do número de átomos na estrutura cristalina.

O cloreto de sódio (NaCl) é uma substância iônica formada por um agregado de íons e não é um composto molecular.



Fig. 6 Cristais de NaCl .

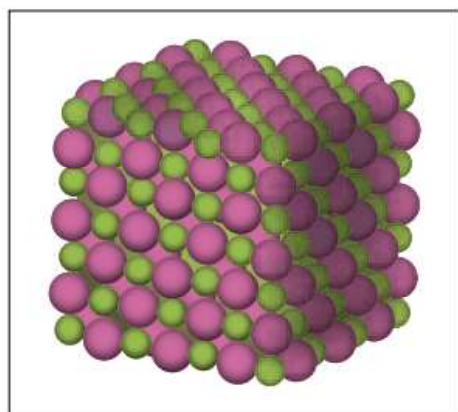


Fig. 7 Representação de cristais de NaCl .

Para calcular a massa da fórmula empírica, deve-se somar as massas atômicas dos respectivos componentes dessa fórmula.

Dados: $\text{Na} = 23 \text{ u}$; $\text{Cl} = 35,5 \text{ u}$

$$M_{\text{NaCl}} = \begin{cases} 1 \cdot 23 = 23 \text{ u} \\ 1 \cdot 35,5 = 35,5 \text{ u} \\ \hline = 58,5 \text{ u} \end{cases}$$

Exercício resolvido

2 Determine a massa molecular da glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$).
Massas atômicas: $\text{C} = 12 \text{ u}$; $\text{H} = 1 \text{ u}$; $\text{O} = 16 \text{ u}$.

Resolução:

$$MM_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = \begin{cases} 6 \cdot 12 = 72 \text{ u} \\ 12 \cdot 1 = 12 \text{ u} \\ 6 \cdot 16 = 96 \text{ u} \\ \hline = 180 \text{ u} \end{cases}$$

Quantidade de matéria (mol)

O mol é uma das sete unidades básicas do Sistema Internacional, definida em 1969 como sendo “a quantidade de matéria de um sistema contendo tantas entidades elementares quantos átomos existem em 0,012 quilograma do isótopo 12 do carbono; seu símbolo é mol. Quando se utiliza o mol, as entidades elementares devem ser especificadas, podendo ser átomos, moléculas, íons, elétrons, assim como outras partículas ou agrupamentos especificados de tais partículas.”

Átomos, moléculas, íons e elétrons são entidades muito pequenas. Para que se possa ver ou manipular uma amostra qualquer dessas entidades, deve-se tomar uma quantidade enorme, a fim de que a amostra possa ser mensurável.

Sabemos que um átomo de oxigênio (^{16}O) tem massa de 16 u. Agora considere uma coleção extremamente grande desses átomos, tão grande que a massa da coleção toda seja 16,0 gramas. O número de átomos nessa coleção será de $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos.

Novamente, sabemos que um átomo de carbono (^{12}C) tem massa de 12 u. Uma amostra de 12 g de carbono terá $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos.

O número $6,02 \cdot 10^{23}$ é um número importante ao qual é dado um nome especial: constante de Avogadro. Esse é o número de átomos de qualquer elemento que deve ser reunido de forma que o grupo de átomos tenha a massa em gramas numericamente igual à massa atômica em u.

SAIBA MAIS



Fig. 8 Amedeo Avogadro.

Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro nasceu de uma rica e nobre família em Turim, em 9 de agosto de 1776. Foi um advogado e físico italiano, um dos primeiros cientistas a distinguir átomos de moléculas. Amedeo Avogadro foi para a escola de Turim seguir carreira de advogado eclesiástico. Formou-se bacharel em 1792, com 16 anos. Apesar da carreira de sucesso na advocacia (defendeu seu doutorado com 20 anos de idade e foi secretário da cidade de Eridano), Avogadro se interessava pelas Ciências Naturais. Estudou por conta própria Física, Química e Matemática e começou a lecionar Física no Reale Collegio de Vercelli, aos 32 anos. Elaborou a Hipótese de Avogadro, que dizia:

“Volumes iguais de gases diferentes à mesma temperatura e pressão contêm o mesmo número de moléculas”

Em sua homenagem, o número de entidades elementares (átomos, moléculas, íons ou outra partícula) presentes em um mol de substância é conhecido como constante de Avogadro.

Existem diversas técnicas para chegar a esse número e, conforme a tecnologia se desenvolve esse número tem ficado cada vez mais preciso (veja Texto Complementar, no final deste capítulo). Seu valor atual é: $6,022136736 \cdot 10^{23}$. Frequentemente, esse número é arredondado para $6,02 \cdot 10^{23}$ ou ainda $6,0 \cdot 10^{23}$.

Massa molar

Por recomendação da IUPAC (*International Union of Pure and Applied Chemistry*), o adjetivo “molar” deve ser usado para relacionar grandezas a 1 mol de matéria, ou seja, massa molar é a massa de 1 mol de matéria, volume molar é o volume ocupado por 1 mol de matéria e assim por diante.

Portanto, massa molar é a massa em gramas de 1 mol de uma substância. A unidade da massa molar é g/mol. A substância pode ser um elemento, uma substância molecular, uma substância iônica ou qualquer substância que possa ser representada por uma fórmula química.

A seguir são apresentados casos representando a massa molar de algumas substâncias.

- Ferro é um elemento que possui massa atômica 55,9 u:

$$1 \text{ mol de átomos de Ferro} \longrightarrow 6,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \longrightarrow 55,9 \text{ g/mol}$$

- O hidrogênio (H = 1 u) e o oxigênio (O = 16 u) são os elementos constituintes da água. A massa molecular da água (H₂O) é 18 u:

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = \begin{cases} 2 \cdot 1 = 2 \text{ u} \\ 1 \cdot 16 = 16 \text{ u} \\ \hline = 18 \text{ u} \end{cases}$$

Portanto:

$$1 \text{ mol de moléculas de H}_2\text{O} \longrightarrow 6,0 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \longrightarrow 18 \text{ g/mol}$$

- O carbonato de cálcio é um composto iônico de fórmula empírica CaCO₃.

Ca = 40 u; C = 12 u; O = 16 u:

$$M_{\text{CaCO}_3} = \begin{cases} 1 \cdot 40 = 40 \text{ u} \\ 1 \cdot 12 = 12 \text{ u} \\ 3 \cdot 16 = 48 \text{ u} \\ \hline = 100 \text{ u} \end{cases}$$

Portanto:

$$1 \text{ mol de CaCO}_3 \longrightarrow 100 \text{ g/mol}$$

- O íon sulfato possui fórmula SO₄²⁻.

S = 32 u; O = 16 u:

$$M_{\text{SO}_4^{2-}} = \begin{cases} 1 \cdot 32 = 32 \text{ u} \\ 4 \cdot 16 = 64 \text{ u} \\ \hline = 96 \text{ u} \end{cases}$$

Portanto:

$$1 \text{ mol de SO}_4^{2-} \longrightarrow 6,0 \cdot 10^{23} \text{ íons} \longrightarrow 96 \text{ g/mol}$$

A massa molar só tem sentido para entidades muito pequenas, tais como átomos, moléculas, íons, elétrons ou agregados de partículas dessa natureza. Como vimos anteriormente, 1 mol representa o número $6,02 \cdot 10^{23}$. Assim, se multiplicássemos esse número pela massa de uma moeda de 1 centavo (1 moeda \equiv 2,4 gramas), descobriríamos que a massa seria algo próximo a $1,4 \cdot 10^{24}$ g, valor maior que a massa de água de todos os oceanos do planeta Terra ($1,3 \cdot 10^{24}$ g), ou ainda, em valores monetários, seria o equivalente a R\$ 6.000.000.000.000.000.000.000,00, que corresponde a 30.000.000.000.000 vezes o maior prêmio pago pela Mega-sena até hoje.

Exercícios resolvidos

- 3** Qual o número de átomos existentes em uma barra de magnésio de 120 g?

Dado: Mg = 24 u

Resolução:

$$1 \text{ mol de Mg} \longrightarrow 6,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \longrightarrow 24 \text{ g}$$

$$x \text{ átomos} \longrightarrow 120 \text{ g}$$

$$x = \frac{120 \cdot 6,0 \cdot 10^{23}}{24} \therefore x = 3,0 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

- 4** Qual a massa de $2,4 \cdot 10^{23}$ moléculas de água?

Dados: H = 1 u; O = 16 u

Resolução:

$$MM_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 18 \text{ u}$$

$$1 \text{ mol de H}_2\text{O} \longrightarrow 6,0 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \longrightarrow 18 \text{ g}$$

$$2,4 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \longrightarrow x \text{ g}$$

$$x = \frac{2,4 \cdot 10^{23} \cdot 18}{6,0 \cdot 10^{23}} \therefore x = 7,2 \text{ g}$$

- 5** Determine o número de mols de moléculas em uma amostra de 19,6 g de ácido sulfúrico (H₂SO₄).

Dados: H = 1 u; S = 32 u; O = 16 u.

Resolução:

$$MM_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ u}$$

$$1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 98 \text{ g}$$

$$x \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 19,6 \text{ g}$$

$$x = \frac{19,6}{98} \therefore x = 0,2 \text{ mol}$$

- 6** Qual a massa de 5 mols de sacarose (C₁₂H₂₂O₁₁)?

Dados: C = 12 u; H = 1 u; O = 16 u.

Resolução:

$$MM_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = 12 \cdot 12 + 22 \cdot 1 + 11 \cdot 16 = 342 \text{ u}$$

$$1 \text{ mol de C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \longrightarrow 342 \text{ g}$$

$$5 \text{ mols de C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \longrightarrow x \text{ g}$$

$$x = 5 \cdot 342 \therefore x = 1.710 \text{ g}$$

- 7** Calcule o número de átomos de oxigênio contidos em uma amostra de 17,6 g de gás carbônico (CO₂).

Dados: C = 12 u; O = 16 u.

Resolução:

$$MM_{\text{CO}_2} = 1 \cdot 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ u}$$

$$1 \text{ mol de CO}_2 \longrightarrow 6,0 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \longrightarrow 44 \text{ g}$$

$$x \text{ moléculas} \longrightarrow 17,6 \text{ g}$$

$$x = \frac{6,0 \cdot 10^{23} \cdot 17,6}{44} \therefore x = 2,4 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

Cada molécula de CO₂ tem dois átomos de oxigênio, portanto, número de átomos de oxigênio na amostra = $4,8 \cdot 10^{23}$ átomos.

Revisando

1 O elemento lítio, tal como ocorre na natureza, consiste de dois isótopos, ${}^6\text{Li}$ e ${}^7\text{Li}$, dos quais 92,5% são do isótopo ${}^6\text{Li}$. Qual a massa atômica do lítio natural?

Dados: ${}^6\text{Li} = 6,0 \text{ u}$; ${}^7\text{Li} = 7,0 \text{ u}$.

2 Considerando a massa de 360 gramas de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), determine:

Dados: C = 12 u; H = 1; O = 16 u.

a) o número de átomos na molécula de glicose.

b) a massa molecular da glicose.

c) a massa molar da glicose.

d) o número de mols da amostra.

e) o número de moléculas da amostra.

f) o número de átomos da amostra.

g) o número de átomos de hidrogênio da amostra.

Exercícios propostos

Teoria atômico-molecular

1 FGV O cloro é encontrado na natureza em duas formas isotópicas de 35 e 37 unidades de massa atômica. Dado que a massa atômica média do cloro é de 35,45 u, qual a percentagem dos dois isótopos na natureza?

- (a) 86,7% ^{35}Cl + 13,3% ^{37}Cl
 (b) 66,7% ^{35}Cl + 33,3% ^{37}Cl
 (c) 80,0% ^{35}Cl + 20,0% ^{37}Cl
 (d) 72,2% ^{35}Cl + 27,8% ^{37}Cl
 (e) 77,5% ^{35}Cl + 22,5% ^{37}Cl

2 O magnésio é um elemento de origem mineral encontrado, em boa quantidade, nas sementes, nos frutos secos e nas leguminosas, desempenhando importante papel no controle do metabolismo biológico. Há três isótopos do magnésio na natureza: o isótopo de massa atômica 23,98 u e abundância 79%, o isótopo de massa atômica 24,98 u e abundância 10% e o isótopo de abundância 11%.

Sabendo que a massa atômica do magnésio obtida da média ponderal é 24,30 u, a massa do isótopo cuja abundância é 11% é de:

- (a) 26,98 (d) 27,98
 (b) 25,98 (e) 21,28
 (c) 22,68

3 UFMG Considere estes dois sistemas:

- I 1 kg de chumbo, Pb ($A = 107$);
 II 1 kg de algodão, celulose ($\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$)_n, C = 12, H = 1, O = 16.
 É correto afirmar que esses dois sistemas têm, aproximadamente, o mesmo número de:

- (a) átomos.
 (b) elétrons.
 (c) elétrons e nêutrons somados.
 (d) prótons e nêutrons somados.

4 PUC-Rio 2007 A consulta às massas atômicas dos elementos que compõem o sulfato de alumínio e o hidróxido de sódio nos possibilita chegar às suas massas molares (M):

$M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 342 \text{ g mol}^{-1}$ e $M(\text{NaOH}) = 40,0 \text{ g mol}^{-1}$
 Sabendo-se que $6,02 \cdot 10^{23}$ é o número de espécies em um mol de qualquer substância, é correto afirmar que a relação entre massas de um mesmo número de espécies de sulfato de alumínio e hidróxido de sódio é igual a:

- (a) 1,71 (d) 6,84
 (b) 3,42 (e) 8,55
 (c) 5,13

5 CFTCE 2006 A dose diária recomendada de vitamina C ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$) é aproximadamente 70 mg. Quando uma pessoa ingere 500 mg de vitamina C, o número de moléculas ingeridas foi de: Dados: $M(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = 176 \text{ g/mol}$; Número de Avogadro: $6,02 \cdot 10^{23}$

- (a) $1,71 \cdot 10^{21}$ (d) $1,71 \cdot 10^{25}$
 (b) $1,71 \cdot 10^{23}$ (e) $1,71 \cdot 10^{27}$
 (c) $1,71 \cdot 10^{26}$

6 UFG 2006 O corpo humano necessita diariamente de 12 mg de ferro. Uma colher de feijão contém cerca de $4,28 \cdot 10^{-5}$ mol desse elemento. Quantas colheres de feijão, no mínimo, serão necessárias para que se atinja a dose diária de ferro no organismo?

- (a) 1 (d) 7
 (b) 3 (e) 9
 (c) 5

7 Vunesp Em 1 mol de molécula de H_3PO_4 , tem-se:

- (a) $3 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrogênio e 10^{23} átomos de fósforo.
 (b) 1 átomo de cada elemento.
 (c) 3 íons H^+ e 1 íon $(\text{PO}_4)^{3-}$.
 (d) 1 mol de cada elemento.
 (e) 4 mols de átomos de oxigênio e 1 mol de átomos de fósforo.

8 UEL Efetuando-se o cálculo:

32 g de enxofre/ $6,0 \cdot 10^{23}$ átomos, chega-se, para o enxofre:

- (a) ao número de átomos em 32 g.
 (b) à massa de um único átomo.
 (c) à quantidade, em mol, de átomos.
 (d) à massa de 1 mol de átomos.
 (e) ao valor da massa molar.

9 CFTMG 2006 Referindo-se a 180 mL de H_2O ($d_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ g/mL}$), afirma-se que:

- I. possui 10 mols de moléculas;
 II. se decompõe em 160 g de oxigênio;
 III. contém $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas;
 IV. apresenta 10 átomos de oxigênio;
 V. contém 20 mols de átomos de hidrogênio.

São corretas apenas as afirmativas:

- (a) I, II e V. (c) II, III e IV.
 (b) I, III e IV. (d) II, IV e V.

10 Cesgranrio Sabendo-se que a massa molecular da sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) é de 342 u.m.a, pode-se afirmar que:

Dados: C = 12; H = 1; O = 16.

- (a) uma molécula de sacarose pesa 342 g.
 (b) uma molécula de sacarose pesa 342 mg.
 (c) $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de sacarose pesam 342 g.
 (d) 342 moléculas de sacarose pesam $6,02 \cdot 10^{23}$ g.
 (e) $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de sacarose pesam 342 u. m. a.

11 Uespi Os avanços tecnológicos na eletrônica levaram à invenção do espectrômetro de massa, um aparelho que determina a massa de um átomo. Um mineiro, procurando ouro em um riacho, coleta 10 g de peças finas de ouro conhecidas como "pó de ouro". Sabendo que a massa de um átomo de ouro é $3,27 \cdot 10^{-25}$ kg, calcule quantos átomos de ouro o mineiro coletou.

- (a) $3 \cdot 10^{25}$ (d) $5 \cdot 10^{17}$
 (b) $3 \cdot 10^{22}$ (e) $7 \cdot 10^{16}$
 (c) $5 \cdot 10^{20}$

12 Mackenzie A quantidade de átomos de mercúrio presentes num termômetro que contém 2,0 g desse metal é igual a:

Dado: massa molar do Hg = 200 g/mol

- (a) $4,0 \cdot 10^2$ (d) $1,5 \cdot 10^{25}$
(b) $1,2 \cdot 10^{23}$ (e) $6,0 \cdot 10^{21}$
(c) $2,4 \cdot 10^{26}$

13 UFRGS O número de elétrons existentes em 1,0 mol de hélio é aproximadamente igual a:

- (a) 2 (d) $12 \cdot 10^{23}$
(b) 4 (e) $24 \cdot 10^{23}$
(c) 18

14 Unisinos 2012 Em relação ao significado das notações químicas, assinale a alternativa correta.

Dados:

Massas Atômicas: H = 1 u; C = 12 u; O = 16 u; N = 14 u; Cl = 35,45 u.

Números Atômicos: H = 1; C = 6; O = 8; N = 7; Cl = 17.

Número de Avogadro: $6,02 \cdot 10^{23}$

- (a) A notação 3H indica 3 moléculas de hidrogênio.
(b) 1 mol de moléculas de $C_{10}H_4N_2$ contém 10 mols de átomos de carbono, 4 mols de átomos de hidrogênio e 2 mols de átomos de nitrogênio.
(c) A notação $3H_2$ indica 6 moléculas de hidrogênio.
(d) Uma molécula de $C_{10}H_4N_2$ contém uma massa de 152 g.
(e) A notação $2C_{10}H_4N_2$ indica 2 moléculas de uma substância com um total de 16 átomos.

15 UEG 2011 Ferormônios são compostos orgânicos secretados pelas fêmeas de determinadas espécies de insetos com diversas funções, como a reprodutiva, por exemplo. Considerando que um determinado ferormônio possui fórmula molecular $C_{19}H_{38}O$, e normalmente a quantidade secretada é cerca de $1,0 \cdot 10^{-12}$ g, o número de moléculas existentes nessa massa é de aproximadamente:

Número de Avogadro: $6,0 \cdot 10^{23}$

- (a) $1,7 \cdot 10^{20}$ (c) $2,1 \cdot 10^9$
(b) $1,7 \cdot 10^{23}$ (d) $6,0 \cdot 10^{23}$

16 Unifesp O rótulo de um frasco contendo um suplemento vitamínico informa que cada comprimido contém $6,0 \cdot 10^{-6}$ gramas de vitamina B_{12} (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) $4,8 \cdot 10^{15}$ (d) $2,4 \cdot 10^{12}$
(b) $2,4 \cdot 10^{15}$ (e) $4,8 \cdot 10^7$
(c) $4,8 \cdot 10^{12}$

17 Unesp 2007 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, g $\cdot \text{mol}^{-1}$: H = 1 e C = 12

Constante de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23}$.

18 UFU 2010

*O cara chegou na praia com o seu bermudão
todo inchado até a mente, se achando o tremendão
azarou uma gatinha, pra ela disse assim
isso é muita malhação e deca-durabolim
tomar bomba é muito bom, fica forte e animal
o único problema é o efeito colateral
ele tem picape e um cordãozão de ouro [...].*

Música: Bermuda Florida, Mr. Catra.

A letra do *funk* carioca acima diz respeito ao anabolizante injetável Deca-durabolim, produto da indústria farmacêutica comercializado em caixas de 25 mg e 50 mg do decanoato de nandrolona ($C_{18}H_{26}O_2$), substância proibida para atletas profissionais, sob pena de *dopping*.

Sobre essa substância, assinale a alternativa incorreta.

- (a) A massa de carbono presente em uma caixa de 25 mg de decanoato de nandrolona é, aproximadamente, 20 mg.
(b) A massa de um mol de decanoato de nandrolona é 274 g.
(c) A fórmula mínima do decanoato de nandrolona é $C_9H_{13}O$.
(d) Um indivíduo de 70 kg que utilizar uma vez por semana Deca-durabolim 50 mg terá, ao final de um mês (quatro semanas), injetado 1,5 mg de decanoato de nandrolona por quilograma corpóreo.

19 Ufla 2008 Segundo orientações nutricionais, a dose diária recomendada de vitamina C ($C_6H_8O_6$) a ser ingerida por uma pessoa adulta é 62 mg. Um determinado cientista, grande defensor das propriedades terapêuticas dessa vitamina, consumia diariamente $7,05 \cdot 10^{-3}$ mol da mesma. A dose ingerida pelo cientista é quantas vezes maior que a recomendada?

- (a) 200,0 (c) 2,0
(b) 1,2 (d) 20,0

20 Uerj 2008 Em grandes depósitos de lixo, vários gases são queimados continuamente. A molécula do principal gás que sofre essa queima é formada por um átomo de carbono e átomos de hidrogênio.

O peso molecular desse gás, em unidades de massa atômica, é igual a:

- (a) 10 (c) 14
(b) 12 (d) 16

Texto para a próxima questão:

O Carvão foi uma das primeiras fontes de energia e, em pleno século XXI, ainda é muito empregado, haja vista a possibilidade de instalação, no Pará, de uma termoelétrica alimentada por carvão mineral. Sua composição média varia muito, porém os valores mais comuns são: 4% de umidade, 5% de matéria volátil, 81% de carbono e materiais minerais diversos que levam,

após a combustão, à formação de, aproximadamente, 10% de cinzas. Estas cinzas ou “pó do carvão” são muito leves e, para que não levantem poeira, devem ser armazenadas em ambiente com umidade controlada. As cinzas são constituídas de uma série de elementos, normalmente expressos na forma de óxidos: SiO_2 , Al_2O_3 , TiO_2 , Fe_2O_3 , CaO , MgO , K_2O , Na_2O , P_2O_5 , Mn_3O_4 , BaO . Além desses, outro óxido importante é o SO_3 , produzido e liberado na forma gasosa durante o processo de combustão.

21 Ufa 2008 A combustão de uma tonelada de carvão com a composição mencionada no texto forma cinzas com um teor de 50% de SiO_2 . Portanto, a quantidade de matéria (mols) de SiO_2 formada é, aproximadamente, de:

Dado: massa molar (g/mol): Si = 28; O = 16

- (a) 83 (c) 1667 (e) 8333
(b) 833 (d) 1136

22 Unesp As hemácias apresentam grande quantidade de hemoglobina, pigmento vermelho que transporta oxigênio dos pulmões para os tecidos. A hemoglobina é constituída por uma parte não proteica, conhecida como grupo heme. Num laboratório de análises foi feita a separação de 22,0 mg de grupo heme de uma certa amostra de sangue, onde constatou-se a presença de 2,0 mg de ferro. Se a molécula do grupo heme contiver apenas um átomo de ferro [Fe = 56 g/mol], qual a sua massa molar em gramas por mol?

- (a) 154 (c) 308 (e) 1 232
(b) 205 (d) 616

23 Unicamp Um artigo publicado no “The Agronomy Journal” de 2006 trata de um estudo relacionado à fixação de nitrogênio por uma planta forrageira que se desenvolve bem em um solo ácido. Essa planta tem o crescimento limitado pela baixa fixação de nitrogênio. O objetivo central do trabalho era verificar como uma cultura de alfafa, cultivada junto à forrageira citada, poderia melhorar o crescimento da forrageira, aumentando a fixação de nitrogênio. Relata o artigo que o terreno a ser adubado foi subdividido em cinco partes. Cada parte foi adubada com as seguintes quantidades fixas de nitrato de amônio, a cada vez: 0; 28; 56; 84; 112 kg/ha. As adubações foram repetidas por 15 vezes em períodos regulares, iniciando-se no começo de 1994 e encerrando-se no final de 1996. Para monitorar a fixação de nitrogênio, os pesquisadores adicionaram uma pequeníssima quantidade conhecida de nitrato de amônio marcado ($^{15}\text{NH}_4^{15}\text{NO}_3$) ao nitrato de amônio comercial a ser aplicado na plantação.

- a) Do ponto de vista da representação química, o que significa o sobrescrito 15 junto ao símbolo N?
b) Suponha duas amostras de mesma massa, uma de $^{15}\text{NH}_4^{15}\text{NO}_3$ e a outra de NH_4NO_3 . A quantidade de nitrogênio (em mol) na amostra de NH_4NO_3 é maior, igual ou menor do que na amostra de $^{15}\text{NH}_4^{15}\text{NO}_3$? Justifique sua resposta.
c) Considere que na aplicação regular de 28 kg/ha não sobrou nem faltou adubo para as plantas. Determine, em mol/ha, que quantidade desse adubo foi aplicada em excesso na parte que recebeu 112 kg/ha, ao final do primeiro ano de estudo.

24 Unifesp A nanotecnologia é a tecnologia em escala nanométrica ($1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$). 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 $4,0 \text{ g/cm}^3$, depositada em uma janela com dimensões de $50 \cdot 100 \text{ cm}$, 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.

25 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:

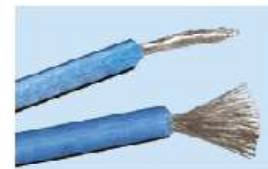
massas molares aproximadas (g/mol)

açúcar de cana: 340

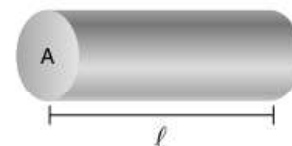
adoçante artificial: 300

- (a) 30 (c) 100 (e) 200
(b) 50 (d) 140

26 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 $10,5 \text{ g/cm}^3$, 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) $1,2 \cdot 10^{22}$ (d) $1,2 \cdot 10^{17}$
(b) $1,2 \cdot 10^{23}$ (e) $6,0 \cdot 10^{23}$
(c) $1,2 \cdot 10^{20}$

27 PUC-RS 2012 John Dalton foi o responsável por introduzir no âmbito da ciência a teoria atômica, nos primeiros anos do século XIX. Nessa época, ainda não se conseguia saber quantos átomos de cada elemento entravam na composição das moléculas simples. Hoje sabemos que a fórmula da molécula da água é H_2O e que a da amônia é NH_3 ; Dalton supôs que as moléculas mais simples eram combinações 1:1; assim, a água seria HO e a amônia, NH. Dalton introduziu uma escala de massas atômicas baseada no hidrogênio, que tinha massa 1.

Na época de Dalton, acreditava-se que, em massa, a água tinha 1/8 de hidrogênio, e que a amônia tinha 1/6 de hidrogênio. Com isso, foi possível concluir que as massas atômicas do oxigênio e do nitrogênio valiam, respectivamente,

- (a) 7 e 5. (d) 16 e 14.
 (b) 8 e 6. (e) 32 e 28.
 (c) 9 e 7.

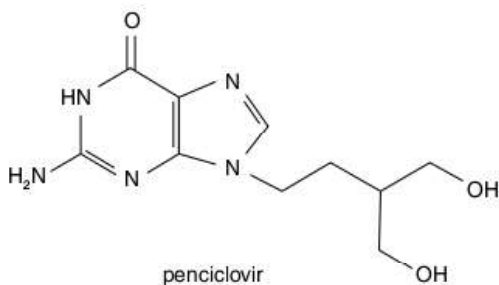
28 Unesp Por ocasião das comemorações oficiais dos quinhentos anos do descobrimento do Brasil, o Banco Central lançou uma série de moedas comemorativas em ouro e prata. Uma delas, cujo valor facial é de R\$ 20,00, foi cunhada com 8,00 g de "ouro 900", uma liga metálica que contém 90 % em massa de ouro. 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.

29 UFPB 2012 Vidros de vasilhames contêm cerca de 80% de SiO_2 em sua composição. Assim, considerando esse percentual, é correto afirmar que, em 525 g de vidro de vasilhame, a quantidade de matéria de SiO_2 é:

- (a) 4 mol (d) 3 mol
 (b) 14 mol (e) 9 mol
 (c) 7 mol

30 Unesp 2011 (adapt.) Um paciente infectado com o vírus de um tipo de herpes toma, a cada 12 horas, 1 comprimido de um medicamento que contém 125 mg do componente ativo penciclovir.



Dados: Massa molar ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$): H = 1; C = 12; N = 14; O = 16.
 Constante de Avogadro: $N = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

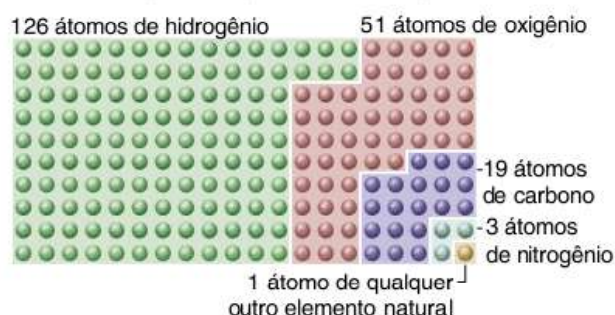
Dê a massa molar do penciclovir e calcule o número de moléculas desse componente que o paciente ingere por dia.

31 PUC-MG Os motores a diesel lançam na atmosfera diversos gases, entre eles o dióxido de enxofre e o monóxido de carbono. Uma amostra dos gases emitidos por um motor a diesel foi recolhida. Observou-se que ela continha 0,2 mol de dióxido de enxofre e $3,0 \cdot 10^{23}$ moléculas de monóxido de carbono. A massa total, em gramas, referente à amostra dos gases emitidos, é igual a:

Dados: S = 32; C = 12; O = 16.

- (a) 12,8
 (b) 14,4
 (c) 26,8
 (d) 40,4

32 Uerj O esquema adiante representa a distribuição média dos elementos químicos presentes no corpo humano.



Carl H. Snyder. *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.

33 Unesp No ar poluído de uma cidade, detectou-se uma concentração de NO_2 correspondente a $1,0 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$. Supondo que uma pessoa inale 3 litros de ar, o número de moléculas de NO_2 por ela inaladas é

- (a) $1,0 \cdot 10^8$
 (b) $6,0 \cdot 10^{15}$
 (c) $1,8 \cdot 10^{16}$
 (d) $2,7 \cdot 10^{22}$
 (e) $6,0 \cdot 10^{23}$

34 Fuvest A dose diária recomendada do elemento cálcio para um adulto é de 800 mg. Suponha certo suplemento nutricional à base de casca de ostras que seja 100% $CaCO_3$. Se um adulto tomar diariamente dois tabletes desse suplemento de 500 mg cada, qual porcentagem de cálcio da quantidade recomendada essa pessoa está ingerindo?

Dados: Massas molares (g/mol): Ca = 40; O = 16; C = 12.

- (a) 25%
 (b) 40%
 (c) 50%
 (d) 80%
 (e) 125%

TEXTOS COMPLEMENTARES

Constante de Avogadro

A constante de Avogadro é uma constante física fundamental, representada pelo símbolo N_A (ou L), que corresponde ao número de entidades elementares (átomos, moléculas, íons, radicais, elétrons, fótons, etc.) existentes em um mol da substância considerada. Essa constante tem o valor de $6,02214179 (\pm 0,00000030) \cdot 10^{23}$, correspondente ao número de átomos existentes em exatamente 0,012 kg de carbono-12.

A constante de Avogadro foi introduzida, em 1909, pelo físico francês Jean Perrin em homenagem ao químico e físico italiano Amedeo Avogadro que, em 1811, publicou que: volumes iguais de gases nas mesmas condições de temperatura e pressão contêm o mesmo número de moléculas.

No início do século XX, utilizava-se o termo molécula-grama para designar a massa de uma determinada substância que no estado gasoso ocupava o mesmo volume que dois gramas de hidrogênio (em iguais condições de pressão e temperatura). Assim, com base no conceito de molécula-grama, Perrin propôs que a afirmação de Avogadro era equivalente a dizer que quaisquer duas moléculas-grama contêm sempre o mesmo número N de moléculas, logo, N é uma constante universal invariável, à qual seria apropriado que se designasse por constante de Avogadro.

Jean Perrin, que foi laureado com o prêmio Nobel da Física em 1926, calculou a constante de Avogadro a partir do movimento

browniano de partículas coloidais. Porém, não foi o primeiro cientista a determinar o seu valor. Em 1865, o cientista austríaco Johann Josef Loschmidt com base na teoria cinética dos gases determinou a densidade numérica de partículas existentes em um determinado volume de gás, atualmente conhecida como constante de Loschmidt. É por causa de Loschmidt que, por vezes, se utiliza o símbolo L para representar a constante de Avogadro.

Desde as primeiras estimativas até a atualidade, diferentes métodos foram utilizados para determinar a constante de Avogadro. Esta constante pode ser determinada a partir da teoria cinética dos gases, a partir do movimento browniano, por métodos eletroquímicos, a partir da teoria do corpo negro da radiação, pela contagem das partículas alfa resultantes de decaimento radioativo ou a partir da densidade cristalina obtida por raio-X. Em 1965, o valor da constante de Avogadro foi obtido com grande precisão através da utilização da interferometria de raio-X em conjunto com o uso de um cristal perfeito de silício (Si). Note-se que os valores da constante de Avogadro determinados pelas diferentes técnicas são concordantes entre si, o que confirma o postulado da existência de átomos e moléculas proposto há cerca de dois séculos.

Ricardo Ferreira Fernandes; Jorge Gonçalves (Ed.). *Wikiciências*. Disponível em: <http://wikiciencias.casadasciencias.org/index.php/Constante_de_Avogadro>. GNU Free Documentation License 1.2.

Os pesos atômicos deixam de ser constantes: dez elementos passam a ter intervalos de pesos atômicos

Em 2011, a União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC) aprovou novos valores de massas atômicas relativas (pesos atômicos) padrões para os elementos, conforme recomendado por sua Comissão sobre Pesos Atômicos e Abundâncias Isotópicas em 2009. A novidade é a introdução de um intervalo de pesos atômicos, em vez de um único valor, para

dez elementos cujas composições isotópicas variam frequente e significativamente: H, Li, B, C, N, O, Si, S, Cl e Tl. De qualquer modo, para fins didáticos, um valor único, denominado de convencional, é estabelecido para esses elementos. Além disso, também foi aprovado um novo valor para o peso atômico do germânio.

Elemento	Peso atômico padrão*	Peso atômico convencional
hidrogênio	[1,00784; 1,00811]	1,008
lítio	[6,936; 6,997]	6,94
boro	[10,806; 10,821]	10,81
carbono	[12,0096; 12,0116]	12,011
nitrogênio	[14,00643; 14,00728]	14,007
oxigênio	[15,99903; 15,99977]	15,999
silício	[28,084; 28,086]	28,085
enxofre	[32,059; 32,076]	32,06
cloro	[35,446; 35,457]	35,45
tálio	[204,382; 204,385]	204,38

* Expresso como intervalo de peso atômico.

Pesos atômicos padrões e pesos atômicos convencionais para os dez elementos a que foram atribuídos intervalos de pesos atômicos pela IUPAC (Coplen e Holden, 2011).

Disponível em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc33_4/211-AQ-9011.pdf>.

RESUMINDO

- **Unidade de Massa Atômica (u) ou Dalton (Da):** corresponde à massa de 1/12 da massa do átomo isótopo 12 do carbono (^{12}C). O valor de 1 u, em gramas, é de $1,66 \cdot 10^{-24}$ g, o que corresponde aproximadamente à massa de um próton ou de um nêutron.
- **Massa Atômica de um átomo:** é o número de vezes que um átomo é mais pesado que a unidade de massa atômica (u).
- **Massa Atômica de um elemento:** é a **média ponderada das massas atômicas dos isótopos naturais** que compõe o elemento na natureza. No caso de elementos artificiais ou muito raros, o valor fornecido é a massa atômica do isótopo mais estável.
- **Massa molecular:** é a medida, em unidades de massa atômica, da massa de uma molécula.
- **Massa de fórmula empírica:** é a soma das massas atômicas dos respectivos componentes dessa fórmula.
- **Quantidade de matéria (mol):** é a quantidade de matéria de um sistema contendo tantas entidades elementares quantos átomos existem em 0,012 quilograma do isótopo 12 do carbono.
- **Constante de Avogadro:** $6,02 \cdot 10^{23}$ é o número de átomos de qualquer elemento que deve ser reunido de forma que o grupo de átomos tenha a massa em gramas numericamente igual à massa atômica em u.
- **Massa molar:** é a massa em gramas de 1 mol de uma substância. A unidade da massa molar é g/mol.

■ QUER SABER MAIS?



SITES

- <www.inmetro.gov.br/consumidor/pdf/Resumo_SL.pdf>
- <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc33_4/211-AQ-9011.pdf>

Exercícios complementares

Teoria atômico-molecular

1 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.

a) 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.

b) Quais são as massas molares desses cloretos de magnésio formados? Justifique.

2 Uerj Toda a matéria orgânica ou inorgânica é constituída por átomos e a massa dos átomos é praticamente igual à massa do núcleo atômico.

Baseando-se no conceito de massa molar, o número de prótons e nêutrons existentes em um indivíduo adulto de 70 kg pode ser estimado em:

- (a) $4 \cdot 10^{28}$
- (b) $6 \cdot 10^{23}$
- (c) $1 \cdot 10^5$
- (d) $7 \cdot 10^4$

3 CFTCE 2006 O ácido sulfúrico é um dos ácidos mais utilizados na indústria química. Uma amostra contendo 200 g de H_2SO_4 puro contém um número total de quantos átomos?

Dados: $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g/mol}$. Número de Avogadro: $6,02 \cdot 10^{23}$.

- (a) $1,23 \cdot 10^{24}$
- (b) $1,23 \cdot 10^{23}$
- (c) $8,60 \cdot 10^{23}$
- (d) $8,60 \cdot 10^{24}$
- (e) $8,60 \cdot 10^{22}$

4 CFTCE 2006 Assinale a alternativa incorreta.

Uma amostra de 196 g de ácido fosfórico (H_3PO_4) contém:

Dados: $M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \text{ g/mol}$

Número de Avogadro: $6,02 \times 10^{23}$

$M(\text{P}) = 31 \text{ g/mol}$

$M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$

$M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$

- (a) 124 g de fósforo
- (b) 128 g de oxigênio
- (c) $1,204 \cdot 10^{24}$ moléculas
- (d) $9,632 \cdot 10^{24}$ átomos
- (e) $3,612 \cdot 10^{24}$ átomos de H

5 UFRGS 2007 A amônia é obtida industrialmente pela reação do nitrogênio do ar com o hidrogênio. Nessa reação, cada três mols de hidrogênio consumidos formam um número de moléculas de amônia aproximadamente igual a:

- (a) $2,0 \cdot 10^{23}$
- (b) $3,0 \cdot 10^{23}$
- (c) $6,0 \cdot 10^{23}$
- (d) $1,2 \cdot 10^{24}$
- (e) $1,8 \cdot 10^{24}$

6 UEL A revista “Isto É” publicou, em 26/06/2002, as seguintes frases:

“Quem vencer a Copa do Mundo vai levar um troféu com 5,00 kg de ouro maciço de 18,0 quilates.”

“O ouro puro tem 24,0 quilates, que é a medida da pureza do metal.”

Massa molar (g/mol) do ouro = 197

Número de Avogadro: $6,00 \times 10^{23}$

Com base nessas informações, e sabendo-se que nossa seleção foi campeã da Copa do Mundo, pode-se afirmar que, com essa conquista, a seleção de futebol pentacampeã trouxe para o Brasil:

- (a) $1,52 \cdot 10^{25}$ átomos de ouro.
- (b) $1,14 \cdot 10^{25}$ átomos de ouro.
- (c) $1,52 \cdot 10^{22}$ átomos de ouro.
- (d) $1,14 \cdot 10^{22}$ átomos de ouro.
- (e) $1,14 \cdot 10^{23}$ átomos de ouro.

7 Unicamp 2011 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 $0,92 \text{ g cm}^{-3}$. 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 $20 \text{ cm} \times 190 \text{ cm}$. Para esse caso específico, a espessura gasta do pneu seria de, aproximadamente,

Dados de massas molares em g mol^{-1} : $C = 12$ e $H = 1$.

- (a) 0,55 cm.
- (b) 0,51 cm.
- (c) 0,75 cm.
- (d) 0,60 cm.

8 Ufpe A relação entre a quantidade de átomos e uma determinada massa da substância é um dos marcos na História da Química, pois é um dos exemplos que envolvem grandes números. Considere os sistemas a seguir:

- I. 100 átomos de chumbo
- II. 100 mol de hélio
- III. 100 g de chumbo
- IV. 100 g de hélio

Considerando as seguintes massas atômicas (g/mol) $He = 4$ e $Pb = 207$, assinale a alternativa que representa a ordem crescente de número de átomos nos sistemas acima:

- (a) $III < I < IV < II$
- (b) $III < II < I < IV$
- (c) $I < III < IV < II$
- (d) $I < IV < III < II$
- (e) $IV < III < II < I$

9 FGV 2009 A concentração crítica de elementos essenciais nas plantas é a concentração mínima necessária para o seu crescimento e pode haver variação de uma espécie para outra. Sobre as necessidades gerais das plantas, na tabela são apresentadas as concentrações típicas (massa do elemento/massa da planta seca) para alguns elementos essenciais.

Elemento	mg/kg
N	$1,5 \times 10^4$
K	$1,0 \times 10^4$
Ca	$5,0 \times 10^3$
Mg	$2,0 \times 10^3$
P	$2,0 \times 10^3$
S	$1,0 \times 10^3$
Fe	$1,0 \times 10^2$
Mn	$5,0 \times 10^1$

Dado: constante de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

A partir dos dados da tabela, pode-se afirmar que a concentração típica de manganês e o número aproximado de átomos de fósforo para 100 kg de planta seca são, respectivamente,

- (a) 50 ppm e $1,5 \cdot 10^{25}$
- (b) 50 ppm e $3,9 \cdot 10^{24}$
- (c) 2.000 ppm e $1,5 \cdot 10^{25}$
- (d) 2.000 ppm e $3,9 \cdot 10^{24}$
- (e) 5.000 ppm e $3,9 \cdot 10^{25}$

10 Unicamp O sabão, apesar de sua indiscutível utilidade, apresenta o inconveniente de precipitar o respectivo sal orgânico insolúvel em água que contenha íons cálcio dissolvidos. Em época recente, foram desenvolvidos os detergentes, conhecidos genericamente como alquilsulfônicos, solúveis em água e que não precipitam na presença de íons cálcio.

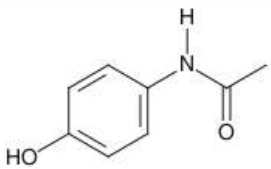
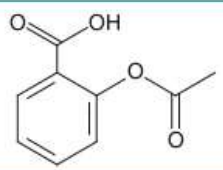
- a) Dê o símbolo e o nome do elemento químico que aparece na fórmula de um detergente alquilsulfônico e que não aparece na fórmula de um sabão.
- b) Considerando que a fórmula de certo detergente alquilsulfônico é $C_{12}H_{25}O_4XNa$, cuja massa molar é 288 g/mol, calcule a massa molar do elemento X.

Dados: massas molares em g/mol $H = 1$; $C = 12$; $O = 16$; $Na = 23$.

11 Uerj 2009 Algumas doenças infecciosas, como a dengue, são causadas por um arbovírus da família *Flaviridae*.

São conhecidos quatro tipos de vírus da dengue, denominados DEN 1, DEN 2, DEN 3 e DEN 4; os três primeiros já produziram epidemias no Brasil.

A doença, transmitida ao homem pela picada da fêmea infectada do mosquito *Aedes aegypti*, não tem tratamento específico, mas os medicamentos frequentemente usados contra febre e dor devem ser prescritos com cautela. Na tabela a seguir são apresentadas informações sobre dois medicamentos:

Medicamento	Fórmula estrutural	Massa molar (g · mol ⁻¹)
Paracetamol		151
ácido acetilsalicílico		180

O número de átomos existente em uma amostra de 1 g de ácido acetilsalicílico é igual a:

- (a) $3,3 \cdot 10^{21}$
- (b) $7,0 \cdot 10^{22}$
- (c) $6,0 \cdot 10^{23}$
- (d) $1,3 \cdot 10^{25}$

12 CFTSC 2008 O sulfato de cobre pentaidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) forma cristais azuis. Quantos mols de água há em 100 g deste sal? Considere as seguintes massas atômicas arredondadas: Cu = 64; S = 32; O = 16.

- (a) 1,8 mol.
- (b) 2,0 mol.
- (c) 4,0 mol.
- (d) 5,4 mol.
- (e) 1,0 mol.

13 Unifesp 2008 As lâmpadas fluorescentes estão na lista de resíduos nocivos à saúde e ao meio ambiente, já que essas lâmpadas contêm substâncias, como o mercúrio (massa molar 200 g/mol), que são tóxicas. Ao romper-se, uma lâmpada fluorescente emite vapores de mercúrio da ordem de 20 mg, que são absorvidos pelos seres vivos e, quando lançadas em aterros, contaminam o solo, podendo atingir os cursos d'água. A legislação brasileira estabelece como limite de tolerância para o ser humano 0,04 mg de mercúrio por metro cúbico de ar. Num determinado ambiente, ao romper-se uma dessas lâmpadas fluorescentes, o mercúrio se difundiu de forma homogênea no ar,

resultando em $3,0 \cdot 10^{17}$ átomos de mercúrio por metro cúbico de ar. Dada a constante de Avogadro $6,0 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$, pode-se concluir que, para este ambiente, o volume de ar e o número de vezes que a concentração de mercúrio excede ao limite de tolerância são, respectivamente,

- (a) 50 m³ e 10.
- (b) 100 m³ e 5.
- (c) 200 m³ e 2,5.
- (d) 250 m³ e 2.
- (e) 400 m³ e 1,25.

14 Unifesp 2007 Um trabalho desenvolvido por pesquisadores da UNIFESP indica que, embora 70% dos fumantes desejem parar de fumar, apenas 5% conseguem fazê-lo por si mesmos, devido à dependência da nicotina. A dependência do cigarro passou a ser vista não somente como um vício psicológico, mas como uma dependência física, devendo ser tratada como uma doença: "a dependência da nicotina".



Numa embalagem de cigarros, consta que o produto contém mais de 4700 substâncias tóxicas, sendo relacionados o alcatrão, com 6 mg, o monóxido de carbono, com 8 mg, e a nicotina, com 0,65 mg. Os teores dessas substâncias referem-se à fumaça gerada pela queima de um cigarro. A quantidade em mol de moléculas de nicotina presentes na fumaça de um cigarro dessa embalagem é

Dados: C = 12; N = 14; O = 16; H = 1.

- (a) $4,0 \cdot 10^{-6}$
- (b) $5,0 \cdot 10^{-6}$
- (c) $6,0 \cdot 10^{-6}$
- (d) $7,0 \cdot 10^{-6}$
- (e) $8,0 \cdot 10^{-6}$

15 Vunesp 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.

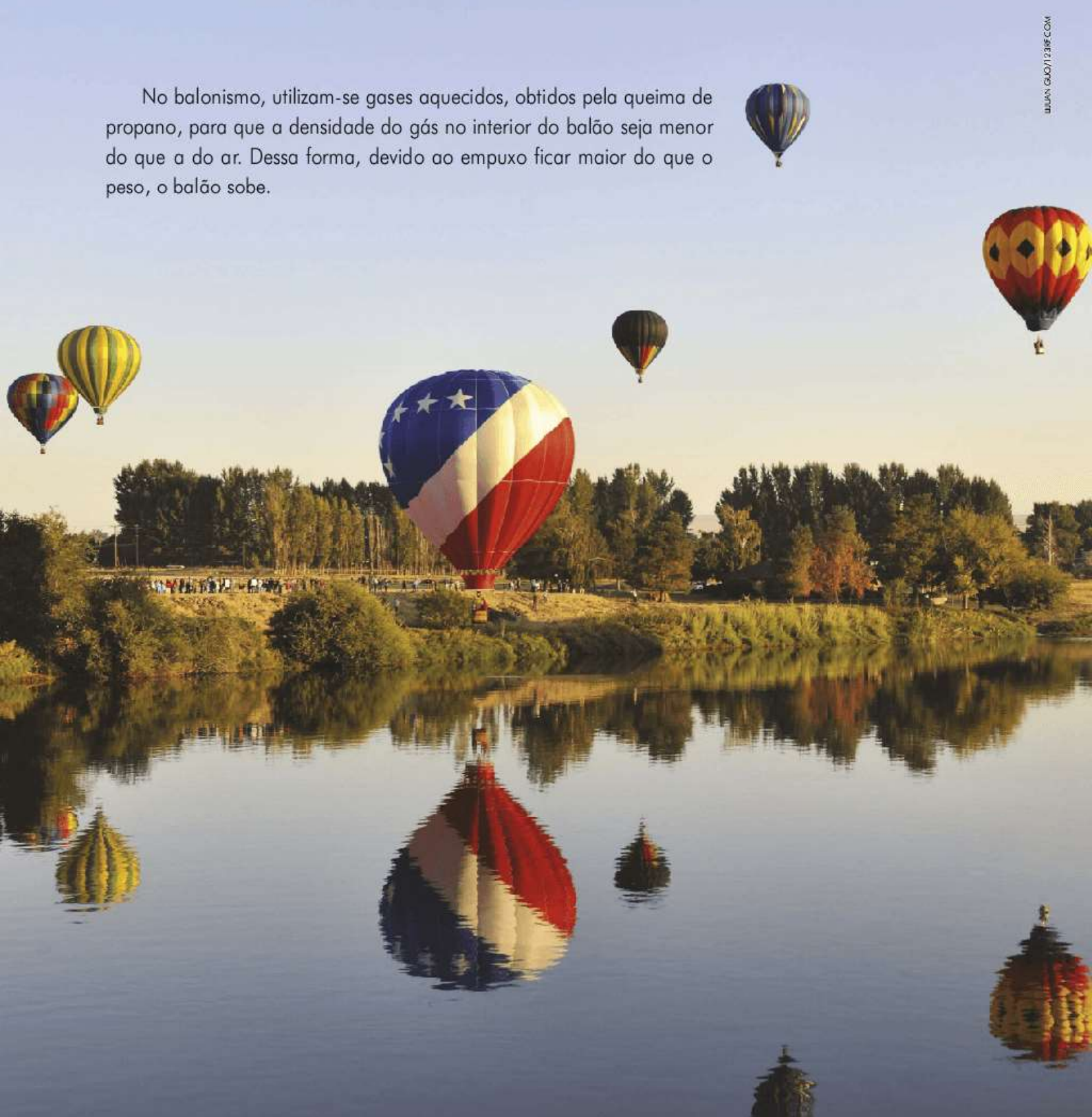
- (a) $3 \cdot 10^{-16}$
- (b) $3,66 \cdot 10^{-8}$
- (c) $1,8 \cdot 10^8$
- (d) $1,8 \cdot 10^{23}$
- (e) $6,0 \cdot 10^{23}$

Gases

2

FRENTE 3

No balonismo, utilizam-se gases aquecidos, obtidos pela queima de propano, para que a densidade do gás no interior do balão seja menor do que a do ar. Dessa forma, devido ao empuxo ficar maior do que o peso, o balão sobe.



Introdução

O estado gasoso intriga a humanidade desde os tempos remotos. Por sua invisibilidade, os gases, entre eles o próprio ar, contribuíram para uma confusão reinante durante séculos em relação a composição, natureza, reações de combustão entre outros. Em contrapartida, devido à simplicidade de suas propriedades físicas, os gases participaram de uma maneira ou de outra dos diversos avanços fundamentais na Química e na Física.

Um gás é definido como uma substância que se expande espontaneamente para preencher completamente o recipiente que o contém de maneira uniforme.

Diferente dos sólidos e líquidos, os gases, quaisquer que sejam, possuem propriedades físicas muito semelhantes. Nos sólidos e líquidos, as propriedades físicas estão intimamente relacionadas ao tipo de interação entre as partículas (átomos, moléculas ou íons) que compõem o material. Nos gases, as partículas são independentes, e as interações entre elas são consideradas desprezíveis.

Gás ideal

A surpreendente semelhança entre as propriedades físicas dos diversos gases levou os cientistas a definir e descrever um modelo de gás hipotético, chamado gás ideal, para ser usado como padrão de referência. Essa aproximação é útil uma vez que as propriedades físicas de muitos gases reais, como a pressão e temperatura ambiente, são similares.

As características de um gás ideal são:

- formado por partículas de tamanho desprezível;
- interações entre as partículas são desprezíveis;
- choque entre partículas e parede do recipiente 100% elásticos;
- movimento retilíneo e caótico em todas as direções.

É claro que esse gás não existe e trata-se de uma simplificação, mas atende perfeitamente como modelo de gás real, sendo possível utilizar as leis quantitativas com grau de exatidão aceitável.

O modelo tende a falhar em temperaturas muito baixas ou pressões muito altas, onde as interações entre as moléculas de gases e tamanho das moléculas deixam de ser desprezíveis. No entanto, o aluno não deve se preocupar com essas situações.

Variáveis de estado

As três variáveis usadas para descrever o comportamento dos gases são: pressão (P), volume (V) e temperatura (T).

Pressão

A pressão é definida como força por unidade de área. No SI, a unidade derivada de pressão é o Pascal (Pa), que é Newton (N) por metro quadrado de área:

$$1 \text{ Pa} = 1 \frac{\text{N}}{\text{m}^2}$$

Várias unidades de pressão não pertencentes ao SI ainda são utilizadas e deverão permanecer ainda por um bom tempo, pois foram consagradas pelo uso ou por possuírem um valor histórico importante. As mais utilizadas na equação geral dos gases são

atmosfera e mmHg. No Brasil, possivelmente devido aos primeiros manômetros terem sido importados dos EUA, a unidade de pressão mais conhecida é a libra por polegada quadrada (lb/pol^2), representada por psi (*pound per square inch*) do sistema inglês/americano. Os pneus de automóveis utilizam pressões em torno de 30 psi, o que equivale a pouco mais de 2 atm.

As unidades de pressão podem ser interconvertidas como se segue:

$$1 \text{ atmosfera (ou atm)} = 1,01325 \cdot 10^5 \text{ N/m}^2 \text{ (ou Pa)} = 760 \text{ mmHg (ou Torr)} = 14,7 \text{ lb/pol}^2 \text{ (ou psi)}$$

A pressão dos gases é resultado dos choques das partículas com as paredes do recipiente. Portanto, é proporcional ao número de choques, à velocidade e à massa das partículas.

SAIBA MAIS

Evangelista Torricelli

Nasceu em Faenza (15 de outubro de 1608 – 25 de outubro de 1647). Perdeu seu pai muito cedo e foi educado pelo tio que, em 1627, enviou-o para estudar em Roma sob supervisão do professor de Matemática Benedictine Benedetto Castelli. O envio da obra de Torricelli, por Castelli, a Galileu em 1641, gerou um convite de Galileu (preso em Florença) a Torricelli para visitá-lo. Este só aceitou o convite meses depois; partiu para Florença, onde conheceu Galileu e conviveu com o sábio por três meses até sua morte.

Torricelli perpetuou sua fama pela invenção do barômetro em 1643. Naquele tempo, acreditava-se que “a natureza tem horror ao vácuo”. A existência do vácuo era considerada um dos “219 erros execráveis” pelos teólogos da época e acreditar nisso era quase uma heresia.

Em sua experiência, Torricelli usou um longo tubo de vidro, fechado pela extremidade superior e aberto no fundo. O tubo foi cheio com mercúrio e a extremidade aberta emborcada em um recipiente contendo o mesmo líquido. Torricelli observou que o mercúrio descia alguns centímetros do tubo e formava uma coluna de 76 cm de altura, deixando o espaço vazio superior (vácuo de Torricelli). Com essa experiência, Torricelli mostrou que é possível obter um vácuo e mantê-lo pelo tempo que quiser. Portanto, Torricelli não apenas demonstrou a existência da pressão do ar, mas provou também que a natureza não tem nenhum horror ao vácuo.

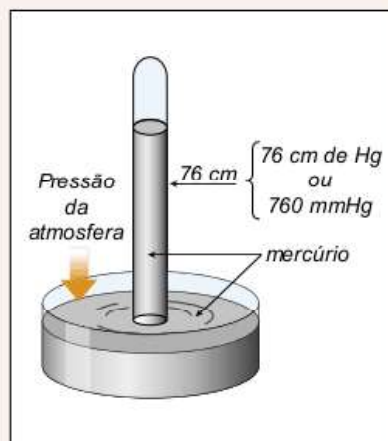


Fig. 1 Experiência de Torricelli.

Volume

Um gás ocupa todo o volume do recipiente que o contém.



Fig. 2 Gás ocupando todo o volume possível.

Para se medir o volume de um recipiente, utiliza-se uma unidade derivada da unidade de comprimento do SI, o metro cúbico (m^3). No entanto, para efeito prático, o m^3 é uma unidade muito grande (equivale a 1.000 L), de forma que habitualmente utiliza-se o dm^3 , que é equivalente ao litro (L), ou ainda, para volumes menores, o cm^3 , que é equivalente ao mililitro (mL).

Temperatura

A temperatura está relacionada com o estado de agitação das partículas. É uma grandeza que mede a energia cinética média das partículas. Ou seja, quanto maior a temperatura, maior é a velocidade média das partículas.

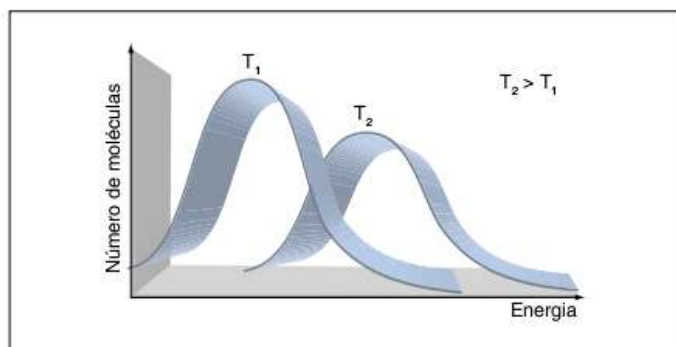


Fig. 3 Energia cinética.

A escala de temperatura Celsius é a mais utilizada no mundo, no entanto, em ciências, a escala de temperatura mais utilizada é a escala absoluta Kelvin (K) do SI. As duas são facilmente interconvertidas, pois são de mesma grandeza. A diferença de $1^\circ C$ de temperatura é a mesma diferença de temperatura de 1 K.

$$T(K) = t(^{\circ}C) + 273$$

É comum em exercícios de vestibular aparecerem temperaturas $27^\circ C$ ou $127^\circ C$ para os sistemas em questão. Isso é feito propositalmente para que os cálculos fiquem mais fáceis, pois as temperaturas na escala Kelvin passam a ser 300 K e 400 K respectivamente.

ATENÇÃO!

A unidade da escala Kelvin é chamada de Kelvin apenas e representada pela letra K maiúscula. Note que, ao contrário da escala Celsius, não existe "graus" no nome da unidade.

Relação pressão-volume (transformação isotérmica)

Em meados do século XVII, o cientista irlandês Robert Boyle e o cientista francês Edme Mariotte estudaram de forma independente o comportamento dos gases em relação à variação do volume em função da variação da pressão à temperatura constante.

Por meio de um experimento simples usando aparelhagens semelhantes, os cientistas observaram que, independentemente do gás utilizado e à temperatura constante, quando a pressão aumentava, o volume diminuía de forma proporcional.

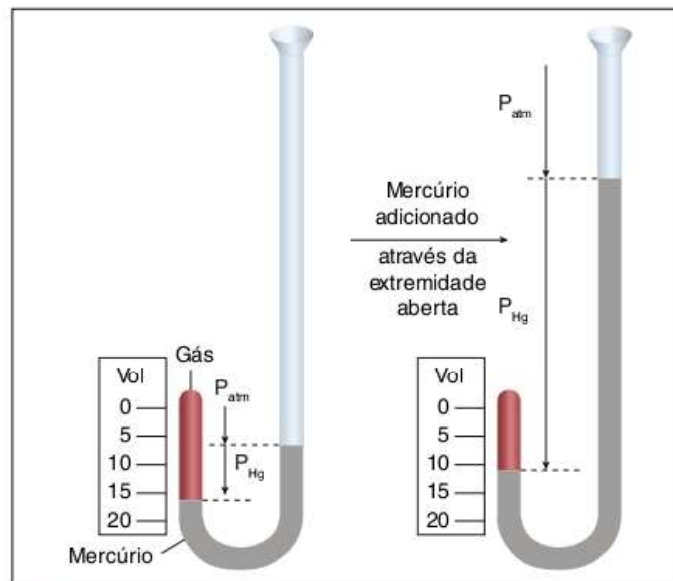


Fig. 4 Experimento de Boyle e Mariotte.

Boyle e Mariotte observaram que o aumento da pressão e a diminuição no volume ocorrem de tal modo que o produto da pressão e volume permanece constante.

$$P \cdot V = \text{constante}$$

Lei de Boyle: à temperatura constante, o volume ocupado por um gás é inversamente proporcional à sua pressão.

Ou seja, um aumento da pressão será acompanhado da diminuição do volume, enquanto se diminuirmos a pressão o volume irá aumentar:

- se dobrarmos a pressão, o volume será dividido ao meio;
- se triplicarmos a pressão, o volume será um terço do valor original;
- diminuindo a pressão a $\frac{1}{4}$ do valor original, o volume irá quadruplicar;
- diminuindo a pressão em um fator $\frac{400}{760}$, o volume aumentará por um fator $\frac{760}{400}$.

Observe a figura a seguir.

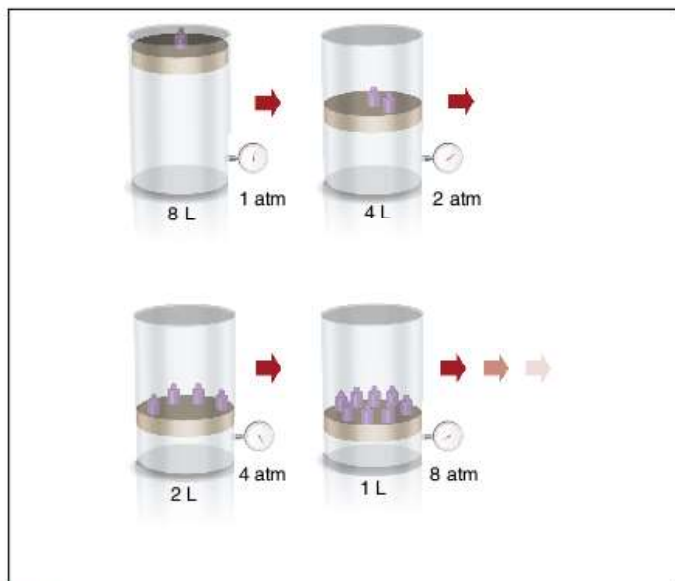


Fig. 5 Lei de Boyle.

A curva obtida pela representação gráfica da variação da pressão e do volume em temperatura constante recebe o nome de isoterma (*iso* = igual; *terma* = temperatura). Observe o gráfico a seguir.

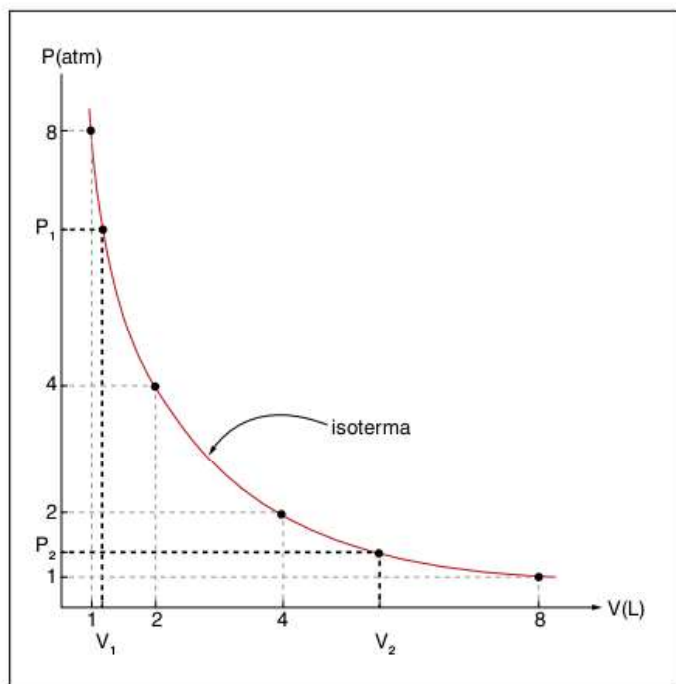


Fig. 6 Representação gráfica da Lei de Boyle.

Para uma amostra de gás mantido em temperatura constante, o produto da pressão e do volume no estado inicial ($P_1 \cdot V_1$) será constante e igual ao produto da pressão e do volume no estado final ($P_2 \cdot V_2$).

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

Essa relação nos permite calcular o valor de uma nova pressão ou novo volume para dado gás em temperatura constante.

Exercícios resolvidos

1 Uma amostra de um gás ideal, mantida à temperatura constante, tem uma pressão de 760 mmHg e um volume de 54 mL. O gás é expandido pelo aumento de volume do recipiente a um volume final de 135 mL. Qual será a sua pressão final?

Resolução:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

$$P_2 = \frac{P_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{760 \cdot 54}{135} \therefore P_2 = 304 \text{ mmHg}$$

2 Certa quantidade de um gás ideal ocupa um volume de 2,5 m³ sob pressão de 50 kPa a 25 °C. Se a pressão do gás é aumentada para 125 kPa com redução de seu volume, qual será o novo volume ocupado pelo gás, se a temperatura é mantida constante?

Resolução:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

$$V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1}{P_2} = \frac{50 \cdot 2,5}{125} \therefore V_2 = 1 \text{ m}^3$$

Relação volume-temperatura (transformação isobárica)

Jacques Charles, no ano de 1787, foi o primeiro a formular a “Lei de Dilatação dos Gases”, mas não a publicou. Apenas 15 anos depois, após o químico Gay-Lussac compilar e comparar com seus próprios resultados, surgiu a fórmula que relaciona o volume e a temperatura de um gás ideal, a Lei de Charles.

Charles e Gay-Lussac observaram que, em pressão constante, independentemente da massa da amostra utilizada, um aumento na temperatura ocasionava um aumento diretamente proporcional no volume (Fig. 7).



Fig. 7 Lei de Charles.

O gráfico a seguir representa a Lei de Charles de duas amostras diferentes de um gás ideal em pressão constante.

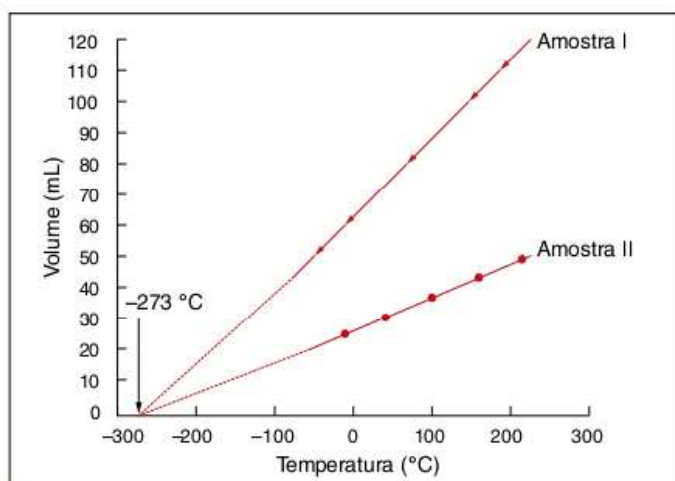


Fig. 8 Representação gráfica da Lei de Charles.

A equação para cada reta mostrada no gráfico pode ser escrita como:

$$\frac{V}{T(K)} = \text{constante}$$

Lei de Charles: à pressão constante, o volume ocupado por uma amostra de gás é diretamente proporcional a sua temperatura na escala Kelvin.

Para uma amostra de gás mantida à pressão constante, a razão do volume e da temperatura no estado inicial $\left(\frac{V_1}{T_1}\right)$ será constante e igual à razão do volume e da temperatura no estado final $\left(\frac{V_2}{T_2}\right)$.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Essa relação nos permite calcular o valor de um novo volume ou nova temperatura para dada amostra de gás à pressão constante.

ATENÇÃO!

Na Figura 8, pode ser observado que, quando extrapoladas, as retas de qualquer uma das amostras intercepta o eixo do volume em zero e o eixo da temperatura em $-273\text{ }^\circ\text{C}$ (0 K). A interpretação disso seria dizer que nessa temperatura (0 K; zero absoluto) o volume do gás será reduzido a zero. Esse realmente seria o comportamento de um gás ideal, no entanto gases ideais não existem e não precisamos nos preocupar com esse aparente paradoxo. Gases reais, quando resfriados a temperaturas progressivamente muito baixas, começam a se comportar muito diferente do ideal e irão se condensar em um líquido em alguma temperatura acima de zero absoluto.

Exercícios resolvidos

3 Uma amostra de um gás ideal ocupa um volume de 3 L a $27\text{ }^\circ\text{C}$. Se a temperatura aumenta $100\text{ }^\circ\text{C}$, qual será o novo volume se a pressão permanece constante?

Resolução:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$V_1 = 3\text{ L}$$

$$T_1 = 27\text{ }^\circ\text{C} + 273 = 300\text{ K}$$

$$T_2 = 127\text{ }^\circ\text{C} + 273 = 400\text{ K}$$

$$V_2 = ?$$

$$V_2 = \frac{V_1 \cdot T_2}{T_1} = \frac{3 \cdot 400}{300} \therefore V_2 = 4\text{ L}$$

4 Uma amostra de um gás ideal ocupa um volume de 125 cm^3 a $-73\text{ }^\circ\text{C}$. A que temperatura em $^\circ\text{C}$ o gás deve ser aquecido, em pressão constante, para que o volume passe a ser 800 cm^3 ?

Resolução:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$V_1 = 125\text{ cm}^3$$

$$T_1 = -73\text{ }^\circ\text{C} + 273 = 200\text{ K}$$

$$V_2 = 800\text{ cm}^3$$

$$T_2 = ?$$

$$T_2 = \frac{T_1 \cdot V_2}{V_1} = \frac{200 \cdot 800}{125} = 1.280\text{ K}$$

$$T_2 = 1.280 - 273 = 1.007\text{ }^\circ\text{C}$$

Relação pressão-temperatura (transformação isométrica ou isocórica)

Nos seus estudos sobre o comportamento dos gases, Gay-Lussac não só publicou os resultados obtidos por Charles 15 anos antes e confirmados por ele como também foi um pouco além nos estudos dos gases a volume constante.

Gay-Lussac observou que um aumento na temperatura de uma amostra de gás, a volume constante, ocasionava um aumento diretamente proporcional na pressão (Fig. 9).

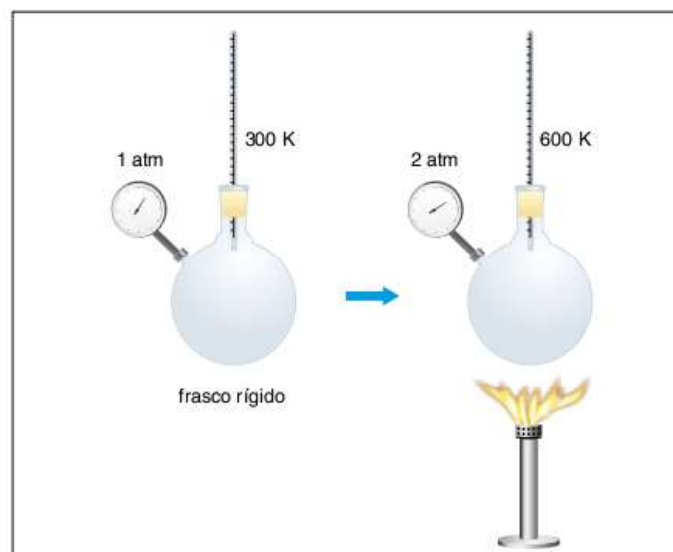


Fig. 9 Transformação a volume constante.

A seguir, a representação da Lei de Gay-Lussac de uma amostra de um gás ideal a volume constante (Fig. 10).

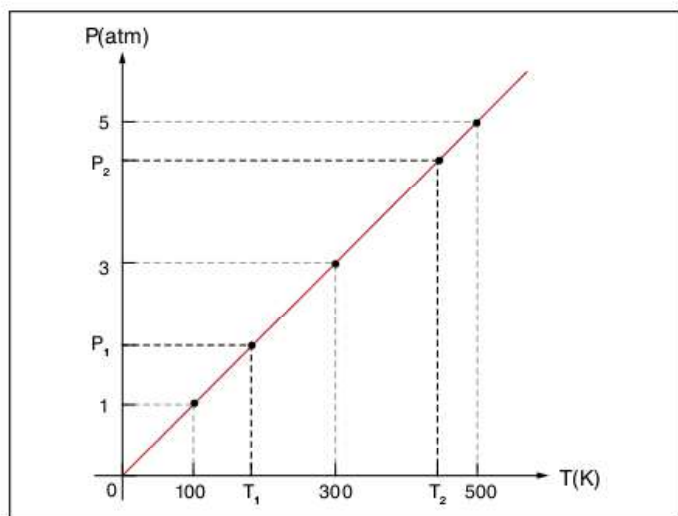


Fig. 10 Representação gráfica da Lei de Gay-Lussac.

A equação para a reta mostrada no gráfico pode ser escrita como:

$$\frac{P}{T(K)} = \text{constante}$$

Lei de Gay-Lussac: *a volume constante, a pressão de uma amostra de gás é diretamente proporcional a sua temperatura na escala Kelvin.*

Para uma amostra de gás mantido com volume constante, a razão da pressão e temperatura no estado inicial $\left(\frac{P_1}{T_1}\right)$ será constante e igual à razão da pressão e da temperatura no estado final $\left(\frac{P_2}{T_2}\right)$.

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Essa relação nos permite calcular o valor de uma nova pressão ou temperatura para dada amostra de gás a volume constante.

Exercícios resolvidos

5 Uma amostra de um gás ideal a 27 °C apresenta pressão de 3 atm. Se a temperatura for aumentada para 47 °C, qual será a nova pressão dessa amostra, sem variar o volume?

Resolução:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

$$P_1 = 3 \text{ atm}$$

$$T_1 = 27 \text{ °C} + 273 = 300 \text{ K}$$

$$T_2 = 47 \text{ °C} + 273 = 320 \text{ K}$$

$$P_2 = ?$$

$$P_2 = \frac{P_1 \cdot T_2}{T_1} = \frac{3 \cdot 320}{300} \therefore P_2 = 3,2 \text{ atm}$$

6 Um frasco fechado e rígido contém uma amostra de um gás ideal a 117 °C. O manômetro acoplado a esse frasco anota uma pressão de 800 mmHg. A que temperatura o frasco foi resfriado, sabendo que o manômetro passou a marcar 560 mmHg?

Resolução:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

$$P_1 = 800 \text{ mmHg}$$

$$T_1 = 117 \text{ °C} + 273 = 390 \text{ K}$$

$$P_2 = 560 \text{ mmHg}$$

$$T_2 = ?$$

$$T_2 = \frac{P_2 \cdot T_1}{P_1} = \frac{560 \cdot 390}{800} \therefore T_2 = 273 \text{ K}$$

$$T_2 = 273 - 273 = 0 \text{ °C}$$

Equação geral dos gases (cálculos combinados)

Os estudos das relações entre as variáveis de estado dos gases pelos referidos cientistas permitiu deduzir uma equação mais completa e muito útil para calcular o efeito em qualquer uma das três variáveis de estado em função da mudança das outras duas, desde que a massa da amostra não sofra alteração.

Para entender como se chegou a essa equação, observe a sequência de experimentos realizados por Gay-Lussac.

Considere uma amostra de um gás que se comporta idealmente em um recipiente de volume V_1 dotado de um êmbolo a certa pressão P_1 e temperatura T_1 .

Na primeira etapa, o êmbolo do recipiente é empurrado de forma que o volume V_1 passe a ser um volume menor V_x sem que ocorra variação na temperatura. Pela Lei de Boyle, se o volume dessa amostra diminui à temperatura constante, tem-se um aumento na pressão do gás no interior do recipiente (transformação isotérmica).

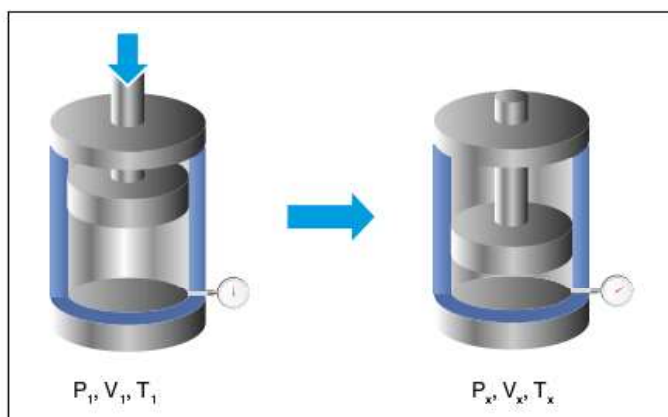


Fig. 11 Transformação isotérmica.

A nova pressão P_x dentro do recipiente pode ser calculada pela expressão $P_1 V_1 = P_x V_x$. Sem, no entanto, esquecer que a operação é isotérmica, de forma que $T_1 = T_x$.

Na segunda etapa, a amostra do gás, que agora possui pressão P_x , volume V_x e temperatura T_x (ou T_1), terá sua temperatura aumentada para um novo valor T_2 , sem que haja variação no volume. Pela Lei de Gay-Lussac, se a temperatura dessa amostra aumenta a volume constante, tem-se um aumento na pressão do gás no interior do recipiente (transformação isométrica).

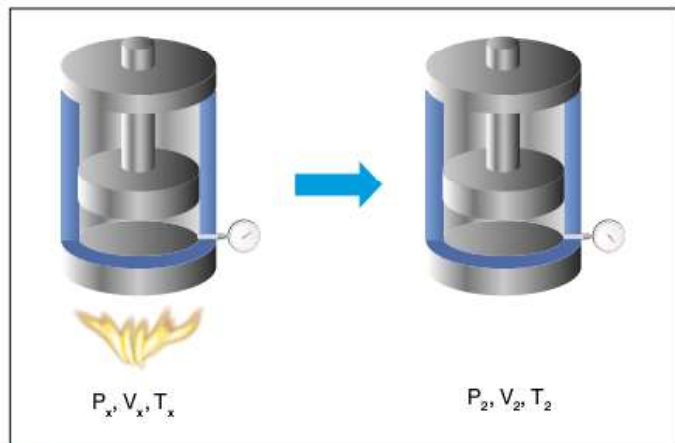


Fig. 12 Transformação isométrica.

A nova pressão P_2 dentro do recipiente pode ser calculada pela expressão $\frac{P_x}{T_x} = \frac{P_2}{T_2}$. Sem, no entanto, esquecer que a operação é isométrica, de forma que $V_x = V_2$.

Combinando as equações anteriores:

- $P_1 V_1 = P_x V_x$; como $V_x = V_2$, temos que $\frac{P_1 V_1}{V_2} = P_x$;
- $\frac{P_x}{T_x} = \frac{P_2}{T_2}$; como $T_1 = T_x$, temos que $P_x = \frac{T_1 P_2}{T_2}$.

Portanto: $\frac{P_1 V_1}{V_2} = \frac{T_1 P_2}{T_2}$ ou $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$ (equação geral dos gases).

Assim, mesmo que todos – pressão, volume e temperatura – variem, a razão PV sobre T permanecerá constante.

Exercícios resolvidos

7 Determinada massa de um gás, submetida a 47 °C, ocupa um volume de 5 L e está submetida à pressão de 2,5 atm. Qual será o novo volume que essa massa de gás ocupará se a pressão for aumentada para 3 atm e a temperatura diminuída para 27 °C?

Resolução:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

$$\text{Estado 1} \begin{cases} P_1 = 2,5 \text{ atm} \\ V_1 = 5 \text{ L} \\ T_1 = 47 + 273 = 320 \text{ K} \end{cases}$$

$$\text{Estado 2} \begin{cases} P_2 = 3 \text{ atm} \\ V_2 = ? \\ T_2 = 27 + 273 = 300 \text{ K} \end{cases}$$

$$V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{T_1 \cdot P_2} = \frac{2,5 \cdot 5 \cdot 300}{320 \cdot 3} \therefore V_2 = 3,9 \text{ L}$$

8 Uma amostra de um gás ideal ocupa um volume de 60 mL a 800 kPa e 17 °C. Qual será a nova temperatura em graus Celsius após a amostra ser expandida para 160 mL a 600 kPa?

Resolução:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

$$\text{Estado 1} \begin{cases} P_1 = 800 \text{ kPa} \\ V_1 = 60 \text{ mL} \\ T_1 = 17 + 273 = 290 \text{ K} \end{cases}$$

$$\text{Estado 2} \begin{cases} P_2 = 600 \text{ kPa} \\ V_2 = 160 \text{ mL} \\ T_2 = ? \end{cases}$$

$$T_2 = \frac{P_2 \cdot V_2 \cdot T_1}{P_1 \cdot V_1} = \frac{600 \cdot 160 \cdot 290}{800 \cdot 60} \therefore T_2 = 580 \text{ K}$$

$$T_2 = 580 - 273 = 307 \text{ °C}$$

9 Certa massa de um gás ocupa 5 L, a -23 °C e 760 mmHg. Qual será a nova pressão dessa mesma massa de gás se o volume passar para 3 L e a temperatura para 57 °C?

Resolução:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

$$\text{Estado 1} \begin{cases} P_1 = 760 \text{ mmHg} \\ V_1 = 5 \text{ L} \\ T_1 = -23 + 273 = 250 \text{ K} \end{cases}$$

$$\text{Estado 2} \begin{cases} P_2 = ? \\ V_2 = 3 \text{ L} \\ T_2 = 57 + 273 = 330 \text{ K} \end{cases}$$

$$P_2 = \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{T_1 \cdot V_2} = \frac{760 \cdot 5 \cdot 330}{250 \cdot 3} \therefore P_2 = 1.672 \text{ mmHg}$$

Princípio de Avogadro

Em 1811, o cientista italiano Lorenzo Romano Amedeo Carlo **Avogadro** publicou um trabalho em um jornal científico pouco divulgado, em que ele utilizou o termo molécula para se referir à composição dos gases.

Baseado nos estudos do contemporâneo Gay-Lussac, no qual relata os resultados de suas experiências com gases, em que encontrou a razão entre os volumes de reagentes e produtos como sendo sempre de números inteiros e pequenos, Avogadro sugeriu que as moléculas dos gases não são formadas por apenas dois átomos que se atraem, conforme Dalton defendia, mas que eram feitas de certo número de átomos que se atraem para formar uma única molécula.

Avogadro foi o primeiro cientista a analisar reações que revelaram que as moléculas dos elementos gasosos hidrogênio, oxigênio, cloro e nitrogênio contêm dois átomos, e, nos gases inertes (hélio, neônio, argônio), a “molécula” é monoatômica. Possibilitou, também, elucidar a composição correta da água, H_2O , permitindo o cálculo correto das massas atômicas.

Ainda nesse trabalho de 1811, Avogadro propõe um dos mais importantes princípios da química moderna, conhecido atualmente como princípio de Avogadro:

Volumes iguais de gases diferentes contêm números iguais de moléculas quando medidos nas mesmas condições de pressão e temperatura.

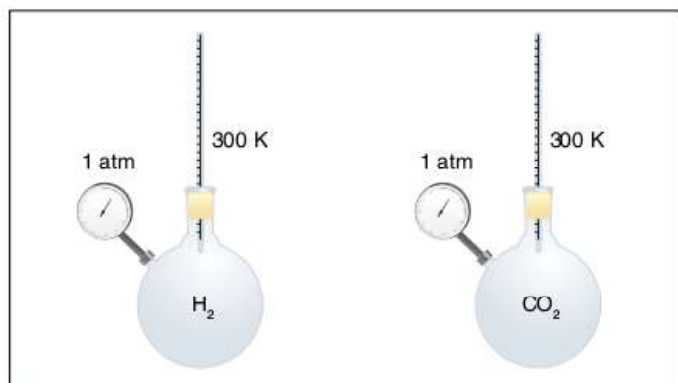


Fig. 13 Frascos de mesmo volume de H_2 e CO_2

De acordo com Avogadro, o número de moléculas em ambos os frascos será exatamente o mesmo, pois o número de moléculas é independente da substância que se utiliza (Fig. 13). Deve ficar claro que a massa de gás em cada um dos dois frascos será diferente, pois depende da massa de cada molécula.

Seus também contemporâneos, Dalton e Berzelius, recusaram-se a aceitar essa ideia, e o seu trabalho foi negligenciado, pois para aceitá-lo, Dalton deveria admitir seus erros na determinação da massa atômica de vários elementos. Dalton havia imaginado que as reações ocorriam entre apenas um átomo de cada elemento, de forma que a massa do hidrogênio calculada por Dalton era $\frac{1}{8}$ da massa do oxigênio. Considerando a água como sendo H_2O , a massa de hidrogênio corretamente calculada é $\frac{1}{16}$ da massa do oxigênio.

Equação de Clapeyron

Físico e engenheiro francês, Benoit Émile Clapeyron foi um dos fundadores da termodinâmica. Com base nos estudos de Boyle, Charles, Gay-Lussac e no princípio de Avogadro, estabeleceu uma relação entre as três variáveis de estado de um gás e seu número de mol.

Clapeyron entendeu que a razão entre a pressão e o volume pela temperatura era constante e proporcional ao número de mols de um gás:

$$\frac{PV}{T} \propto n \quad (n = \text{número de mols})$$

Para transformar essa proporcionalidade em igualdade, Clapeyron criou uma constante atualmente conhecida como constante universal dos gases (R), e a equação geral dos gases pode ser escrita como:

$$\frac{PV}{T} = nR$$

ou ainda mais comumente:

$$PV = nRT$$

O valor numérico de R dependerá das unidades escolhidas para pressão e volume (a temperatura é sempre em Kelvin).

Os valores mais utilizados são:

$$R = 0,0821 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$R = 62,4 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$R = 8,314 \frac{\text{kPa} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Exercícios resolvidos

10 Determine a pressão exercida por uma amostra de 320 g de oxigênio presentes em um recipiente de 10 L a 27 °C.

Dados: $O = 16 \text{ u}$; $R = 0,0821 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$.

Resolução:

$$PV = nRT$$

$$P = ?$$

$$V = 10 \text{ L}$$

$$T = 27 + 273 = 300 \text{ K}$$

$$M_{O_2} = 2 \cdot 16 = 32 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{320}{32} = 10 \text{ mol}$$

$$P = \frac{10 \cdot 0,082 \cdot 300}{10} \therefore P = 24,6 \text{ atm}$$

11 Determine em gramas a massa de hidrogênio (H_2) necessária para exercer a pressão de 900 mmHg a 27 °C, em um recipiente com capacidade de 24,92 L.

Dados: $H = 1 \text{ u}$; $R = 62,4 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$.

Resolução:

$$PV = nRT$$

$$P = 900 \text{ mmHg}$$

$$V = 24,92 \text{ L}$$

$$T = 27 + 273 = 300 \text{ K}$$

$$M_{H_2} = 2.1 = 2 \text{ g/mol}$$

$$n = ?$$

$$n = \frac{900 \cdot 24,92}{62,4 \cdot 300} \therefore n = 1,2 \text{ mol}$$

$$n = \frac{m}{M_{H_2}} \therefore m = 1,2 \cdot 2 = 2,4 \text{ g}$$

Volume molar

Como vimos no capítulo anterior, a IUPAC recomenda que o adjetivo “molar” seja usado para relacionar grandezas a 1 mol de matéria, ou seja, massa molar é a massa de 1 mol de matéria, volume molar é o volume ocupado por 1 mol de matéria e assim por diante.

Utilizando a lei do gás ideal, podemos calcular qual o volume ocupado por 1 mol de um gás ideal a qualquer pressão e temperatura. As condições normais de temperatura e pressão (CNTP) de referências usadas equivalem à temperatura de 0 °C ou 273,15 K e pressão de 1 atm.

Para determinar o volume de 1 mol de um gás ideal a 1 atm e a 273,15 K, sendo $R = 0,082057 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$:

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{1 \cdot 0,082057 \cdot 273,15}{1} \therefore V = 22,414 \text{ L}$$

É claro que esse volume é válido apenas para gases ideais, no entanto o volume observado para 1 mol de gases reais na CNTP não fica longe desse valor.

Gás	Fórmula	Volume molar (L/mol)
Gás ideal	-	22,41
Hidrogênio	H ₂	22,43
Hélio	He	22,40
Nitrogênio	N ₂	22,40
Oxigênio	O ₂	22,39
Gás carbônico	CO ₂	22,41
Amônia	NH ₃	22,09

Tab. 1 Volume molar de alguns gases reais.

Exercício resolvido

12 Determine o volume ocupado nas CNTP pelas amostras dos seguintes gases (considere o comportamento ideal):

Dado: volume molar = 22,4 L/mol.

- a) 2 mols de H₂
- b) 7 g de N₂ (N = 14 u)

Resolução:

a) 1 mol de H₂ → 22,4 L

2 mols de H₂ → x L

$$x = 2 \cdot 22,4 = 44,8 \text{ L de H}_2$$

b) 1 mol de N₂ → 28 g → 22,4 L

7 g → x L

$$x = \frac{22,4 \cdot 7}{28} = 5,6 \text{ L de N}_2$$

Densidade dos gases

A densidade de um gás, assim como de qualquer outro material, é a relação entre a massa e o volume.

$$d = \frac{m}{V}$$

No caso dos gases, o volume depende sempre da pressão e temperatura a que o gás está submetido. Dessa forma, a densidade de um gás só faz sentido se for acompanhada de sua pressão e temperatura.

É possível calcular a densidade de uma amostra de gás por meio da equação geral dos gases.

Considerando $PV = nRT$ e $n = \frac{m}{M}$, em que M é massa molar do gás, temos que: $PV = \frac{m}{M} RT$.

Reorganizando a fórmula, temos: $\frac{m}{V} = \frac{PM}{RT}$.

A razão massa/volume é a própria densidade, portanto:

$$d = \frac{PM}{RT}$$

Exercício resolvido

13 A massa molar do metano é 16 g/mol. Qual a densidade do metano nas CNTP?

Dado: $R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$

Resolução:

$$d = \frac{PM}{RT}$$

$$P = 1 \text{ atm}$$

$$T = 273 \text{ K}$$

$$M_{CH_4} = 16 \text{ g/mol}$$

$$d = ?$$

$$d = \frac{1 \cdot 16}{0,082 \cdot 273} = 0,71 \text{ g/L}$$

Misturas gasosas

Pressões parciais (Lei de Dalton)

Por meio de seus trabalhos sobre gases, em 1801, Dalton observou que os gases exerciam pressões nas paredes dos recipientes de forma independente um do outro. Ou seja, em uma mistura gasosa, a pressão total é igual à soma das pressões que cada gás exerceria caso estivesse sozinho.

À pressão de cada gás de uma mistura foi atribuído o nome de pressão parcial. Entenda-se, portanto, por pressão parcial a pressão que o gás exerceria sozinho se estivesse ocupando o mesmo volume da mistura, na mesma temperatura.

Para ilustrar essa lei, vamos imaginar que o conteúdo gasoso de dois frascos de 1 L, um contendo H_2 a 1 atm e 300 K e outro contendo N_2 a 3 atm e 300 K, tenham sido transferidos integralmente para um terceiro frasco de volume também 1 L (Fig. 14).

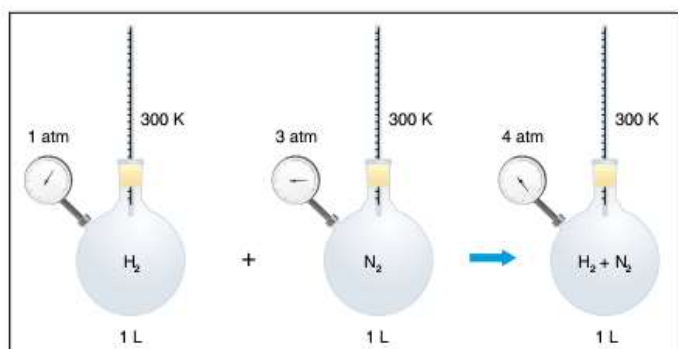


Fig. 14 Pressões parciais.

Se a temperatura for mantida a 300 K, a pressão do terceiro frasco será de 4 atm, pois equivale à soma das pressões parciais de cada gás. São válidas as seguintes relações:

$$\left. \begin{aligned} P_{H_2} V &= n_{H_2} RT \\ P_{N_2} V &= n_{N_2} RT \end{aligned} \right\} \text{pressões parciais} \therefore P_{\text{Total}} V = (n_{H_2} + n_{N_2}) RT$$

De forma genérica, pode-se escrever a seguinte expressão:

$$P_{\text{Total}} = P_A + P_B + P_C + \dots$$

Exercício resolvido

14 Amostras dos gases He, N_2 e O_2 , contendo cada uma 2 g de gás, foram acondicionadas conjuntamente em um frasco de 5 L a 127 °C. Considerando o comportamento ideal, calcule a pressão do sistema em atmosferas.

Dados: He = 4 g/mol; N_2 = 28 g/mol; O_2 = 32 g/mol;

$$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Resolução:

Cálculo do número de mol de cada gás:

$$n_{He} = \frac{m}{M_{He}} = \frac{2}{4} = 0,5 \text{ mol}$$

$$n_{N_2} = \frac{m}{M_{N_2}} = \frac{2}{28} = 0,071 \text{ mol}$$

$$n_{O_2} = \frac{m}{M_{O_2}} = \frac{2}{32} = 0,063 \text{ mol}$$

Cálculo da pressão parcial de cada gás a 127 °C ($127 + 273 = 400 \text{ K}$):

$$P_{He} = \frac{n_{He} RT}{V} = \frac{0,5 \cdot 0,082 \cdot 400}{5} = 3,28 \text{ atm}$$

$$P_{N_2} = \frac{n_{N_2} RT}{V} = \frac{0,071 \cdot 0,082 \cdot 400}{5} = 0,466 \text{ atm}$$

$$P_{O_2} = \frac{n_{O_2} RT}{V} = \frac{0,063 \cdot 0,082 \cdot 400}{5} = 0,413 \text{ atm}$$

$$P_{\text{Total}} = P_{He} + P_{N_2} + P_{O_2} = 3,28 + 0,466 + 0,413 = 4,159 \text{ atm}$$

Observe que a pressão total depende apenas do número de mols do gás, quaisquer que sejam os gases. Dessa forma, o exercício poderia ser resolvido de outra forma: bastava somar o número de mols de gás e aplicar a equação de Clapeyron:

$$n_{\text{Total}} = n_{He} + n_{N_2} + n_{O_2} = 0,5 + 0,071 + 0,063 = 0,634 \text{ mol}$$

$$P_{\text{Total}} = \frac{n_{\text{Total}} RT}{V} = \frac{0,634 \cdot 0,082 \cdot 400}{5} = 4,159 \text{ atm}$$

Volumes parciais (Lei de Amagat)

Em uma mistura gasosa, assim como a pressão, o volume total de gases é a soma dos volumes parciais. Mantendo-se à pressão e à temperatura constantes, cada gás de uma mistura ocupa determinado volume, que somados resultam no volume total da mistura.

Para ilustrar essa lei, vamos imaginar que o conteúdo gasoso de dois balões flexíveis, ambos a 1 atm e 300 K, sendo um de H_2 ocupando 1 L e outro de N_2 ocupando 2 L, tenham sido transferidos integralmente para um terceiro balão flexível, também a 1 atm e 300 K.

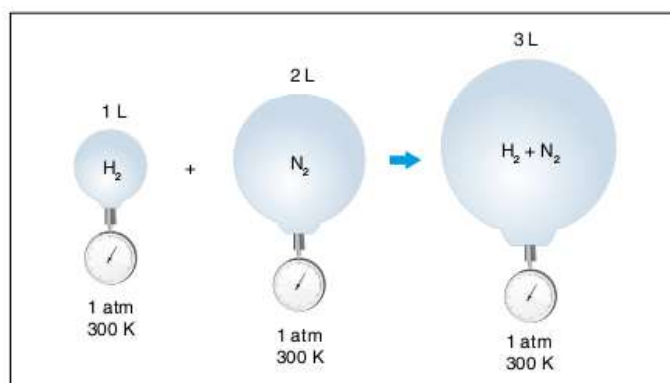


Fig. 15 Volumes parciais.

O volume final do balão será de 3 L. São válidas as seguintes relações:

$$\left. \begin{aligned} P V_{H_2} &= n_{H_2} RT \\ P V_{N_2} &= n_{N_2} RT \end{aligned} \right\} \text{volumes parciais} \therefore P V_{\text{Total}} = (n_{H_2} + n_{N_2}) RT$$

De forma genérica, pode-se escrever a seguinte expressão:

$$V_{\text{Total}} = V_A + V_B + V_C + \dots$$

Fração molar de um gás em uma mistura

Uma relação matemática importante que pode ser retirada da relação entre as pressões e os volumes parciais é o cálculo da fração molar de um gás em uma mistura.

Imagine uma mistura de gases genéricos A, B e C.

Nessa mistura, a fração molar do gás A é definida como:

$$X_A = \frac{n_A}{n_{\text{Total}}}$$

Se dividirmos a expressão da pressão parcial de A pela expressão da pressão total, teremos:

$$\frac{P_A V}{P_{\text{Total}} V} = \frac{n_A RT}{n_{\text{Total}} RT} \therefore \frac{P_A}{P_{\text{Total}}} = \frac{n_A}{n_{\text{Total}}}$$

Portanto:

$$X_A = \frac{n_A}{n_{\text{Total}}} = \frac{P_A}{P_{\text{Total}}}$$

Se dividirmos a expressão do volume parcial de A pela expressão do volume total, teremos:

$$\frac{P V_A}{P V_{\text{Total}}} = \frac{n_A RT}{n_{\text{Total}} RT} \therefore \frac{V_A}{V_{\text{Total}}} = \frac{n_A}{n_{\text{Total}}}$$

Portanto:

$$X_A = \frac{n_A}{n_{\text{Total}}} = \frac{V_A}{V_{\text{Total}}}$$

Agrupando as equações, teremos, portanto, três formas de chegar à fração molar do gás A:

$$X_A = \frac{n_A}{n_{\text{Total}}} = \frac{P_A}{P_{\text{Total}}} = \frac{V_A}{V_{\text{Total}}}$$

Podemos aplicar o mesmo raciocínio para os gases B e C. Uma vez que a fração molar de B e C é dada por

$$X_B = \frac{n_B}{n_{\text{Total}}} \text{ e } X_C = \frac{n_C}{n_{\text{Total}}}, \text{ respectivamente, temos que:}$$

$$X_B = \frac{n_B}{n_{\text{Total}}} = \frac{P_B}{P_{\text{Total}}} = \frac{V_B}{V_{\text{Total}}} \text{ e } X_C = \frac{n_C}{n_{\text{Total}}} = \frac{P_C}{P_{\text{Total}}} = \frac{V_C}{V_{\text{Total}}}$$

Exercício resolvido

15 No cilindro de um compressor de ar, do tipo usado para encher pneus de automóvel, existe uma mistura de N_2 e O_2 . O manômetro instalado no cilindro marca uma pressão de 58,8 psi (4 atm), a 27 °C. Sabendo que as massas de N_2 e O_2 no interior do cilindro são 364 g e 104 g, respectivamente, calcule:

- a fração molar de cada componente;
- o volume de N_2 ;
- o volume do cilindro.

Dados: $R = 0,082057 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$; $N_2 = 28 \text{ g/mol}$; $O_2 = 32 \text{ g/mol}$.

Resolução:

$$a) \ n_{N_2} = \frac{m}{M} = \frac{364}{28} = 13 \text{ mol}$$

$$n_{O_2} = \frac{m}{M} = \frac{104}{32} = 3,25 \text{ mol}$$

$$X_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_{\text{Total}}} = \frac{13}{16,25} \therefore X_{N_2} = 0,8 \therefore X_{O_2} = 0,2$$

$$b) \ PV_{N_2} = n_{N_2} RT \therefore V_{N_2} = \frac{n_{N_2} RT}{P}$$

$$V_{N_2} = \frac{13 \cdot 0,082 \cdot 300}{4} \therefore V_{N_2} = 80 \text{ L}$$

$$c) \ X_{N_2} = \frac{V_{N_2}}{V_{\text{Total}}} \therefore V_{\text{Total}} = \frac{V_{N_2}}{X_{N_2}}$$

$$V_{\text{Total}} = \frac{80}{0,8} = 100 \text{ L}$$

Lei de efusão e difusão

Difusão é o espalhamento de um gás por meio de outro. Sabe-se que toda mistura gasosa é uma mistura homogênea. Quando se misturam dois gases, ocorrerá difusão de um no outro até que se forme uma mistura homogênea. Imagine dois frascos contendo gases diferentes conectados entre si conforme a figura a seguir.

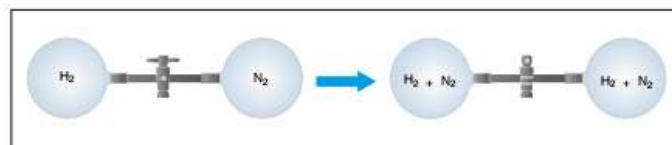


Fig. 16 Difusão de H_2 e N_2

Assim que a torneira é aberta, os gases irão se misturar espontaneamente por um processo chamado difusão. Esse fenômeno é facilmente observável no cotidiano, pois frequentemente sentimos o cheiro de algo que atinge os sensores olfativos. O cheiro é causado por moléculas de gás que se difundiram pelo ar.



Fig. 17 Perfume lançado ao ar.

Thomas Graham, um químico inglês, intrigado ao ler a observação de um cientista alemão dizendo que o hidrogênio vazava pelo orifício de um cilindro de gás mais rápido do que o ar entrava para repor, passou a estudar a difusão e efusão dos gases.

Em 1829, Graham publicou seus estudos e surgiram assim as Leis de difusão e efusão de Graham.

Lei de difusão de Graham: *a velocidade de difusão de um gás por meio de outro é inversamente proporcional à raiz quadrada da densidade do gás.*

As massas moleculares dos gases não eram totalmente conhecidas naquela época, dessa forma Graham utilizou a densidade dos gases. Visto que a densidade e a massa molecular são diretamente proporcionais, podemos reescrever a Lei de Graham em termos da massa molecular da forma como se segue:

$$\frac{\text{Velocidade}_A}{\text{Velocidade}_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

Efusão de um gás é a passagem de um gás através de um pequeno orifício.

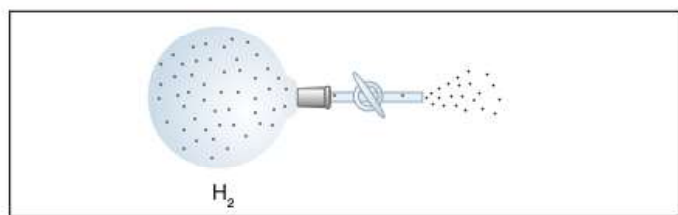


Fig. 18 Efusão de um gás.

Dando continuidade a seus estudos, anos mais tarde, Graham observou que o comportamento da efusão é semelhante ao da difusão.

Lei de efusão de Graham: *a velocidade de efusão de um gás por meio de um dado orifício é inversamente proporcional à raiz quadrada da densidade do gás.*

A equação que calcula a velocidade de efusão e difusão de um gás forneceu um método alternativo de se calcular a massa molecular dos gases. Para isso, basta comparar a velocidade de efusão de um gás desconhecido com a velocidade de efusão de um gás conhecido tomado como referência. O que se faz usualmente é forçar a passagem de volumes iguais dos dois gases, à mesma pressão e temperatura, por um fino tubo capilar com o auxílio de uma bomba de vácuo e anotar o tempo necessário para a passagem de cada gás.

Exercício resolvido

16 Em uma experiência de efusão, 100 mL de um gás desconhecido levaram 4 minutos para expandir-se em 1 L por meio do buraco de uma agulha. Quando o gás utilizado no experimento foi o argônio, o tempo necessário para expandir 100 mL em 1 L foi de apenas 2 minutos. Qual a massa molecular do gás desconhecido? Dado: Ar = 40 u.

Resolução:

$$\frac{\text{Velocidade}_{Ar}}{\text{Velocidade}_X} = \sqrt{\frac{M_X}{M_{Ar}}}$$

$$\text{Velocidade}_{Ar} = \frac{n_{Ar}}{t_{Ar}}$$

$$\text{Velocidade}_X = \frac{n_X}{t_X}$$

$$\frac{\frac{n_{Ar}}{t_{Ar}}}{\frac{n_X}{t_X}} = \sqrt{\frac{M_X}{M_{Ar}}}$$

$$\text{Como } n_{Ar} = n_X, \text{ temos: } \frac{t_X}{t_{Ar}} = \sqrt{\frac{M_X}{M_{Ar}}} \therefore M_x = M_{Ar} \left(\frac{t_X}{t_{Ar}} \right)^2$$

$$M_x = 40 \cdot \left(\frac{4}{2} \right)^2 = 160 \text{ g/mol}$$

Revisando

1 Uma amostra de um gás ideal está acondicionada em um recipiente de 5 L em pressão de 760 mmHg e a 27 °C. Calcule o que se pede em cada item.

a) Qual será a nova pressão destes 5 L de gás a 177 °C?

- b) Qual a nova pressão dessa amostra se o volume for reduzido a 2,5 L a 27 °C?
- c) Qual será o novo volume dessa amostra caso a temperatura suba para 177 °C a 760 mmHg?

2 Uma amostra de gás ideal ocupa um volume de 6 L e está submetida à pressão de 2,5 atm a 273 °C. Qual será o novo volume que essa amostra de gás ocupará nas CNTP?

3 Qual a pressão exercida por 140 g de gás N₂ em um recipiente de 10 L a 27 °C?
Dados: N = 14 u; R = 0,082 $\frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$

4 Determine o volume ocupado nas CNTP pelas amostras dos seguintes gases (considere o comportamento ideal):
Dados: volume molar = 22,4 L/mol; Ne = 20.

- a) 3 mols de CO₂
- b) $18,06 \cdot 10^{23}$ moléculas de CH₄
- c) 60 g de Ne.

5 Determine a densidade do gás N_2 em g/L:

Dado: N = 14 u.

a) nas CNTP;

b) a 1,2 atm e a 47 °C.

6 Em um recipiente de 10 L, estão acondicionadas 5 mols de H_2 , 3 mols de CO_2 e 2 mols de O_2 , a 27 °C. Considerando o comportamento ideal, determine:

Dados: H = 1 u; C = 12 u; O = 16 u; $R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$.

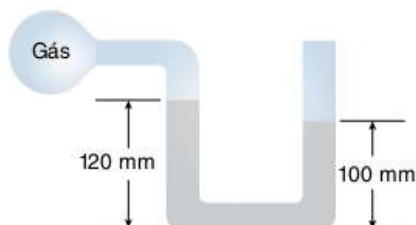
a) a pressão parcial de cada gás;

b) a pressão total do recipiente.

Exercícios propostos

Transformações gasosas

1 UFU 2006 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:

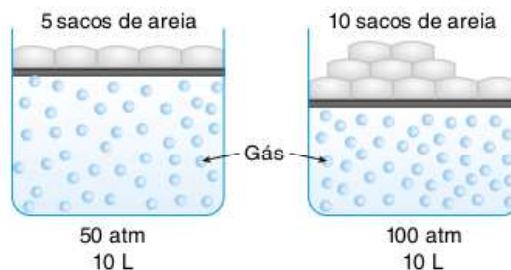


- (a) 780 mmHg
- (b) 640 mmHg
- (c) 740 mmHg
- (d) 20 mmHg

2 PUC-RS De acordo com a Lei de Robert Boyle (1660), para proporcionar um aumento na pressão de uma determinada amostra gasosa numa transformação isotérmica, é necessário:

- (a) aumentar o seu volume.
- (b) diminuir a sua massa.
- (c) aumentar a sua temperatura.
- (d) diminuir o seu volume.
- (e) aumentar a sua massa.

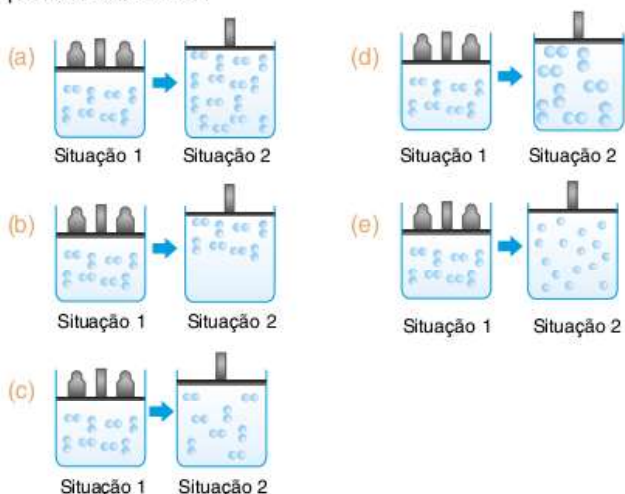
3 UCSal-BA Duas amostras de igual massa de um mesmo gás foram submetidas ao seguinte teste, à temperatura constante.



Os dados obtidos para a pressão e o volume das amostras comprovam a lei de:

- (a) Boyle
- (b) Gay-Lussac
- (c) Avogadro
- (d) Proust
- (e) Lavoisier

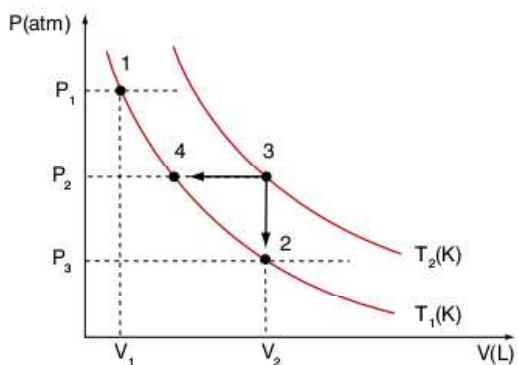
4 PUC-SP Uma amostra de gás oxigênio (O_2) a $25\text{ }^\circ\text{C}$ está em um recipiente fechado com um êmbolo móvel. Indique qual dos esquemas a seguir melhor representa um processo de expansão isotérmica.



5 Vunesp O volume de uma massa fixa de gás ideal, à pressão constante, é diretamente proporcional à:

- (a) concentração do gás.
- (b) pressão atmosférica.
- (c) densidade do gás.
- (d) temperatura absoluta.
- (e) massa molar do gás.

6 Cesgranrio A análise do gráfico abaixo, que mostra as transformações sofridas por um gás ideal quando variamos a sua temperatura, pressão ou volume, nos permite afirmar que o gás evolui:



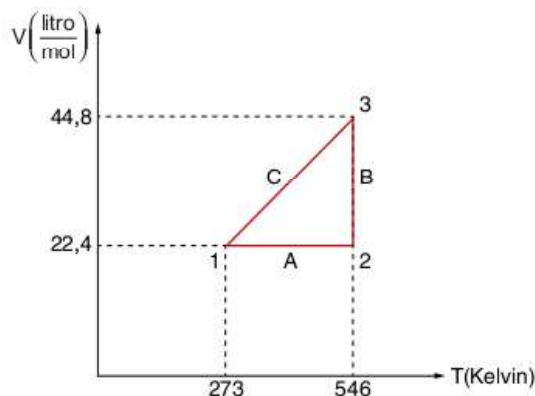
- (a) isobaricamente de 1 a 2.
- (b) isotermicamente de 2 a 3.
- (c) isobaricamente de 3 a 4.
- (d) isometricamente de 4 a 2.
- (e) isometricamente de 3 a 4.

7 UFRGS Uma massa M de um gás ideal ocupa um volume V , sob uma pressão P , na temperatura T . Se o gás for comprimido até que seu volume seja igual a $\frac{V}{2}$, mantida constante a temperatura:

- (a) a massa de gás será reduzida a $\frac{M}{2}$.
- (b) a energia cinética das moléculas irá aumentar.
- (c) a frequência de colisões das moléculas com as paredes do recipiente que contém o gás irá aumentar.

- (d) o volume das moléculas do gás irá diminuir.
- (e) as forças intermoleculares aumentarão de intensidade, devido à maior aproximação das moléculas.

8 Unifenas-MG Um mol de um gás ideal é submetido a uma transformação de estado cíclico, como mostra o gráfico a seguir.



Pode-se afirmar que as transformações A, B e C são, respectivamente:

- (a) isovolumétrica, isotérmica, isovolumétrica.
- (b) isobárica, isotérmica, isovolumétrica.
- (c) isovolumétrica, isotérmica, isobárica.
- (d) isotérmica, isobárica, isovolumétrica.
- (e) isovolumétrica, isobárica, isotérmica.

9 Unesp Segundo a Lei de Charles-Gay-Lussac, mantendo-se à 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 (H_2), é correto afirmar que este comportamento está relacionado ao aumento:

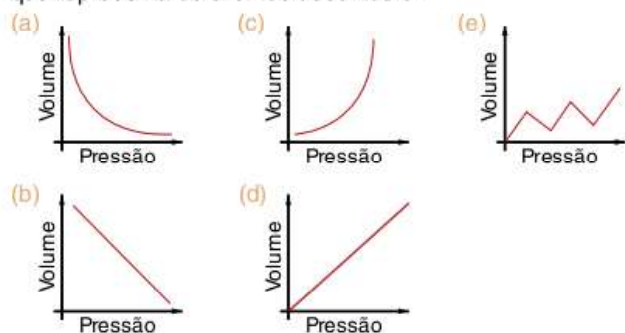
- (a) do tamanho médio de cada átomo de hidrogênio (H), devido à expansão de suas camadas eletrônicas.
- (b) do tamanho médio das moléculas de hidrogênio (H_2), pois aumentam as distâncias de ligação.
- (c) do tamanho médio das moléculas de hidrogênio (H_2), pois aumentam as interações entre elas.
- (d) do número médio de partículas, devido à quebra das ligações entre os átomos de hidrogênio ($H_2 \rightarrow 2H$).
- (e) das distâncias médias entre as moléculas de hidrogênio (H_2) e das suas velocidades médias.

10 Unicamp 2006 A utilização do gás natural veicular (GNV) já é uma realidade nacional no transporte de passageiros e de mercadorias, e vem crescendo cada vez mais em nosso país. Esse gás é uma mistura de hidrocarbonetos de baixa massa molecular, em que o componente majoritário é o mais leve dos alcanos. É o combustível "não renovável" que tem menor impacto ambiental. Sua combustão nos motores se processa de forma completa, sendo, portanto, baixíssima a emissão de monóxido de carbono.

- a) O principal constituinte do GNV é o mais simples dos hidrocarbonetos de fórmula geral C_nH_{2n+2} . Escreva o nome e desenhe a fórmula estrutural desse constituinte.

- b) Nos postos de abastecimento, os veículos são comumente abastecidos até que a pressão do seu tanque atinja 220 atmosferas. Considerando que o tanque do veículo tenha uma capacidade de 100 litros, qual deveria ser o volume do tanque se essa mesma quantidade de gás fosse armazenada à pressão de uma atmosfera e à mesma temperatura?
- c) Considerando que, na combustão, o principal componente do GNV seja totalmente convertido a dióxido de carbono e água, escreva a equação química para essa reação.

11 UFG O processo contínuo da respiração consiste na expansão e contração de músculos da caixa torácica. Sendo um sistema aberto, quando a pressão intra-alveolar é menor que a atmosférica, ocorre a entrada do ar e os pulmões expandem-se. Após as trocas gasosas, a pressão intra-alveolar aumenta, ficando maior que atmosférica. Assim, com a contração da caixa torácica, os gases são expirados. Considerando a temperatura interna do corpo humano constante e igual a $37,5\text{ }^{\circ}\text{C}$, o gráfico que representa os eventos descritos é:



12 Unicamp 2008 Rango, logo depois de servir o bolo, levou os convidados de volta ao bar. Lá, para entretê-los, Dina acomodou um ovo sobre um suporte plástico. Esse ovo tinha fitas de vedação nas duas extremidades, tapando pequenos furos. Dina retirou as vedações, apoiou o ovo novamente no suporte plástico e levou um palito de fósforo aceso próximo a um dos furos: de imediato, ouviu-se um pequeno barulho, parecido a um fino assovio; surgiu, então, uma chama quase invisível e o ovo explodiu. Todos aplaudiam, enquanto Dina explicava que, no interior do ovo (na verdade era só a casca dele), ela havia colocado gás hidrogênio e que o que eles tinham acabado de ver era uma reação química. Aplausos novamente.

- a) Se o gás que ali estava presente era o hidrogênio, a que reação química Dina fez referência? Responda com a equação química correspondente.
- b) Se a quantidade (em mols) dos gases reagentes foi maior que a do produto gasoso, então o ovo deveria implodir, e não explodir. Como se pode, então, explicar essa explosão?

13 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.



Disponível em: <www.gettyimages.pt>.

Uma lata desse tipo de desodorante foi lançada em um incinerador a $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ e 1 atm. Quando a temperatura do sistema atingiu $621\text{ }^{\circ}\text{C}$, 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.
 (b) 2,5 atm.
 (c) 3,0 atm.
 (d) 24,8 atm.
 (e) 30,0 atm.

14 Unicamp Uma garrafa de 1,5 litro, indeformável e seca, foi fechada por uma tampa plástica. A pressão ambiente era de 1,0 atmosfera e a temperatura de $27\text{ }^{\circ}\text{C}$. Em seguida, essa garrafa foi colocada ao sol e, após certo tempo, a temperatura em seu interior subiu para $57\text{ }^{\circ}\text{C}$ 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.

15 UFF-RJ 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 $22\text{ }^{\circ}\text{C}$. Quando esse recipiente foi transportado com as mãos, sua temperatura elevou-se para $37\text{ }^{\circ}\text{C}$ e a pressão exercida pela massa gasosa passou a ser, aproximadamente:

- (a) 0,24 atm
 (b) 0,48 atm
 (c) 0,95 atm
 (d) 1,50 atm
 (e) 2,00 atm

16 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

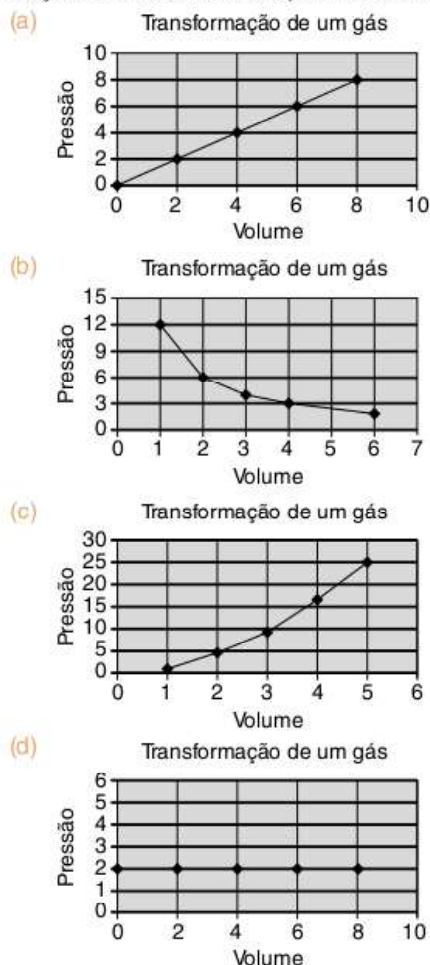
(1799-1844) estabeleceu uma relação entre as variáveis de estado com esta expressão matemática: $pV = nRT$, onde n é o número de mols, e R é a constante universal dos gases perfeitos. Ao calibrar um pneu, altera-se o número de moléculas de ar no interior dele. Porém, a pressão e o volume podem, também, sofrer modificação com a variação da temperatura.



Calibrando pneu.

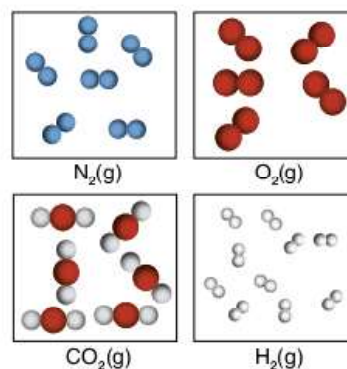
Disponível em: <www.comofazeronline.com/como-calibrar-os-pneus/>. Acesso em: 10 out. 2011.

O gráfico *pressão versus volume*, que representa uma transformação isotérmica de uma quantidade fixa de um gás perfeito, é o:



Princípio de Avogadro

17 UEL Considerando os gases estomacais: nitrogênio (N_2), oxigênio (O_2), hidrogênio (H_2) e dióxido de carbono (CO_2) e observando a figura a seguir, quais deles estão sob a mesma temperatura e mesma pressão? O tamanho das moléculas dos gases não está em escala real, encontra-se ampliado em relação ao volume constante e igual do recipiente que as contém, para efeito de visualização e diferenciação das espécies.



- (a) N_2 e O_2
- (b) H_2 e N_2
- (c) O_2 e CO_2
- (d) O_2 e H_2
- (e) CO_2 e N_2

18 Unifesp Considere recipientes com os seguintes volumes de substâncias gasosas, nas mesmas condições de pressão e temperatura.

Substância Gasosa	Volume (L)
CO	20
CO_2	20
O_2	10
C_2H_4	10

Com base no princípio de Avogadro (“Volumes iguais de gases quaisquer, mantidos nas mesmas condições de temperatura e pressão, contêm o mesmo número de moléculas.”), é possível afirmar que o número total de átomos é igual nos recipientes que contêm:

- (a) CO e CO_2
- (b) CO e O_2
- (c) CO e C_2H_4
- (d) CO_2 e O_2
- (e) CO_2 e C_2H_4

19 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:

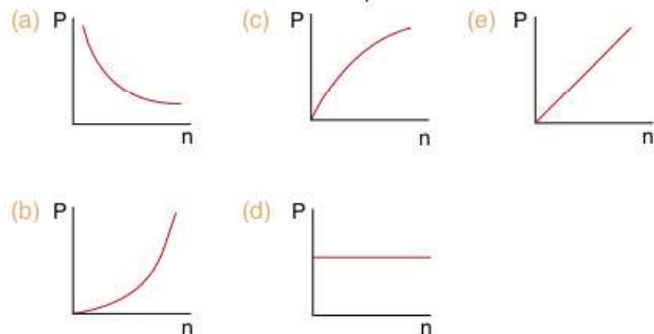
- I. Têm a mesma massa.
- II. Comportam-se como gases ideais.
- III. Têm o mesmo número de átomos.
- IV. Têm o mesmo número de mols.

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.

Clapeyron

20 UFV Assinale a opção que pode representar a variação da pressão (P) como função do número de mol (n) de um gás ideal mantendo o volume e a temperatura constantes.



21 Fatec 2006 Algumas companhias tabagistas já foram acusadas de adicionarem amônia aos cigarros, numa tentativa de aumentar a liberação de nicotina, o que fortalece a dependência. Suponha que uma amostra de cigarro libere $2,0 \cdot 10^{-4}$ mol de amônia, a 27°C e 1 atm.

Dado: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

O volume de NH_3 gasoso, em mL, será, aproximadamente:

- (a) 49
- (b) 4,9
- (c) 0,49
- (d) 0,049
- (e) 0,0049

22 Ufal 2006 A equação geral do gás ideal é $PV = nRT$, sendo $R = 8,2 \cdot 10^{-2} \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$.

Esta equação, também válida para gases reais em condições adequadas, permite:

- chegar à equação da Lei de Boyle ($PV = \text{constante}$), desde que a temperatura e a natureza do gás sejam constantes.
- calcular a densidade de um gás, em determinadas condições de P e T , desde que a massa molar do gás seja conhecida.

- obter o valor de 100 L/mol para o volume molar de qualquer gás nas CATP.
- verificar a Lei de Avogadro, ou seja, volumes iguais de gases nas mesmas condições de P e T têm o mesmo número de moléculas.
- maior aplicabilidade a baixas temperaturas e elevadas pressões.

23 Unemat 2010 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 à 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.

24 Unifesp 2007 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°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 $27^\circ\text{C} = 0,040 \text{ atm}$ e $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$, o volume de gás, em mL, dentro do tubo de ensaio é igual a:

- (a) 30
- (b) 140
- (c) 150
- (d) 280
- (e) 300

25 CEFET-CE O volume de HCl gasoso medido em litros, nas CNTP, necessário para neutralizar $5 \cdot 10^{-2}$ mol de KOH é igual a: Dado: Constante dos gases perfeitos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1}\text{K}^{-1}$.

- (a) 1,12
- (b) 2,24
- (c) 3,36
- (d) 4,48
- (e) 5,60

26 Unifesp 2009 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.

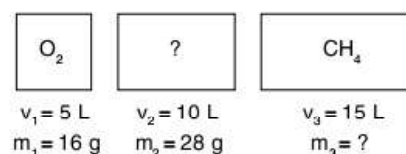
Dado $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$, a massa de oxigênio, em kg, armazenada no cilindro de gás representado na figura é, aproximadamente:

- (a) 0,98
- (b) 1,56
- (c) 1,95
- (d) 2,92
- (e) 3,90

27 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) 2.460,0
- (c) 4.477,2
- (d) 4.920,0
- (e) 5.400,0

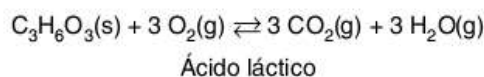
28 PUC-SP 2007 Três recipientes de volumes fixos contêm cada um uma substância pura no estado gasoso. Os gases estão armazenados nas mesmas condições de temperatura e pressão e os recipientes estão representados no esquema a seguir.



Pode-se afirmar que o gás contido no recipiente 2 e a massa de gás no recipiente 3 são, respectivamente:

- (a) CO_2 e 16 g .
- (b) N_2 e 8 g .
- (c) CO e 24 g .
- (d) C_4H_8 e 24 g .
- (e) N_2 e 16 g .

29 UFSM 2007 A combustão do ácido láctico é representada pela seguinte equação:



Para realizar a combustão completa de 9 g de ácido láctico em um cilindro de 1 L de volume, sabendo-se que deve ser usado um excesso de 11% de oxigênio e considerando-se a constante universal dos gases igual a $0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1}\text{K}^{-1}$, a pressão necessária de $\text{O}_2(\text{g})$ a 27°C será, aproximadamente, de:

- (a) 2,73 atm
- (b) 5,46 atm
- (c) 8,20 atm
- (d) 54,60 atm
- (e) 82,00 atm

30 Fuvest 2007 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 20.000 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%

Texto para a questão 31.

Eles estão de volta! Omar Mitta, vulgo Rango, e sua esposa Dina Mitta, vulgo Estrondosa, a dupla explosiva que já resolveu muitos mistérios utilizando o conhecimento químico (vestibular UNICAMP 2002). Hoje estão se preparando para celebrar uma data muito especial. Faça uma boa prova e tenha uma boa festa depois dela. Embora esta prova se apresente como uma narrativa ficcional, os itens a e b em cada questão devem, necessariamente, ser respondidos.

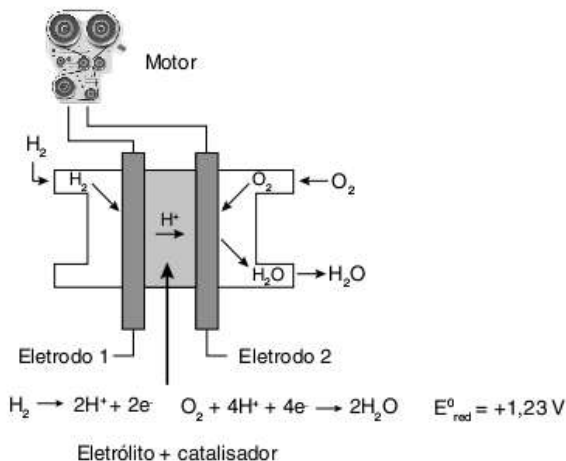
Após a limpeza do banheiro, Rango foi à sala e removeu todos os móveis e, de tão feliz e apaixonado, começou a cantarolar: "Beijando teus lindos cabelos, Que a neve do tempo marcou... Estavas vestida de noiva, Sorrindo e querendo chorar..." De repente, volta à realidade lembrando que tinha que limpar aquela sala de 50 m² 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 21.000 Pa), sem medicação. Ah, se eu fosse tão leve quanto o ar dessa sala!", pensava Rango...

31 Unicamp 2008

- 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 Pa m³ mol⁻¹ K⁻¹, T/K = 273 + t/°C; o ar é composto de, aproximadamente, 78% em massa de nitrogênio, 21% de oxigênio, 1,0% de argônio.

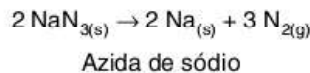
32 UFRJ 2007



Um protótipo de carro movido a hidrogênio foi submetido a um teste em uma pista de provas. Sabe-se que o protótipo tem um tanque de combustível (H₂) com capacidade igual a 164 litros e percorre 22 metros para cada mol de H₂ consumido. No início do teste, a pressão no tanque era de 600 atm e a temperatura igual a 300 K.

Sabendo que, no final do teste, a pressão no tanque era de 150 atm e a temperatura igual a 300 K, calcule a distância, em km, percorrida pelo protótipo.

33 UFRN Em todo o mundo, os índices de acidentes de trânsito têm levado os órgãos responsáveis a tomar medidas reguladoras, entre elas campanhas educativas. Paralelamente, a indústria automobilística desenvolveu o *air bag*, um balão que infla rapidamente para diminuir o impacto do passageiro com as partes internas do veículo. Em caso de colisão, a reação química principal a ocorrer no interior do balão é:



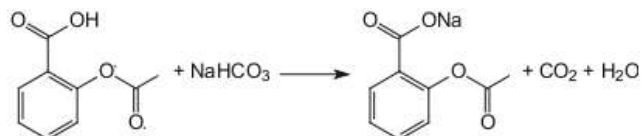
A massa de azida de sódio necessária para produzir gás suficiente que ocupe um balão com 74 litros de volume, a uma temperatura de 27 °C e 1,0 atm de pressão, é aproximadamente:

- (a) 130 g (c) 195 g
(b) 1.440 g (d) 65 g

34 UFTM 2012 A Aspirina® C é um medicamento indicado para o alívio sintomático da dor de cabeça, dor muscular e febre causadas por gripes e resfriados. É apresentada na forma de comprimido efervescente contendo 400 mg de ácido acetilsalicílico (180 g . mol⁻¹), além de ácido ascórbico e outras substâncias, como bicarbonato de sódio (84 g . mol⁻¹) e sacarina sódica.

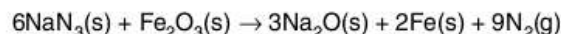
Disponível em: <http://www4.anvisa.gov.br>. (Adapt.).

A reação do ácido acetilsalicílico com bicarbonato de sódio é apresentada na equação.



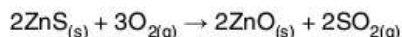
- a) Calcule a massa aproximada de bicarbonato de sódio necessária para reagir completamente com o ácido acetilsalicílico presente no comprimido.
b) Calcule o volume máximo de gás carbônico a 300 K e 1,0 atm que pode ser obtido a partir da reação de 90 g de ácido acetilsalicílico com excesso de bicarbonato de sódio. Considere R igual a 0,08 atm . L . K⁻¹ . mol⁻¹.

35 Unesp Os automóveis modernos estão equipados com *air bags* (bolsas de ar) para proteger os ocupantes em caso de colisão. Muitos deles são inflados com nitrogênio, N₂, gás liberado na reação muito rápida entre azida de sódio, NaN₃, e o óxido de ferro III, iniciada por centelha elétrica. A equação para a reação é:



- a) Quantos mols de azida de sódio serão necessários para produzir 73,8 litros de nitrogênio (volume do *air bag* cheio) a 27 °C e 1 atm de pressão?
Dado: R = 0,082 atm . L/mol . K.
b) Nesta mesma temperatura, qual será a pressão interna do *air bag* após a reação se, durante uma colisão, este for comprimido a um terço do seu volume?

36 UFSC 2007 A 0 °C e 1 atm, 19,5 g de sulfeto de zinco puro reagem estequiometricamente com oxigênio, de acordo com a reação:

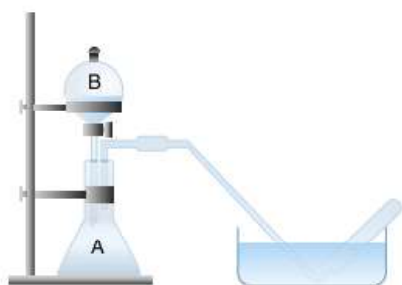


Assumindo comportamento ideal, o volume (em L) de SO₂ gerado será de aproximadamente:

Dado: R = 0,082 atm . L . mol⁻¹ . K⁻¹.

- (a) 1,1
- (b) 2,2
- (c) 3,3
- (d) 4,5
- (e) 5,6

37 UFSCar Em uma aula de laboratório de química, um aluno montou a seguinte aparelhagem:



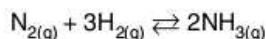
No frasco de Kitassato (A) foram colocados 32,7 g de zinco metálico e no funil de separação (B) foi adicionada solução de ácido clorídrico concentrado. Ao abrir cuidadosamente a válvula do funil, o ácido reagiu com o zinco, produzindo um gás que foi coletado em tubos de ensaios contendo água destilada dentro de cuba cheia de água.

- a) Considere que o zinco reage completamente com o ácido clorídrico em excesso e que não há perda na coleta do gás. Escreva a equação balanceada da reação química e calcule o volume, em litros, de gás a 300 K e 0,82 atm de pressão.
- b) O gás produzido é praticamente insolúvel em água. Justifique essa propriedade.

Dados: Zn = 64,5 g/mol; equação dos gases ideais: PV = nRT; R = 0,082 atm . L . mol⁻¹ . K⁻¹.

Volume molar

38 UFSM A amônia (NH₃) é uma fonte de nitrogênio para as plantas. A amônia usada nos fertilizantes é obtida em escala industrial pelo processo Haber:



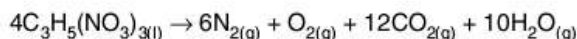
Segundo a equação, para a produção de 2.240 L de amônia, o volume de N_{2(g)} nas CNTP é, em L:

- (a) 560
- (b) 1.120
- (c) 2.240
- (d) 3.360
- (e) 4.480

39 UEPG 2011 Considere a seguinte reação balanceada em fase gasosa: 1 N_{2(g)} + 3 H_{2(g)} → 2 NH_{3(g)}. De acordo com essa reação, assinale o que for correto. Dados: N = 14 e H = 1,0.

- 01 6 mols de H₂ e 2 mols de N₂ formam 4 mols de NH₃.
 - 02 1 mol de N₂ forma 17,0 g de NH₃.
 - 04 A molécula de NH₃ apresenta em porcentagem de massa 82,4% de N e 17,6% de H.
 - 08 De acordo com as CNTP, se forem utilizados 22,4 litros de N₂ na reação serão também necessários 22,4 litros de H₂.
 - 16 1 mol de H₂ apresenta 2 átomos de hidrogênio.
- Soma =

40 UFC 2010 A reação de explosão da nitroglicerina acontece quando este composto é submetido a uma onda de choques provocada por um detonador, causando sua decomposição de acordo com a reação:



Considerando que esta reação ocorre a 1,0 atm e a 298,15 K e que os gases gerados apresentam comportamento ideal, assinale a alternativa que corretamente indica o volume total (em L) de gás produzido quando ocorre a explosão de quatro moles de nitroglicerina.

Dado: R = 0,082 atm L mol⁻¹ K⁻¹.

- (a) 509
- (b) 609
- (c) 709
- (d) 809
- (e) 909

Texto para a questão 41.

Durante a digestão dos animais ruminantes ocorre a formação do gás metano (constituído pelos elementos carbono e hidrogênio) que é eliminado pelo arroteo do animal.

41 Puccamp

Considerando 1,6 . 10⁸ cabeças de gado, cada cabeça gerando anualmente cerca de 50 kg de gás metano, pode-se afirmar que o volume produzido desse gás, nas condições ambiente de temperatura e pressão, nesse tempo, é da ordem de:

Dados:
 Massa molar do metano = 16 g/mol;
 Volume molar de gás nas condições ambiente = 25 L/mol.

- (a) 1 . 10⁶ L
- (b) 5 . 10⁹ L
- (c) 1 . 10¹⁰ L
- (d) 5 . 10¹¹ L
- (e) 1 . 10¹³ L

42 ITA Uma mistura de 300 mL de metano e 700 mL de cloro foi aquecida no interior de um cilindro provido de um pistão móvel sem atrito, resultando na formação de tetracloreto de carbono e cloreto de hidrogênio. Considere todas as substâncias no estado gasoso e temperatura constante durante a reação.

Assinale a opção que apresenta os volumes corretos, medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão, das substâncias presentes no cilindro após reação completa.

	Volume metano (mL)	Volume cloro (mL)	Volume tetracloreto de carbono (mL)	Volume cloreto de hidrogênio (mL)
(a)	0	0	300	700
(b)	0	100	300	600
(c)	0	400	300	300
(d)	125	0	175	700
(e)	175	0	125	700

Densidade

43 UFMG Um balão de borracha, como os usados em festas de aniversário, foi conectado a um tubo de ensaio, que foi submetido a aquecimento. Observou-se, então, que o balão aumentou de volume.

Considerando-se essas informações, é correto afirmar que o aquecimento:

- (a) diminui a densidade do gás presente no tubo.
- (b) transfere todo o gás do tubo para o balão.
- (c) aumenta o tamanho das moléculas de gás.
- (d) aumenta a massa das moléculas de gás.

44 ITA 2009 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 à 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 à temperatura constante, sua densidade deve diminuir.

45 Fatec 2007 Considere o texto a seguir.

Cavendish ficou intrigado pelo gás que era produzido quando certos ácidos reagem com metais. [...] Descobriu que esse novo gás tinha uma densidade de apenas 1/14 da do ar. Observou também que, quando uma chama era introduzida numa mistura desse gás com ar, o gás pegava fogo. Por isso chamou-o de "ar inflamável dos metais". [...] Cavendish pensou que o ar inflamável vinha de fato dos metais, não do ácido. Como a maioria dos químicos, seus contemporâneos, ele também aceitava a teoria do flogístico, acreditando que os metais eram uma combinação de cinza metálica e flogístico. Isso, juntamente com a leveza e inflamabilidade excepcionais do "ar inflamável", o levou à conclusão sensacional de que havia conseguido isolar o flogístico.

Paul Strathern. O sonho de Mendeleiev.

As informações contidas no texto permitem concluir que o gás observado por Cavendish era o:

- (a) O_2
- (b) N_2
- (c) H_2
- (d) CO_2
- (e) CH_4

46 Unicamp 2007 As frutas são produtos agrícolas de grande importância comercial e nutricional. Em sua comercialização, podem ocorrer problemas de transporte, de conservação e de consumo. Para evitar danos de armazenamento e transporte, elas são colhidas ainda verdes. Sendo, neste estágio, impróprias para o consumo. Por dádiva da natureza, algumas dessas frutas amadurecem mesmo após a colheita. Esse processo pode ser controlado artificialmente. Essas frutas a que se faz alusão, quando colocadas em um recinto fechado, e tratadas com etileno ou acetileno gasosos, têm seu processo de amadurecimento acelerado. Esse fato é conhecido desde 1940, quando se descobriu que a liberação de gás etileno pelas frutas cítricas é essencial para o seu amadurecimento.

- a) Em vista dessas informações, que procedimento muito simples você poderia utilizar em sua casa para acelerar o amadurecimento de frutas cítricas? Descreva resumidamente o procedimento.
- b) Dispondo-se de carbeto de cálcio, é possível utilizá-lo para acelerar o amadurecimento de frutas? Justifique esta afirmação com uma equação química.
- c) Os dois gases apresentados no texto, sob mesma condição de temperatura e pressão, têm densidades muito próximas, mas um deles é mais denso. Qual é o mais denso? Justifique sua resposta.

47 Uece 2010 A massa específica ou densidade absoluta de um gás nas CNTP é 1,25 g/L. Sua massa molecular é, aproximadamente, igual à do:

- (a) monóxido de mononitrogênio.
- (b) etano.
- (c) monóxido de carbono.
- (d) sulfeto de hidrogênio.

48 Unesp 2010 As populações de comunidades, cujas moradias foram construídas clandestinamente sobre aterros sanitários desativados, encontram-se em situação de risco, pois podem ocorrer desmoronamentos ou mesmo explosões. Esses locais são propícios ao acúmulo de água durante os períodos de chuva e, sobretudo, ao acúmulo de gás no subsolo. A análise de uma amostra de um gás proveniente de determinado aterro sanitário indicou que este é constituído apenas por átomos de carbono (massa molar = 12,0 g . mol⁻¹) e de hidrogênio (massa molar = 1,0 g . mol⁻¹) e que sua densidade, a 300 K e 1 atmosfera de pressão, é 0,65 g . L⁻¹. Calcule a massa molar do gás analisado e faça a representação da estrutura de Lewis de sua molécula.

Dado: R = 0,082 L . atm . K⁻¹ . mol⁻¹.

Misturas gasosas

49 UFPB 2006 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 N_2O é usado como anestésico; o CO_2 , no combate a incêndios; o CH_4 , como combustível; o O_2 , 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.
- (b) 6, 2, 4, 1, 3.
- (c) 3, 2, 4, 1, 5.
- (d) 3, 4, 2, 1, 6.
- (e) 3, 1, 4, 2, 6.

50 Fatec 2008 Três recipientes idênticos, fechados, I, II e III, mantidos nas mesmas condições de temperatura e pressão, contêm moléculas dos gases oxigênio (O_2), monóxido de carbono (CO) e dióxido de carbono (CO_2), respectivamente. O princípio de Avogadro permite-nos afirmar que o número:

- (a) de átomos de oxigênio é maior em I.
- (b) de átomos de carbono é maior em II.
- (c) total de átomos é igual em II e III.
- (d) de moléculas é maior em III.
- (e) de moléculas é igual em I, II e III.

51 Uece 2007 Um frasco de 250 mL contém neônio a uma pressão de 0,65 atm. Um outro frasco de 450 mL contém argônio a uma pressão de 1,25 atm. Os gases são misturados a partir da abertura de uma válvula na conexão que liga os dois

recipientes. Considerando o volume da conexão desprezível e, ainda, o sistema mantido a uma temperatura constante, a pressão final da mistura de gases é, aproximadamente:

- (a) 1,03 atm
- (b) 1,90 atm
- (c) 2,06 atm
- (d) 2,80 atm

52 UEG 2011 Considere um recipiente de 6 L de capacidade e 27 °C de temperatura, o qual apresenta uma mistura de 1, 2 e 5 mols de dióxido de carbono, nitrogênio e argônio, respectivamente. A pressão exercida no recipiente, em atm, será de, aproximadamente:

Dado: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

- (a) 4,1
- (b) 8,2
- (c) 20,5
- (d) 32,8

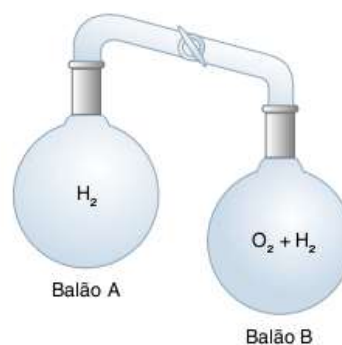
53 Uespi 2012 Uma criança com severa infecção nos brônquios apresenta problemas respiratórios, e o médico administra "heliox", uma mistura de oxigênio e hélio com 90,0% em massa de O_2 . Se a pressão atmosférica é igual a 1 atm, calcule a pressão parcial de oxigênio que foi administrada à criança.

Dados: Massas molares em $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: He = 4; O = 16.

- (a) 0,53 atm
- (b) 0,60 atm
- (c) 0,69 atm
- (d) 0,75 atm
- (e) 0,82 atm

54 UFG 2010 Em um laboratório, é realizado o seguinte experimento a 300 K: dois balões de 2 litros cada são conectados por uma torneira, conforme ilustra a figura a seguir.

Dado: $R = 0,082 \text{ L atm/ K mol}$.



O balão A contém 1 atm de H_2 e o balão B, 0,5 atm de O_2 e 0,5 atm de H_2 . Admitindo-se comportamento ideal dos gases e que não ocorra nenhuma reação química, calcule a pressão parcial dos gases em equilíbrio, após se abrir a torneira.

55 UFPE Dois frascos, contendo diferentes gases que não reagem entre si, são interligados através de uma válvula. Sabendo-se que:

- não há variação de temperatura,
- a pressão inicial do gás A é o triplo da pressão inicial do gás B,
- o volume do frasco A é o dobro do frasco B, qual será a pressão do sistema (frasco A + B) quando a válvula for aberta?

- (a) O dobro da pressão do frasco B.
- (b) $\frac{7}{3}$ da pressão do frasco B.
- (c) $\frac{5}{3}$ da pressão do frasco B.
- (d) $\frac{2}{3}$ da pressão do frasco A.
- (e) $\frac{1}{3}$ da pressão do frasco A.

56 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.

Efusão e difusão

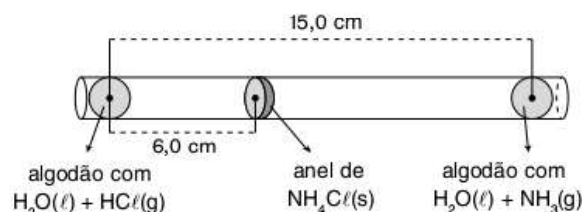
57 Uece 2008 A partir das pesquisas de Robert Boyle (1627-1691), foi possível estabelecer a teoria cinético molecular dos gases. Essa teoria afirma que:

- (a) todos os choques entre as partículas de um gás ideal e as paredes do recipiente são perfeitamente elásticos.
- (b) nas mesmas condições de temperatura e pressão, as velocidades de difusão de dois gases são diretamente proporcionais às raízes quadradas de suas densidades.
- (c) um mol de qualquer gás, nas condições padrões de temperatura e pressão (CPTP), ocupa um volume de 22,4 L.
- (d) à temperatura constante, o volume de uma massa de gás é diretamente proporcional à sua pressão.

58 UEL Os gases do estômago, responsáveis pelo arrotto, apresentam composição semelhante a 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) $N_2, O_2, CO_2, H_2, CH_4$
- (b) $H_2, N_2, O_2, CH_4, CO_2$
- (c) $H_2, CH_4, N_2, O_2, CO_2$
- (d) $CO_2, O_2, N_2, H_2, CH_4$
- (e) $CH_4, CO_2, N_2, O_2, H_2$

59 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 anterior. 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 $NH_4Cl(s)$ 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:

$$\frac{\text{velocidade de difusão do } NH_3(g)}{\text{velocidade de difusão do } HCl(g)} = \sqrt{\frac{\text{massa molar do } HCl}{\text{massa molar do } NH_3}}$$

Considere que se queira determinar a massa molar do HCl . Caso o algodão embebido de solução aquosa de $NH_3(g)$ seja colocado no tubo um pouco antes do algodão que libera $HCl(g)$ (e não simultaneamente), como isso afetará o valor obtido para a massa molar do HCl ? Explique.

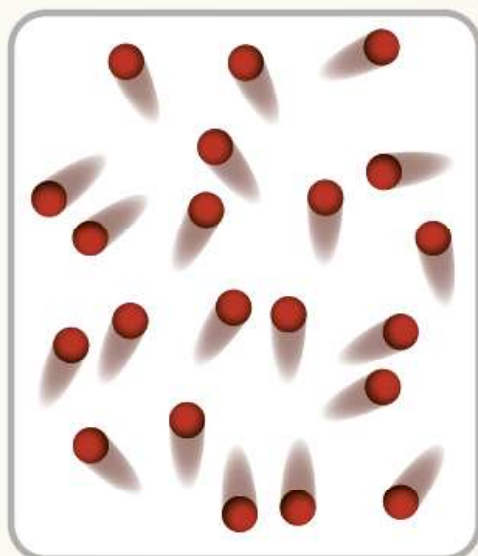
60 CEFET-CE Considere os gases NH_3 e CO_2 nas mesmas condições de pressão e temperatura. Podemos afirmar corretamente que a relação entre as velocidades de difusão destes, v_{NH_3}/v_{CO_2} , é igual a:

Dados: Massas Molares: $C = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $O = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $N = 14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $H = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- (a) 2,0
- (b) 1,6
- (c) 1,4
- (d) 0,6
- (e) 1,0

TEXTOS COMPLEMENTARES

Modelo cinético molecular dos gases



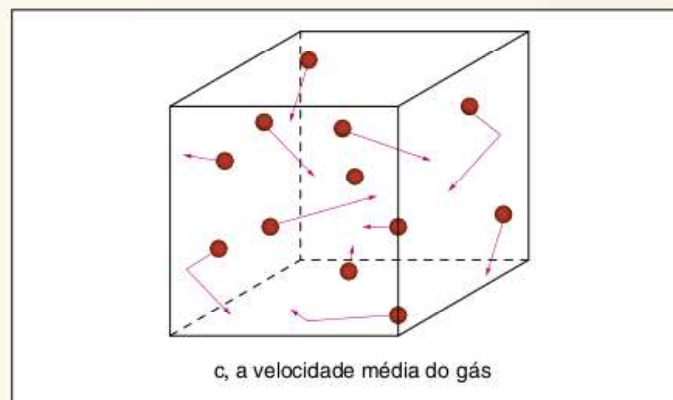
Uma das funções da físico-química é a de, baseada em observações experimentais, desenvolver **modelos teóricos** que justifiquem essas observações. Além de explicar fatos conhecidos, tais modelos devem **prever o comportamento do sistema** em situações diferentes, passíveis de comprovação experimental. É o que faz o modelo cinético dos gases, também conhecido como **Teoria cinética molecular dos gases (KMT)**.

Até então, vimos as propriedades dos gases sempre com **enfoque macroscópico**. A KMT surgiu no final do século XIX, quando a **teoria atômica** já estava bem difundida. E este modelo tenta **explicar o comportamento macroscópico dos gases com base nas propriedades microscópicas da matéria**. Em outras palavras, o modelo caracteriza, por meio das propriedades individuais das partículas que compõem o gás, o comportamento esperado para uma grande quantidade deste.

Como vimos anteriormente, este modelo assume que (I) um gás é feito de partículas que estão em constante movimento aleatório; (II) o tamanho das partículas é negligenciável se comparado à distância entre elas; (III) não há forças atrativas ou repulsivas entre as partículas ou mesmo entre estas e as paredes do recipiente que as contém; (IV) as colisões entre as partículas são perfeitamente elásticas; (V) a energia total de uma amostra de gás é igual à soma das energias cinéticas individuais de cada partícula presentes e a energia cinética média das partículas é proporcional à temperatura do gás.

Vamos ilustrar como o modelo define algumas propriedades macroscópicas dos gases que já conhecemos.

(T) Temperatura



Em uma amostra de gás, as moléculas se movem em sentidos e velocidades aleatórias. Por isso, a velocidade média precisa ser definida como a média dos módulos das velocidades individuais ou a raiz quadrada do somatório dos quadrados das velocidades de cada uma das moléculas dividida pelo número de moléculas, tal como mostra a equação a seguir:

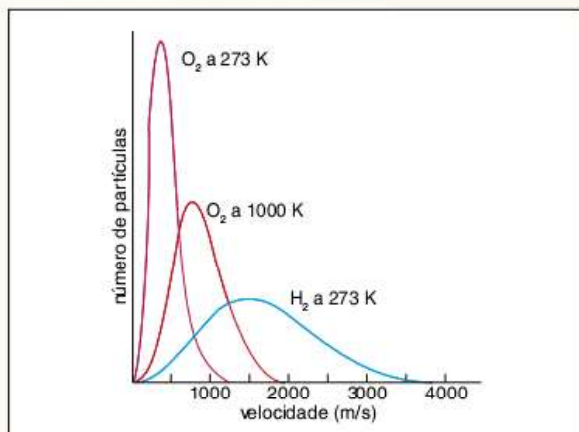
$$c = \frac{(\langle v_1 \rangle^2 + \langle v_2 \rangle^2 + \langle v_1 \rangle^2 + \dots + \langle v_N \rangle^2)^{\frac{1}{2}}}{N}$$

Desta forma, a energia cinética média das partículas é dada por:

$$\langle E_{\text{cin}} \rangle = \frac{mc^2}{2}$$

A hipótese de que as forças atrativas e repulsivas são nulas implica que a **energia potencial das moléculas** (a energia devida a suas posições) independe da separação entre estas e, portanto, **pode ser considerada nula**. Por isso, a energia de uma amostra de gás é simplesmente a soma das energias cinéticas de cada uma das partículas. Então, quanto mais rápido se moverem as partículas, maior será a energia total do gás. Ocorre que a velocidade média das partículas (veremos a seguir) é diretamente proporcional à temperatura da amostra. Portanto, podemos concluir: **um aumento de temperatura provoca um aumento na velocidade média das partículas e, conseqüentemente, um aumento na energia do gás**. Logo, a energia de um gás é proporcional a sua temperatura.

Outra forma de ver esta relação é a seguinte: para a KMT, a **temperatura de um gás é, na verdade, uma escala que indica a velocidade média das moléculas presentes na amostra**. Isto significa que **se dois gases estão em equilíbrio térmico, a energia cinética média de ambos é também igual**. Veremos adiante que isto é a causa das diferenças nas velocidades de efusão e difusão dos gases.



Em uma amostra de gás a determinada temperatura, sempre há moléculas muito rápidas e também moléculas muito lentas, pois o movimento é aleatório. **O modelo cinético prevê uma curva de distribuição de velocidades das partículas em função da temperatura.**

A figura acima traz 3 curvas de distribuição de velocidades. As duas primeiras são da mesma substância, em duas temperaturas diferentes. Repare que quando **a temperatura aumenta, a velocidade média do oxigênio aumenta também**. Entretanto, há sempre moléculas lentas, mesmo em temperaturas elevadas.

Outra constatação surge quando comparamos as curvas para dois gases diferentes na mesma temperatura. **O gás hidrogênio apresenta uma distribuição indicando velocidade média maior do que a do gás oxigênio**. Isto porque a massa molar do hidrogênio é menor.

(p) Pressão

Para o modelo cinético dos gases, **a pressão é fruto das colisões das moléculas do gás contra as paredes do recipiente**. Cada colisão dá uma pequena força contra a parede do recipiente; mas, como ocorrem bilhões de colisões a cada segundo, as paredes experimentam uma força constante, resultando em uma pressão estável do gás. De acordo com este modelo, a pressão pode ser descrita da seguinte maneira:

$$p = \frac{nMc^2}{3V}$$

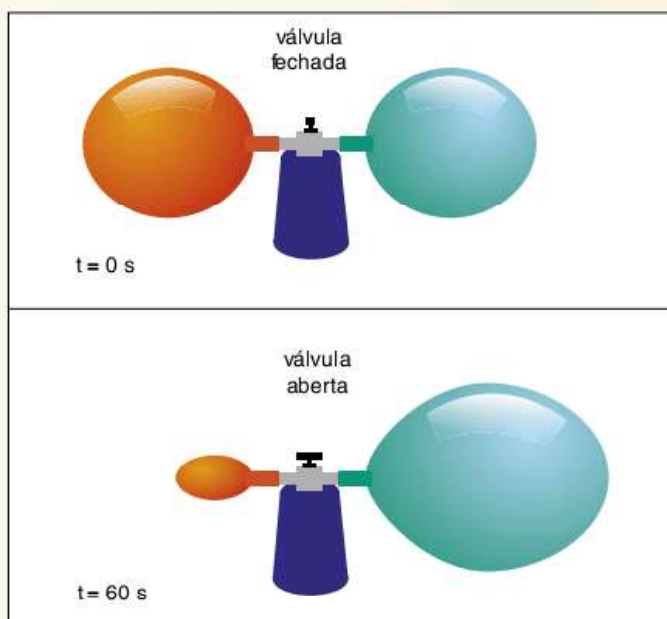
Esta equação se assemelha à equação dos gases, pois podemos expressá-la como $pV = \frac{nMc^2}{3}$. Desta maneira, como sabemos que $PV = nRT$, podemos dizer que $nRT = \frac{nMc^2}{3}$.

Com isso, obtemos **uma expressão para a velocidade média c**:

$$c = \left(\frac{3RT}{M} \right)^{\frac{1}{2}}$$

Esta expressão nos diz que **a velocidade média c é proporcional à raiz quadrada da temperatura**, e c diminui com o aumento da massa molar. Isto ocorre na mesma razão $(M)^{1/2}$ que o observado empiricamente por Graham.

Efusão e difusão de gases



No experimento acima, ocorre algo bizarro: após a abertura da válvula, o balão murcho fica ainda mais murcho e o balão cheio ainda mais cheio. Isto é uma consequência da Lei de Graham: ocorre porque o gás do balão azul é o hélio, de menor massa molar que o gás do balão vermelho, o nitrogênio. Logo, a velocidade de efusão do gás do balão azul por meio da válvula é maior do que a do gás do balão vermelho.

A observação empírica feita por Graham dizia que **a velocidade de difusão (passagem do gás para outro meio) ou efusão (passagem do gás por um orifício ou barreira) de um gás era inversamente proporcional ao quadrado de sua massa molar**. Ou seja, quanto mais pesado for o gás, menor sua velocidade de efusão. O modelo cinético chega quantitativamente ao mesmo resultado.

Anteriormente, falamos que se dois gases estão em equilíbrio térmico, suas energias cinéticas médias são iguais. Então, vamos comparar as velocidades de efusão de dois gases na mesma temperatura, o gás (A) e o gás (B).

Com base na definição de energia cinética, temos que:

$$m_{(A)} \cdot c_{(A)}^2 = m_{(B)} \cdot c_{(B)}^2$$

Portanto, a relação entre as velocidades de A/B pode ser dada por:

$$\frac{c_{(A)}}{c_{(B)}} = \left(\frac{m_{(B)}}{m_{(A)}} \right)^{\frac{1}{2}}$$

Isto é, se a massa molar de B for maior do que a massa molar de A, a velocidade de A será maior (razão maior do que 1) do que a velocidade de B.

λ e z: Colisões moleculares

Como falamos anteriormente, o modelo cinético afirma que as moléculas do gás colidem (elasticamente) com outras e com as paredes do recipiente. Veremos agora que o modelo oferece ferramentas quantitativas para avaliar as colisões, através de parâmetros como **o caminho médio percorrido pelas moléculas até uma colisão (λ)**, a **frequência de colisões (z)** e o **intervalo médio de tempo entre duas colisões (λ/z)**.

De acordo com a KMT, o caminho livre e a frequência de colisões são definidos como:

$$\lambda = \frac{RT}{2^2 n_A \sigma p} \quad z = \frac{1}{RT} 2^2 N_A \sigma c p$$

em que σ é a seção transversal de choque da molécula (πd^2). De acordo com estas equações, podemos perceber que:

- a) λ é inversamente proporcional a p : quanto maior a pressão, menor é a distância percorrida por uma molécula antes da colisão;

- b) λ é inversamente proporcional a σ : moléculas menores percorrem distâncias maiores antes da colisão;
- c) z é proporcional a p : em um gás pressurizado, a frequência de choques é maior

Outra observação: para um gás real ter comportamento de gás perfeito (ou ideal), é necessário um requisito básico: $\lambda \gg \sigma$. Desta maneira, o espaço entre as partículas é muito maior do que o tamanho das mesmas.

Edson Minatti. (Editor). "5 - Modelo cinético molecular dos gases". Revista de Química da UFSC. Disponível em: <www.qmc.ufsc.br/quimica/pages/aulas/gas_page5.html >.

Os gases reais e a equação de estado de van der Waals

O comportamento dos gases reais parece obedecer muito bem às leis empíricas dos gases ideais nas condições ambientais. Isto porque a pressão atmosférica é baixa. Mas, em condições mais extremas, de elevadas pressões ou baixas temperaturas, o comportamento foge muito do previsto pela lei dos gases ideais.

A causa disso pode ser ao menos uma das 3 propriedades que são exclusivas dos gases reais:

- a) as partículas dos gases reais têm volume não negligenciável;
- b) as forças atrativas e repulsivas existem e influenciam nos valores de V e p ;
- c) os gases reais podem mudar de estado físico para uma fase condensada.

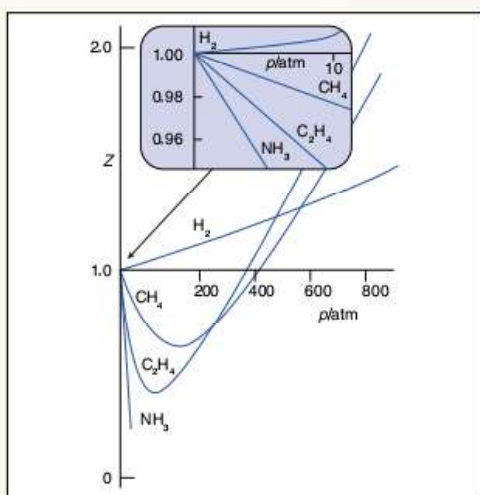
Uma forma de acompanhar o desvio da idealidade de um gás real é o parâmetro Z , ou fator de compressibilidade Z , que é a razão entre o volume real e o volume que seria ocupado caso fosse um gás ideal nas mesmas condições de (T, p) e é definido pela equação a seguir:

$$Z = \frac{V_m}{V_m^o}$$

Em que V_m = Volume molar do gás real e

V_m^o = volume molar do gás ideal (ou RT/p).

Se o desvio da idealidade for nulo, então $V_m = V_m^o$ e $Z = 1$; se o volume molar do gás real for menor do que o volume molar do gás ideal, então $Z < 1$; se $Z > 1$, significa que o volume real foi maior do que o ideal.

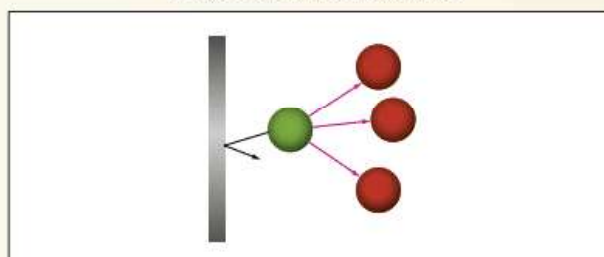


A figura apresentada ilustra experimentos em que Z foi medido para vários gases em função da pressão. A primeira observação é que o valor de Z tende a 1 (para todos os gases) quando a pressão tende a zero. Isto é, um gás a baixa pressão tem comportamento quase ideal. A explicação pode ter origem na Teoria cinética molecular dos gases (KMT): a baixas pressões, o valor de λ (caminho médio percorrido por uma molécula antes de uma colisão) é bastante alto. Isso faz com que o gás atenda a um dos quesitos da idealidade (espaço entre as partículas muito maior do que tamanho destas).

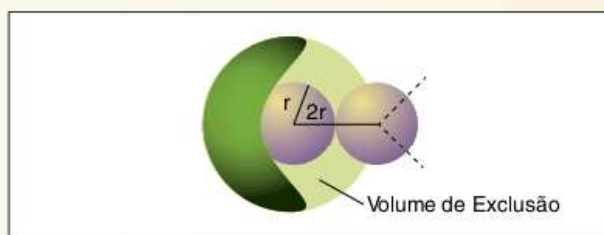
Outra observação importante: quando a pressão é bastante alta, todos os gases têm $Z > 1$, indicando o domínio das forças repulsivas. De acordo com a KMT, com o aumento da pressão, o caminho λ diminui e a frequência de colisões z aumenta. As forças repulsivas forçam o gás a tomar um volume pouco maior do que aquele esperado para o gás ideal (em que as forças repulsivas não existem).

Já em pressões intermediárias, o valor de $Z < 1$ indica que o domínio é das forças atrativas. A atração mútua exercida pelas moléculas faz o volume "encolher", ficando menor em comparação ao volume ideal.

Forças atrativas e repulsivas

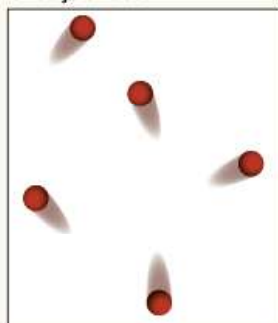


O resultado das forças atrativas (bolas vermelhas atraem a verde) é a diminuição tanto da pressão como do volume do gás.



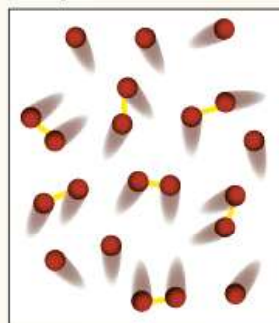
Devido ao fato de as moléculas do gás real terem volume e devido às forças repulsivas, surge nesses gases um efeito de aumento de pressão e de volume.

Situação ideal



> pressão baixa
> temperatura alta

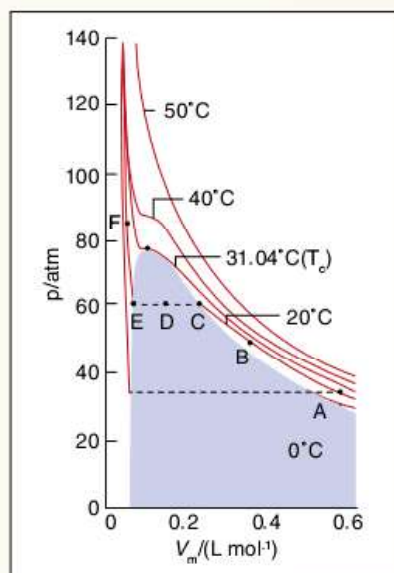
Situação não ideal



> alta pressão
> temperatura baixa

Outra propriedade dos gases reais é a capacidade de se condensarem, para formar um líquido ou um sólido. O aumento da pressão ou a diminuição da temperatura pode provocar a condensação do gás.

A figura a seguir ilustra experimentos onde o volume foi medido para pressões diferentes do gás CO_2 , em várias temperaturas. As isotermas de temperatura elevada em muito se assemelham às isotermas de Boyle. Mas à medida em que a temperatura é diminuída, um fato muito estranho acontece: A isoterma de 20°C , mostra que, do ponto C até o ponto E, a diminuição de volume ocorre sem nenhum aumento da pressão; isso porque o gás está se condensando. Como o líquido é muito mais denso, o volume diminui. Após o ponto E, qualquer diminuição do volume requer quantidade infinita de pressão; a compressibilidade do líquido é muito baixa.



Mas na temperatura de $31,04^\circ\text{C}$, a condensação deixa de existir e o gás não pode ser mais liquefeito pelo simples aumento da pressão. Esta é a temperatura crítica (T_c) do gás. A partir desta temperatura, o gás não pode ser liquefeito e é chamado de gás permanente.

Como nesta temperatura o gás tem propriedades distintas, é chamado de fluido supercrítico. Atualmente, os fluidos supercríticos são muito empregados na indústria química. O CO_2 supercrítico, por exemplo, é usado na extração da cafeína para o preparo do café descafeinado.

Descobertos os desvios da idealidade, muitos foram os físicos, matemáticos e físico-químicos que tentaram descrever uma nova equação de estado para gases reais. A mais famosa delas, sem dúvida, é a equação de estado dos gases reais de van der Waals.

$$\left[p + a \left(\frac{n}{V} \right)^2 \right] \left(\frac{V}{n} - b \right) = RT$$

Johannes D. van der Waals propôs uma modificação da lei geral dos gases, levando em conta o tamanho das partículas e as interações intermoleculares.



REPRODUÇÃO

Essa equação foi proposta em sua tese de doutorado, em 1873. Basicamente, apenas duas correções foram feitas: o termo

$+a \left(\frac{n}{V} \right)^2$ corrige a diminuição da pressão devido a forças atrativas, enquanto o termo $-b$ corrige o volume devido ao tamanho das moléculas do gás real.

Os termos a e b são chamados coeficientes de van der Waals e são determinados experimentalmente pelo ajuste de isotermas de van der Waals com dados experimentais. A tabela a seguir apresenta os valores dos coeficientes de van der Waals para alguns gases.

Coeficientes de van der Waals		
Gás	$a(\text{Pa m}^3)$	$b(\text{m}^3/\text{mol})$
He	$3,46 \cdot 10^{-3}$	$23,71 \cdot 10^{-6}$
Ne	$2,12 \cdot 10^{-2}$	$17,10 \cdot 10^{-6}$
H_2	$2,45 \cdot 10^{-2}$	$26,61 \cdot 10^{-6}$
CO_2	$3,96 \cdot 10^{-1}$	$42,69 \cdot 10^{-6}$
H_2O	$5,47 \cdot 10^{-1}$	$30,52 \cdot 10^{-6}$

Anteriormente dissemos que o coeficiente a está associado às forças intermoleculares presentes no gás real. Compare os valores de a dos gases He e H_2O . O coeficiente a da água é mais de 100 vezes maior do que o do hélio. Isto indica uma interação intermolecular muito mais forte nas moléculas de H_2O do que nos átomos de He. Da mesma forma, se compararmos o coeficiente b de CO_2 e H_2 , veremos que o b é maior para o gás carbônico, que obviamente possui uma molécula também maior. Como falamos anteriormente, o b está relacionado ao tamanho das moléculas.

A equação de van der Waals é magnífica não somente por sua simplicidade, mas também pela capacidade de prever o comportamento dos gases reais com fidelidade, prevendo até mesmo o fenômeno da condensação e a temperatura crítica.

A equação de van der Waals pode ser expressa em termos de volume molar (V/n), resultando na seguinte expressão:

$$p = \frac{RT}{V_m - b} - \frac{a}{V_m^2}$$

Perceba alguns significados desta equação:

- a) Em T elevada e V_m grande, as isotermas de van der Waals coincidem com as isotermas do gás perfeito. Quando T é alta, RT é muito grande se comparado ao valor do segundo termo da equação de van der Waals; se o V_m for grande, $V_m \gg b$ no primeiro termo.

- b) Os líquidos e os gases coexistem quando os efeitos de coesão e os de dispersão estão equilibrados. As ondulações ocorrem quando os dois termos da equação têm grandezas semelhantes. O primeiro provém da energia cinética e interações repulsivas; o segundo representa o efeito das interações atrativas.
- c) As coordenadas críticas podem ser obtidas através das constantes de van der Waals. As isotermas oscilam quando $T < T_c$; quando $T \approx T_c$ elas convergem e em $T = T_c$ a curva tem uma inflexão típica, com primeira e segunda derivadas nulas. As coordenadas podem ser calculadas através destas derivadas.

Edson Minatti. (Ed.). "6 - Os Gases Reais e a equação de estado de Van Der Waals". *Revista de Química da UFSC*. Disponível em: <www.qmc.ufsc.br/quimica/pages/aulas/gas_page6.html>. (Adapt.).

RESUMINDO

- **Gás ideal**
 - Formado por partículas de tamanho desprezível.
 - Interações entre as partículas são desprezíveis.
 - Choque entre partículas e parede do recipiente 100% elásticos.
 - Movimento retilíneo e caótico em todas as direções.
- **Variáveis de estado**
 - Pressão: $1 \text{ atm} = 1,01325 \cdot 10^5 \text{ N/m}^2 = 760 \text{ mmHg} = 14,7 \text{ lb/pol}^2$
 - Volume: $1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$; $1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L}$; $1 \text{ m}^3 = 1.000 \text{ L}$
 - Temperatura: $T(\text{K}) = t(^{\circ}\text{C}) + 273$
- **Transformação isotérmica – Lei de Boyle:** à temperatura constante, o volume ocupado por um gás é inversamente proporcional à sua pressão.

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$
- **Transformação isobárica – Lei de Charles:** à pressão constante, o volume ocupado por uma amostra de gás é diretamente proporcional a sua temperatura na escala Kelvin.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$
- **Transformação isométrica – Lei de Gay-Lussac:** a volume constante, a pressão de uma amostra de gás é diretamente proporcional a sua temperatura na escala Kelvin.

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$
- **Equação geral dos gases (Cálculos combinados):**

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$
- **Princípio de Avogadro:** volumes iguais de gases diferentes contêm números iguais de moléculas quando medidos nas mesmas condições de pressão e temperatura.
- **Equação de Clapeyron:** $PV = nRT$.
- **Volume molar:** é o volume ocupado por 1 mol de um gás nas CNTP = 22,4 L.

- **Densidade dos gases:** é a relação entre a massa e o volume.

$$d = \frac{m}{V}; PV = nRT; n = \frac{m}{M} \Rightarrow d = \frac{PM}{RT}$$

- **Pressões parciais** (Lei de Dalton)

$$\left. \begin{array}{l} P_{H_2} V = n_{H_2} RT \\ P_{N_2} V = n_{N_2} RT \end{array} \right\} \text{pressões parciais } \therefore P_{\text{Total}} V = (n_{H_2} + n_{N_2}) RT$$

$$P_{\text{Total}} = P_A + P_B + P_C + \dots$$

- **Volumes parciais** (Lei de Amagat)

$$\left. \begin{array}{l} PV_{H_2} = n_{H_2} RT \\ PV_{N_2} = n_{N_2} RT \end{array} \right\} \text{volumes parciais } \therefore PV_{\text{Total}} = (n_{H_2} + n_{N_2}) RT$$

$$V_{\text{Total}} = V_A + V_B + V_C + \dots$$

- Fração molar de um gás em uma mistura

$$X_A = \frac{n_A}{n_{\text{Total}}} = \frac{P_A}{P_{\text{Total}}} = \frac{V_A}{V_{\text{Total}}}$$

- **Lei de efusão e difusão**

- Lei de difusão de Graham: a velocidade de difusão de um gás por meio de outro é inversamente proporcional à raiz quadrada da densidade do gás.

- Lei de efusão de Graham: a velocidade de efusão de gás por meio de um dado orifício é inversamente proporcional à raiz quadrada da densidade do gás.

$$\frac{\text{Velocidade}_A}{\text{Velocidade}_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

■ QUER SABER MAIS?



SITE

- Temperatura, pressão e volume molar.

<<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc02/atual2.pdf>>

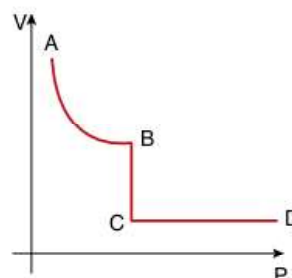
Exercícios complementares

Transformações gasosas

1 UnB-DF Um balão contendo gás oxigênio (O_2), mantido à pressão constante, tem volume igual a 10 L, a $27^\circ C$. Se o volume for dobrado, poderemos afirmar que:

- a temperatura em $^\circ C$ dobrará.
- a temperatura em K dobrará.
- a temperatura em K diminuirá à metade.
- a temperatura em $^\circ C$ diminuirá à metade.
- a temperatura em K aumentará de 273 K.

2 UFG 2006 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”.

- Associe as transformações $A \rightarrow B$; $B \rightarrow C$ e $C \rightarrow D$ às Leis correspondentes. Justifique sua resposta.
- Esboce os gráficos dessas transformações, mostrando as grandezas que sofrem variações e identificando a(s) que permanece(m) constante(s).

3 UFPE Uma certa quantidade de gás ideal ocupa 30 litros à pressão de 2 atm e à temperatura de 300 K. Que volume passará a ocupar se a temperatura e a pressão tiverem seus valores dobrados?

4 Os recipientes representados a seguir estão à mesma temperatura e possuem:

A: 6 litros com He a 1.200 mmHg.

B: 4 litros e vácuo.



Determine a pressão no sistema quando a torneira for aberta e o sistema entrar em equilíbrio, com a temperatura final igual à inicial.

5 Ufes O volume V de um gás ideal é diretamente proporcional a sua temperatura absoluta, medida em Kelvin, representado por K .

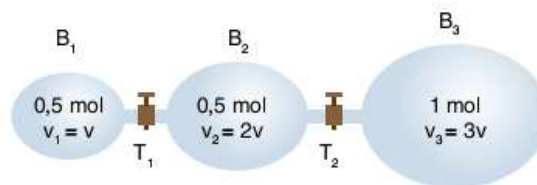
Se $V = 1.500 \text{ cm}^3$ quando $T = 300 \text{ K}$, qual será a temperatura quando o volume for 2.500 cm^3 ?

Qual será o volume quando a temperatura for 200 K ? Esboce um gráfico que represente a relação entre V e T .

6 UFJF 2007 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/pol^2 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 $1 \text{ atm} \approx 15 \text{ lb/pol}^2$.

- | | |
|--------------|--------------|
| (a) 1,90 atm | (d) 0,89 atm |
| (b) 2,11 atm | (e) 14,3 atm |
| (c) 4,50 atm | |

7 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.

8 ITA A pressão total do ar no interior de um pneu era de $2,30 \text{ atm}$, quando a temperatura do pneu era de 27°C . Depois de se rodar um certo tempo com este pneu, mediu-se novamente sua pressão e verificou-se que esta era agora de $2,53 \text{ atm}$. Supondo variação de volume do pneu desprezível, a nova temperatura será:

- $29,7^\circ\text{C}$
- $57,0^\circ\text{C}$
- 33°C
- 330°C
- Nenhuma das respostas anteriores.

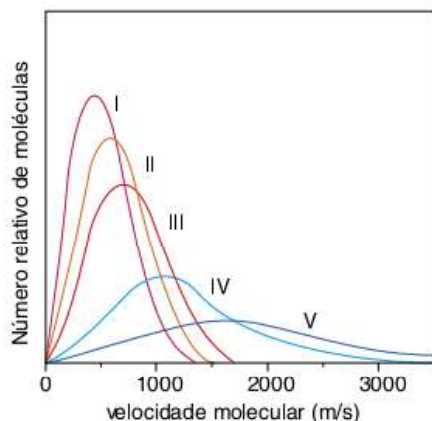
9 Unesp 2007 A maior parte dos mergulhos recreativos é realizada no mar, utilizando cilindros de ar comprimido para a respiração. Sabe-se que:

- o ar comprimido é composto por aproximadamente 20% de O_2 e 80% de N_2 em volume.
- a cada 10 metros de profundidade, a pressão aumenta de 1 atm.
- a pressão total a que o mergulhador está submetido é igual à soma da pressão atmosférica mais a da coluna de água.
- para que seja possível a respiração debaixo d'água, o ar deve ser fornecido à mesma pressão a que o mergulhador está submetido.
- em pressões parciais de O_2 acima de $1,2 \text{ atm}$, o O_2 tem efeito tóxico, podendo levar à convulsão e morte.

A profundidade máxima em que o mergulho pode ser realizado empregando ar comprimido, sem que seja ultrapassada a pressão parcial máxima de O_2 , é igual a:

- (a) 12 metros.
- (b) 20 metros.
- (c) 30 metros.
- (d) 40 metros.
- (e) 50 metros.

10 ITA 2006 A figura mostra cinco curvas de distribuição de velocidade molecular para diferentes gases (I, II, III, IV e V) a uma dada temperatura.



Assinale a opção que relaciona corretamente a curva de distribuição de velocidade molecular a cada um dos gases.

- (a) I = H_2 , II = He, III = O_2 , IV = N_2 e V = H_2O .
- (b) I = O_2 , II = N_2 , III = H_2O , IV = He e V = H_2 .
- (c) I = He, II = H_2 , III = N_2 , IV = O_2 e V = H_2O .
- (d) I = N_2 , II = O_2 , III = H_2 , IV = H_2O e V = He.
- (e) I = H_2O , II = N_2 , III = O_2 , IV = H_2 e V = He.

11 UFG 2008 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 \times volume para essas etapas do motor de Stirling.

12 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:

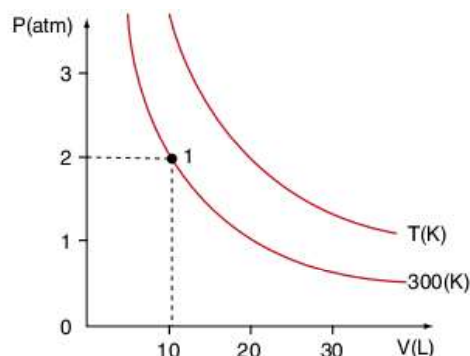
- I. Se a pressão e a temperatura forem as mesmas, as massas específicas dos gases nos recipientes 1 e 2 serão praticamente iguais.
- II. Se a pressão e a temperatura forem as mesmas, as massas específicas dos gases nos recipientes 2 e 3 serão praticamente iguais.

- 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.

13 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.

Princípio de Avogadro

14 Fuvest 2011 Maçaricos são queimadores de gás utilizados para produzir chamas de elevadas temperaturas, como as requeridas para soldar metais. Um gás combustível, muito utilizado em maçaricos, é o acetileno, C_2H_2 , sendo que a sua combustão pode ser promovida com ar atmosférico ou com oxigênio puro.

- a) Escreva a equação química balanceada da combustão completa do acetileno com oxigênio puro.
- b) Em uma oficina de solda, existem dois cilindros idênticos, um deles contendo oxigênio puro (cilindro A) e o outro, ar atmosférico (cilindro B). Sabendo que, no interior dos dois cilindros, as condições de pressão e temperatura são as mesmas, qual dos dois cilindros contém a maior massa gasosa? Explique.

- c) A temperatura da chama do maçarico é maior quando se utiliza a mistura de oxigênio e acetileno do que quando se usa a mistura de ar atmosférico e acetileno, mesmo estando os reagentes em proporção estequiométrica nos dois casos. Considerando as substâncias gasosas que recebem o calor liberado na combustão, em cada caso, explique essa diferença de temperatura.

	Massa molar g mol ⁻¹
O ₂	32
N ₂	28

15 Fatec 2007 Dois recipientes A e B, de igual capacidade (V) e à mesma temperatura (T), contêm a mesma massa (m) dos gases H₂ e Cl₂.

	A	B
	H ₂	Cl ₂
Volume	V	V
Massa	m	m
Temperatura	T	T

Dados	
Massas molares (g/mol):	
H.....	1
Cl.....	35,5

A esse respeito são feitas as afirmações.

- I. Em ambos os recipientes, a pressão exercida pelos gases H₂ e Cl₂ é a mesma.
- II. No recipiente A, que contém H₂, a pressão é maior do que no recipiente B, que contém Cl₂.
- III. Embora as massas sejam iguais, o número de partículas em A é maior do que em B.

É correto o que se afirma apenas em:

- (a) I. (c) III. (e) II e III.
 (b) I e II. (d) I e III.

Clapeyron

16 CEFET-CE Quanto aos gases, é correto afirmar que:

- (a) sob pressão de uma atmosfera e temperatura ambiente, um mol de qualquer gás ocupa o volume de 22,4 litros.
- (b) a equação de estado que relaciona volume, temperatura, pressão e massa de um gás é chamada equação de Clapeyron.
- (c) nas transformações isométricas, o volume varia, enquanto a temperatura e a pressão permanecem constantes.
- (d) a 1 atm, 760 mmHg e 273 K, o volume de um mol de gás depende de sua posição na tabela periódica.
- (e) a expressão PV = nRT representa a Lei de Boyle.

17 CEFET-CE 2007 Considere um recipiente de 20 litros, contendo uma mistura gasosa de 0,20 mol de metano (16,0 g/mol), 0,40 mol de hidrogênio (2,0 g/mol) e 0,40 mol de nitrogênio (28,0 g/mol), a 25 °C. Admitindo comportamento de gás ideal, é correta a afirmativa:

(Dado: R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹).

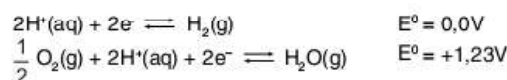
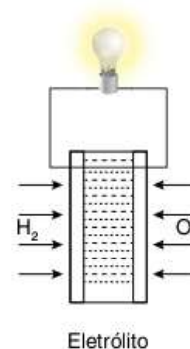
- (a) A pressão total do sistema é inferior a 1,2 atm.
- (b) Na mistura, a pressão parcial do hidrogênio é inferior à pressão parcial do nitrogênio.
- (c) A massa específica da mistura gasosa, nas condições enunciadas, será igual a 0,76 g/cm³.
- (d) Numa transformação isobárica, ao duplicar o volume do recipiente, a temperatura da mistura gasosa diminuirá aproximadamente 150 °C.
- (e) Numa transformação isotérmica, ao duplicar o volume do recipiente, a pressão parcial do hidrogênio será superior a 0,2 atm.

Texto para a questão 18.

Ao longo da história, as fontes não renováveis têm sido responsáveis pela maior parte do abastecimento mundial de energia. Como solução para a demanda energética, o hidrogênio representa a primeira fonte de energia universal, pois apesar de não existir na natureza na forma elementar, ele é o elemento mais abundante do universo e pode ser obtido de diversas matérias-primas, que são convertidas usando energia de fontes que vão desde a luz solar, força dos ventos, queda-d'água ou mesmo energia nuclear.

O gás metano, CH₄, oriundo do gás natural ou de biogás, pode ser transformado em hidrogênio por um processo chamado reforma com vapor-d'água, que consiste na reação do gás metano com vapor de água, na presença de um catalisador, produzindo os gases H₂ e CO₂.

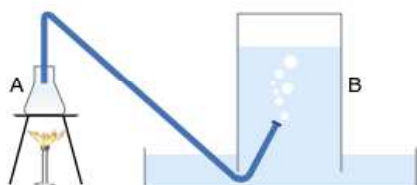
O hidrogênio pode ser armazenado ou transportado para ser convertido em energia, a partir da reação com o oxigênio do ar, em dispositivos chamados células a combustível que geram, além de energia elétrica, água e calor. A figura representa um tipo de célula a combustível. As células a combustível já existem e são empregadas para fins móveis em automóveis e ônibus, para fins estacionários, como geradores elétricos para residências e também para fins portáteis, como baterias para telefones celulares.



18 FGV 2006 Para a produção de 100 m³ de H₂ pela reforma do metano a 8,2 atm e 127 °C, a quantidade em mols de metano empregado é igual a:

- (a) 6,25 · 10³ (d) 2,50 · 10³
 (b) 6,25 · 10² (e) 1,00 · 10⁵
 (c) 2,50 · 10⁴

19 Uerj 2010 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:

- I. Volume de gás recolhido: 123 mL;
- II. Temperatura interna: 27 °C;
- III. Pressão total no nível da água: 786,7 mmHg;
- IV. Pressão de vapor da água: 26,7 mmHg.

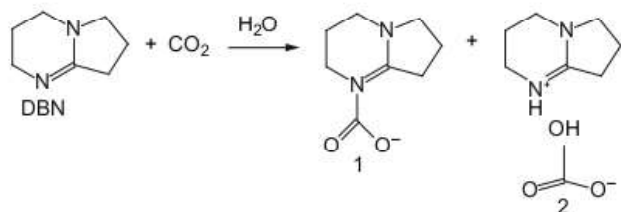
Determine a massa de oxigênio gasoso, em gramas, recolhida no frasco B, e apresente a equação química completa e balanceada correspondente a sua obtenção.

20 Unesp 2012

Armadilhas para o CO₂

Estudo de pesquisadores da Universidade Estadual Paulista, Unesp, em Presidente Prudente, abre a perspectiva de desenvolvimento de tecnologias que possibilitam capturar quimicamente o CO₂ atmosférico, o principal gás de efeito estufa.

Os pesquisadores brasileiros demonstraram que uma molécula denominada DBN, em determinadas condições de temperatura e pressão, associa-se ao dióxido de carbono, formando carbamato (1) e bicarbonato de DBN (2). O processo está esquematizado a seguir. Unesp Ciência, dez. 2011. (Adapt.).



Determine a fórmula molecular da DBN. Com base nas informações fornecidas pelo esquema da reação, e dado $R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$, calcule o volume de CO₂, em litros, que pode ser capturado na reação de 1 mol de DBN à temperatura de -23 °C e pressão de 1 atm.

21 UEM 2012 Para as situações (I) e (II) expressas abaixo, à mesma altitude, e o dado fornecido a seguir, considerando uma bexiga de borracha deformável e de massa desprezível,

hermeticamente fechada, contendo 2,0 g de gás hélio (supondo que seja um gás ideal), inicialmente a 25 °C, que pode explodir quando atingido o dobro de sua capacidade volumétrica inicial, assinale o que for correto.

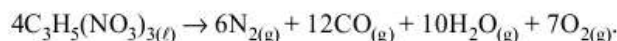
Dado: constante dos gases ideais = 0,082 atm · L/mol · K.

Situações:

- I. A bexiga permanece em repouso sobre um piso plano e horizontal, cuja área de contato entre a bexiga e o piso é 1,0 cm² e a pressão no interior da bexiga é de 2,0 atm.
 - II. Com a situação descrita em (I), é colocado sobre a bexiga um corpo de massa M. A área de contato entre a bexiga e o piso se torna igual a 10 cm² e é exatamente igual à área de contato entre o corpo e a bexiga. Considere que a face do corpo de massa M que toca a bexiga é plana e possui área sempre maior do que a área de contato entre o corpo e a bexiga.
- 01 Na situação II, seria possível calcular a massa M do corpo, se soubéssemos também a pressão interna na bexiga e a pressão atmosférica (ambiente).
 - 02 Ao aumentar-se a temperatura do sistema na situação I para 51 °C, a bexiga irá explodir.
 - 04 Ao colocar-se o corpo de massa M sobre a bexiga, mantendo-se o sistema a 25 °C, sua pressão interior deverá aumentar em virtude do aumento do volume do gás.
 - 08 O volume ocupado pelo gás hélio na situação I é, aproximadamente, de 6,1 litros.
 - 16 Na situação II, a pressão exercida pelo sistema corpo + bexiga sobre o piso é dependente da pressão atmosférica no local do experimento.

Soma =

22 EsPCEx (Aman) 2012 Dada a equação balanceada de detonação do explosivo nitroglicerina de fórmula $\text{C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3(\ell)$:



Considerando os gases acima como ideais, à temperatura de 300 Kelvin (K) e à pressão de 1 atm, o volume gasoso total que será produzido na detonação completa de 454 g de $\text{C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3(\ell)$ é:

Dados:

Elemento	H (hidrogênio)	C (carbono)	O (oxigênio)	N (nitrogênio)
Massa atômica (u)	1	12	16	14

Constante universal dos gases:

$$R = 8,2 \cdot 10^{-2} \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- (a) 639,6 L
- (b) 245,0 L
- (c) 430,5 L
- (d) 825,3 L
- (e) 350,0 L

Texto para a questão 23.

Por vários motivos, o hidrogênio – queimado ou utilizado em células de combustível – é uma opção atraente para abastecer os automóveis do futuro. Diversas matérias-primas e fontes de energia (renovável, nuclear ou fóssil) podem ser utilizadas para produzi-lo.

Além disso, o hidrogênio e o produto de sua combustão, a água, não são tóxicos e não poluem. Não há liberação de dióxido de carbono, um potente gás responsável pelo efeito estufa. [...]

Mas ainda não existe maneira totalmente segura e prática de abastecer um carro a hidrogênio. O hidrogênio contém três vezes mais energia que a gasolina por unidade de massa, mas atualmente é impossível armazenar o gás de forma tão compacta e simples quanto o combustível líquido convencional. Assim, é difícil transportar de forma segura e eficiente uma quantidade de hidrogênio a bordo que garanta autonomia e desempenho satisfatórios. É preciso resolver esse problema – ou seja, estocar hidrogênio suficiente para assegurar a autonomia mínima aceitável de hoje (cerca de 500 km) sem que o volume do tanque de combustível comprometa o espaço para os passageiros e bagagem.

Sunita Satyapal; John Petrovic; George Thomas. "Abastecendo com hidrogênio". *Scientific American*. Ano 5, n. 6, maio 2007, p. 79. (Adapt.).

23 PUC-RS 2008 Considere-se que um tanque de combustível de um automóvel tem capacidade para 36,0 L de gasolina (densidade = 0,75 g/mL) e que sua autonomia é de 500 km. A partir do que refere o texto, é correto afirmar que, para obter-se a mesma autonomia, o volume de gás hidrogênio nas CNTP, em litros, é de:

- (a) 100,8
- (b) 302,4
- (c) 9.000,0
- (d) 100.800,0
- (e) 302.400,0

24 UFC 2008 (Adapt.) Considere um recipiente hermeticamente fechado com capacidade de 1.000 L e a uma temperatura de 27 °C, onde é adicionado 1 L de água. Despreze os efeitos da temperatura sobre a densidade da água.

Dados: densidade da água = 1 g · mL⁻¹; pressão de vapor da água a 27 °C = 0,035 atm e R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹

Nessas condições, haverá a evaporação completa desta massa de água? Justifique numericamente a sua resposta, considerando gás com comportamento ideal.

25 Unesp 2006 Alguns compostos apresentam forte tendência para formar hidratos. Um exemplo é o Na₂SO₄ · 10H₂O (massa molar = 322 g · mol⁻¹). Os hidratos, quando aquecidos a temperaturas adequadas, decompõem-se produzindo o composto anidro.

- a) Escreva o nome do composto apresentado como exemplo e a fórmula química do sal anidro correspondente.
- b) Partindo de 32,2 g do sal hidratado, qual o volume ocupado pelo gás desprendido a 400 K?

(Considere o comportamento de um gás ideal, sob pressão de uma atmosfera, a constante universal dos gases R = 0,082 L · atm · K⁻¹ · mol⁻¹ e que há desprendimento de todas as moléculas de água.).

26 UFG 2008 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 °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 · 10⁻² L atm K⁻¹ mol⁻¹

8,3145 L kPa K⁻¹ mol⁻¹

62,3693 L mmHg K⁻¹ 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 · 10²
- (b) 1,28 · 10²
- (c) 11,50
- (d) 10,70
- (e) 9,40

27 UFPR 2012 O presidente Barack Obama anunciou nesta quinta-feira (28) um novo acordo com fabricantes de carros sobre padrões de uso de combustíveis nos Estados Unidos. A medida, que teve o acordo de líderes da Ford, General Motors, Chrysler, Honda e Toyota, prevê dobrar a economia de combustível para 23,4 km por litro até 2025.

Disponível em: <<http://g1.globo.com/carros/noticia/2011/07/obama-anuncia-novos-padroes-de-consumo-de-combustivel-para-carros.html>>. Acesso em: 1 ago. 2011.

Com relação a essa notícia, faça o que se pede.

- a) Escreva a equação química balanceada da reação de combustão do octano.
- b) Considerando um automóvel que atinja a meta estabelecida para 2025, fazendo uma viagem a 100 km·h⁻¹, calcule o volume de dióxido de carbono (em litros) emitido por esse automóvel por hora. Admita que o combustível (gasolina) seja 100% octano, cuja densidade é 0,70 kg · L⁻¹, que o gás dióxido de carbono se comporte como gás ideal e esteja à temperatura ambiente de 25 °C e à pressão atmosférica.

Dados:

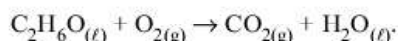
R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹; P(atm) = 1 atm;

Massa molar (g · mol⁻¹): C = 12,01; H = 1,008; O = 15,999.

Volume molar

28 IFSC 2011 O químico francês Antoine Lavoisier (1753-1794) realizou uma série de experimentos envolvendo reações químicas em sistemas fechados. Nesses experimentos, seu principal instrumento de medida foi a balança. Uma de suas principais conclusões a respeito desses experimentos estabelece que a matéria se conserva em qualquer reação química, a exemplo das reações de combustão.

Os reagentes e produtos da combustão do etanol (C_2H_6O) estão apresentados na equação (não balanceada) descrita abaixo:



Dados: $PV = nRT$; $R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Considerando o exposto acima e as substâncias químicas envolvidas, assinale a alternativa correta.

- (a) A queima de 4,6 Kg de etanol irá produzir 8,8 Kg de CO_2 .
- (b) Os coeficientes estequiométricos que tomam a equação acima balanceada, respeitando a conservação da massa, são: 1, 3, 2 e 2, nessa ordem.
- (c) Se considerarmos o gás carbônico um gás ideal, nas CNTP, 10 mol desse gás ocuparão um volume de 44 L.
- (d) Considerando a queima completa de 1 mol de etanol, a soma das massas das substâncias, antes ou depois da reação, será igual a 78 g.
- (e) O gás carbônico é classificado como um óxido básico.

29 UFJF Sabendo-se que, nas CNTP, 1 mol de qualquer gás ocupa um volume igual a 22,4 L, determine a massa, em gramas, de gás carbônico que se obtém, quando se provoca a combustão completa de 5,6 L do gás metano nas CNTP.

- (a) 22,4
- (b) 5,6
- (c) 28
- (d) 44
- (e) 11

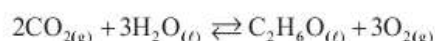
30 Unesp O clorato de potássio ($KClO_3$) pode ser utilizado para a produção de oxigênio em laboratório. Quando aquecido na presença de um catalisador, o clorato se decompõe produzindo, além do gás desejado, cloreto de potássio (KCl). O volume de oxigênio, medido nas CNTP ($T = 273 \text{ K}$ e $P = 1 \text{ atm}$, com $R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$), produzido quando um mol do clorato é consumido, é de:

- (a) 67,2 L
- (b) 56,0 L
- (c) 44,8 L
- (d) 39,2 L
- (e) 33,6 L

31 UFRRJ 2007 Com o preço do petróleo se aproximando de US\$ 80 por barril, o bioprocessamento talvez nem precise esperar por formas de vida desenvolvidas do zero. A GreenFuel, em Cambridge, Massachusetts, instalou fazendas de algas em usinas elétricas para converter até 40% do CO_2 expelido em matéria-prima de biocombustíveis. A empresa afirma que uma grande fazenda de algas junto a uma usina de 1 GW poderia produzir cerca de 190 milhões de litros de etanol por ano.

Extraída de *Scientific American Brasil*. 53 ed., out. 2006.

Essa transformação se dá por um processo global que pode ser descrito a seguir:



Calcule o volume de gás carbônico retirado da atmosfera, em litros, no período de um ano.

Dados:

Densidade do etanol = $0,8 \text{ g/cm}^3$;

Volume molar = $24,5 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Densidade

Texto para as questões 32 e 33.

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.

32 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 ($^{\circ}C$), 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).

33 UFRJ Deseja-se substituir o ar no interior do balão por um gás formado por uma substância simples que, nas condições de temperatura e pressão do ar atmosférico, faça o balão voar.

Desprezando a massa do filme de polietileno que constitui o balão, identifique os quatro elementos da tabela periódica que poderiam ser usados para tal fim.

(Observação: utilize uma tabela periódica).

34 ITA 2011 Considere dois cilindros idênticos (C1 e C2), de paredes rígidas e indeformáveis, inicialmente evacuados. Os cilindros C1 e C2 são preenchidos, respectivamente, com $O_2(g)$ e $Ne(g)$ até atingirem a pressão de 0,5 atm e temperatura de $50^{\circ}C$. Supondo comportamento ideal dos gases, são feitas as seguintes afirmações.

- I. O cilindro C1 contém maior quantidade de matéria que o cilindro C2.
- II. A velocidade média das moléculas no cilindro C1 é maior que no cilindro C2.
- III. A densidade do gás no cilindro C1 é maior que a densidade do gás no cilindro C2.
- IV. A distribuição de velocidades das moléculas contidas no cilindro C1 é maior que a das contidas no cilindro C2.

Assinale a opção que apresenta a(s) afirmação(ões) correta(s).

- (a) Apenas I e III.
- (b) Apenas I e IV.
- (c) Apenas II.
- (d) Apenas II e IV.
- (e) Apenas III.

35 UnB 2012 (Adapt.) Considere que o ar atmosférico seja uma mistura de gases e tenha a composição mostrada na tabela abaixo. Sabendo-se que a massa molar aparente desse ar é a média ponderada que relaciona a fração em volume de cada componente com a sua respectiva massa molar e assumindo-se a constante universal dos gases $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/K} \cdot \text{mol}$, é correto afirmar que, a 1 atm e a 0°C , a densidade aparente desse ar é superior a $1,25 \text{ g/L}$?

Gás	Percentual em volume
Nitrogênio (N_2)	78%
Oxigênio (O_2)	21%
Argônio (Ar)	1%

36 UFG 2010 Balões voam por causa da diferença de densidade entre o ar interno e o externo, ao balão. Considere um planeta com atmosfera de nitrogênio e um balão cheio com esse gás. Demonstre, e explique, se esse balão vai flutuar quando o ar interno estiver a 100°C e o externo a 25°C . Admita o comportamento ideal dos gases, pressão de 1 atm e despreze a massa do balão.

Misturas gasosas

37 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.

- 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.
- 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.

38 Unicamp 2006 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 9.000 kPa .

- Escreva as fórmulas dos gases da mistura.
- Qual é a pressão parcial do hélio no cilindro? Mostre os cálculos.
- Qual é a massa molar média da mistura? Mostre os cálculos. Dado: $R = 8,3 \text{ kPa L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

39 Unifesp Um recipiente de 10 L, contendo 2,0 mol de H_2 e 1,0 mol de Cl_2 , 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 $\text{H}_2(\text{g})$ e o $\text{Cl}_2(\text{g})$ reagem completamente formando $\text{HCl}(\text{g})$.

Após reação total, a quantidade total de gases no recipiente e a pressão parcial do HCl no interior do recipiente, à temperatura de 105°C , devem ser, respectivamente:

- 1,0 mol e 3,1 atm.
- 2,0 mol e 6,2 atm.
- 3,0 mol e 6,2 atm.
- 3,0 mol e 9,3 atm.
- 5,0 mol e 6,2 atm.

40 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 (gasoso) 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:

- $P(\text{H}_2, \text{puro}) = 0$.
- $P(\text{H}_2, \text{puro}) = P(\text{N}_2, \text{mist})$.
- $P(\text{H}_2, \text{puro}) = P(\text{mist})$.
- $P(\text{H}_2, \text{puro}) = P(\text{H}_2, \text{mist})$.
- $P(\text{compartimento 2}) = 2 \text{ atm}$.

41 ITA A 25°C , uma mistura de metano e propano ocupa um volume (V), sob uma pressão total de $0,080 \text{ atm}$. Quando é realizada a combustão completa desta mistura e apenas dióxido de carbono é coletado, verifica-se que a pressão desse gás é de $0,12 \text{ atm}$, quando este ocupa o mesmo volume (V) e está sob a mesma temperatura da mistura original. Admitindo que os gases têm comportamento ideal, assinale a opção que contém o valor correto da concentração, em fração em mols, do gás metano na mistura original.

- | | | |
|----------|----------|----------|
| (a) 0,01 | (c) 0,50 | (e) 1,00 |
| (b) 0,25 | (d) 0,75 | |

42 ITA 2012 Uma mistura gasosa é constituída de C_3H_8 , CO e CH_4 . A combustão de 100 L desta mistura em excesso de oxigênio produz 190 L de CO_2 . Determine o valor numérico do volume, em L, de propano na mistura gasosa original.

43 UFC Em um recipiente fechado com capacidade para 2,0 L, encontra-se uma mistura de gases ideais composta por 42,0 g de N_2 e 16,0 g de O_2 a 300 K. Assinale a alternativa que expressa corretamente os valores das pressões parciais (em atm) dos gases N_2 e O_2 , respectivamente, nessa mistura. Dado: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

- 18,45 e 6,15.
- 16,45 e 8,15.
- 14,45 e 10,45.
- 12,45 e 12,15.
- 10,45 e 14,15.

44 UEL Um cilindro com volume constante igual a 1 L e a 25 °C contém inicialmente no seu interior 0,2 mol de argônio e 0,8 mol de nitrogênio gasoso (mistura 1). Em um determinado momento, foi adicionado no interior do cilindro, a cada 1 minuto até completar 3 minutos, 0,2 mol de acetileno, originando as misturas 1.1, 1.2 e 1.3, respectivamente.

Dados: Constante dos gases (R): 0,082 atm · L/mol · K.

Equação geral dos gases: $PV = nRT$

Com base no texto e nos conhecimentos sobre gases, considere as afirmativas a seguir.

- I. A pressão parcial do argônio no cilindro na mistura 1 é maior que a sua pressão parcial na mistura 1.1.
- II. A pressão parcial do gás nitrogênio no cilindro da mistura 1.1 é menor que a sua pressão parcial na mistura 1.3.
- III. A pressão parcial do gás acetileno no cilindro na mistura 1.3 é três vezes maior que na mistura 1.1.
- IV. A pressão total no interior do cilindro após os três minutos da primeira adição do gás acetileno é aproximadamente 39,1 atm.

Assinale a alternativa correta.

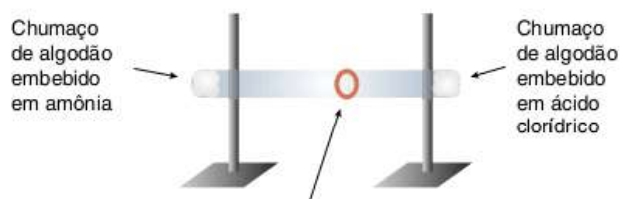
- (a) Somente as afirmativas I e II são corretas.
- (b) Somente as afirmativas I e IV são corretas.
- (c) Somente as afirmativas III e IV são corretas.
- (d) Somente as afirmativas I, II e III são corretas.
- (e) Somente as afirmativas II, III e IV são corretas.

Efusão e difusão

45 ITA 2007 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.

Texto para a questão 46.

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.



Anel de cloreto de amônio: produto sólido formado pela reação de vapores de NH₃ e HCl

Widson Luiz P. Santos (Coord.) et al. *Química e sociedade*. São Paulo: Nova Geração, 2003. (Adapt.).

Considere que os vapores formados no experimento se comportam como gases.

46 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 NH₃ e HCl é:

- (a) 1,75
- (b) 1,46
- (c) 0,96
- (d) 0,74

47 UFG 2007 O processo de enriquecimento de urânio passa pela separação de hexafluoretos de urânio, UF₆, 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.

48 Uesc 2011 A pressão exercida pelo propano, C₃H₈(g), um propelente, no interior de uma embalagem de 200,0 mL de tinta spray, é 1,5 atm, a 27 °C.

Admitindo-se que o propano se comporta como gás ideal, ocupa 50% do volume da embalagem e que a quantidade de vapor produzido por qualquer outra substância, no interior da embalagem, é desprezível, é correto afirmar:

- (a) A pressão no interior da embalagem é igual a 2,0 atm quando a temperatura aumenta para 127 °C.
- (b) A efusão do propano causa o aquecimento da válvula que controla a saída de tinta do spray.
- (c) A tinta que se espalha no ar, durante a pintura de um objeto, forma uma solução gasosa.
- (d) O número de moléculas de propano no interior da embalagem é igual a $3,0 \cdot 10^{21}$.
- (e) A massa de propelente existente no interior da embalagem é 0,2 g.

Termoquímica

3

FRENTE 3

A combustão do acetileno, cuja chama é usada para cortar e modelar metais, libera grande quantidade de energia, alcançando temperaturas próximas de $2.200\text{ }^{\circ}\text{C}$.



Introdução

A necessidade de obtenção de energia pelo ser humano ao longo da história se inicia desde o homem como ser vivo, consumindo alimentos, até os dias de hoje, com a ininterrupta busca por fontes de energia renováveis.

Os seres vivos autotróficos, como os vegetais, por exemplo, possuem a habilidade de transformar energia luminosa em energia química (carboidratos). Os mamíferos, por sua vez, possuem habilidade de transformar energia química em energia mecânica (movimento). Na Pré-História, o ser humano aprendeu a dominar o fogo e encontrou nele uma fonte de energia térmica, mas não tivemos grandes avanços nesse campo durante a Idade Média. Até que na Revolução Industrial, o calor liberado na queima do carvão passou a ser a principal fonte de energia. Na Era Moderna, ocorreram grandes revoluções nas formas de obtenção de energia, desde o petróleo até as usinas nucleares, em que a energia térmica produzida por fissões nucleares é transformada em energia elétrica.

Pode-se dizer, sem muito rigor, que a evolução da humanidade está intimamente vinculada à habilidade do homem em transformar um tipo de energia em outro.

Dentre os diversos tipos de energia estudados em física (energia mecânica, elétrica, eletromagnética, sonora entre outras), a energia térmica é a forma mais comum e menos nobre. A energia térmica é também o tipo de energia que mais frequentemente acompanha as reações químicas.

ATENÇÃO!

As manifestações de energia em uma reação química não são apenas variações de calor. Reações químicas podem liberar energia luminosa (luz de uma vela), energia elétrica (bateria de um automóvel), energia sonora (som de uma explosão) ou realizar trabalho na expansão de gases (expansão de volume em um pistão, por aumento no número de mol de gases). Inicialmente será estudada apenas a variação de calor das reações.

Diariamente nos deparamos com reações químicas ou mudanças de estado físico com variações de energia, que refletem em variações de calor. A cozinha é um bom exemplo, pois pode ser considerada o laboratório químico de uma casa. O cozimento dos alimentos é feito pela aplicação de energia térmica quase sempre obtida pela queima de gás de cozinha. Já a retirada de energia térmica dos alimentos é feita sempre por uma máquina térmica, a geladeira.

Por exemplo, é frequente utilizar o calor da queima de gás de cozinha (processo químico) para colocar água em ebulição (processo físico). Assim como utilizar o congelador para retirar energia térmica da água e solidificá-la (processo físico).



Fig. 1 Água em ebulição e água no estado sólido.

Neste capítulo estudaremos as trocas de calor associadas às reações químicas e às mudanças de estado físico de substâncias químicas.

Calorimetria

Calorimetria é parte da física que estuda os fenômenos de transferência de calor, bem como as formas de se medir as quantidades de calor envolvidas nos processos.

Não se deve confundir calor com energia interna de um corpo ou substância. Calor é o nome dado à transferência de energia térmica entre um corpo e outro ou entre partes de um corpo. Tanto a energia interna de um corpo ou uma substância como o calor transferido de um corpo a outro podem ser quantizados.

A unidade caloria foi primeiramente definida por Nicolas Clément em 1824 como unidade de calor. Historicamente, uma caloria era a quantidade de energia térmica necessária para elevar em 1 grau Celsius a temperatura de 1 g de água (calor específico da água = 1 cal/g °C, por definição). Com o aumento na precisão das medidas, observou-se que o calor específico da água varia com a temperatura, de forma que a definição da caloria passou a ser:

1 caloria é a quantidade de energia térmica necessária para elevar de 14,5 °C para 15,5 °C a temperatura de 1 g de água.

Até o final do século XVII, alguns cientistas acreditavam na existência do “calórico”, um fluido imponderável e invisível que transitava entre os corpos esquentando-os ou resfriando-os. Só em 1847 o físico alemão Hermann Von Helmholtz estabeleceu que todas as formas de energia tinham seu equivalente em calor. Logo depois, em 1849, James Prescott Joule relatou seu grande e famoso artigo intitulado “Sobre o Equivalente Mecânico do Calor” perante o Royal Society.

Em seu experimento, Joule pendurou massas conhecidas a roldanas que movimentavam aletas dentro de um tanque de água. Conforme os pesos desciam e perdiam energia potencial gravitacional, a temperatura da água subia. Calculando a quantidade de energia mecânica e relacionando-a com a variação da temperatura da água, Joule chegou ao equivalente mecânico do calor:

$$1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$$

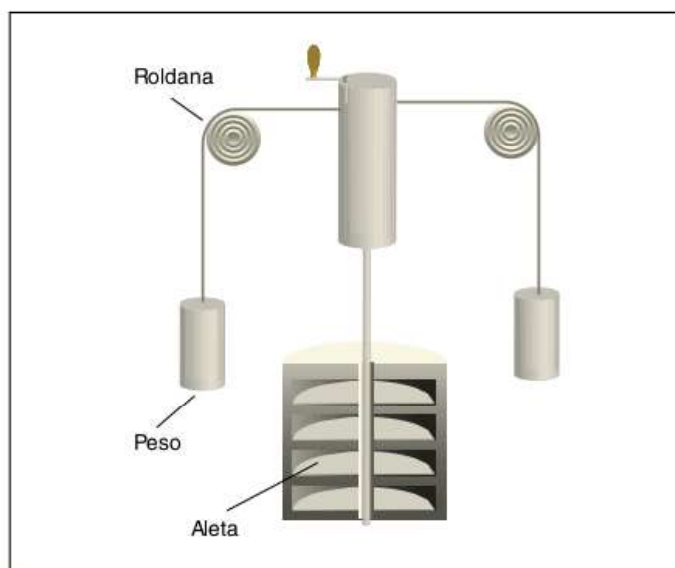


Fig. 2 Experimento de Joule.

O Sistema Internacional de Unidades recomenda que a unidade de energia utilizada seja o joule, que é o trabalho exercido por uma força de 1 newton ao longo da distância de 1 metro. Apesar dessa recomendação, frequentemente aparecerão exercícios de vestibular utilizando a unidade caloria, pois esta foi consagrada pelo uso.

Independentemente da unidade que se use, caloria ou joule, a quantidade de calor envolvida é pequena quando se toma apenas 1 unidade. Por exemplo, para aquecer 1 L de água de 25 °C até o início da ebulição (100 °C), são necessários aproximadamente 75.000 cal ou 313.500 J. Dessa forma, é mais prático e conveniente utilizar o fator de multiplicação quilo. Assim, frequentemente encontraremos as representações 75 kcal ou 313,5 kJ referindo-se à quantidade de calor.

$$75.000 \text{ cal} = 75 \text{ kcal} = 313.500 \text{ J} = 313,5 \text{ kJ}$$

Entalpia

A Primeira Lei da Termodinâmica ou Lei da Conservação de Energia é um dos pilares da ciência e pode ser sintetizada como: *a energia total transferida para um sistema é igual à variação da sua energia interna*. Em outras palavras, a energia não pode ser criada nem destruída, mas apenas transferida. Se a um sistema for acrescida certa quantidade de energia, então uma quantidade equivalente de calor e/ou trabalho deve ser fornecida ao sistema.

Representando a variação de energia de um sistema por ΔU , calor por Q e trabalho por w , pode-se escrever a relação matemática simples da Primeira Lei da Termodinâmica como sendo:

$$\Delta U = Q + w \text{ ou } Q = \Delta U - w$$

O calor Q envolvido em um processo químico ou físico recebe o nome de variação de entalpia (ΔH), de forma que podemos reescrever a equação acima como:

$$\Delta H = \Delta U - w$$

A maioria dos processos químicos e físicos que serão estudados ocorrem à pressão constante, pois geralmente são realizados em sistemas abertos. Quando os processos envolvem somente líquidos e sólidos, a variação de volume é muito pequena, de forma que o trabalho envolvido é tão pequeno que é desprezível quando comparado com o calor absorvido. Mesmo em casos envolvendo gases, em que o trabalho de expansão é maior, o trabalho costuma ser pequeno quando comparado com o calor envolvido. Assim, consideraremos que a variação de entalpia será sempre próxima da variação de energia de um sistema:

$$\Delta H \cong \Delta U$$

O aluno não deve se preocupar com essas questões envolvendo o trabalho, por enquanto. Basta considerar que a variação de entalpia (ΔH) será usada para indicar a variação de calor entre produtos e reagentes de uma equação.

Definida a variação de entalpia como sendo a quantidade de calor envolvido em um processo químico ou físico, pode-se escrever a equação:

$$\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$$

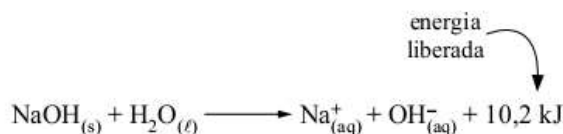
Assim, o conteúdo de energia de um sistema recebe o nome de *entalpia* (H). A entalpia total de uma substância ou de um sistema não pode ser medida diretamente, no entanto, muito mais útil que a entalpia absoluta é a variação da entalpia associada a um fenômeno químico ou físico, como será visto a seguir.

Processos exotérmicos

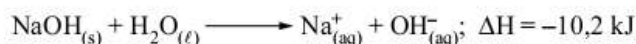
Um processo exotérmico é aquele em que o sistema inicial possui mais energia do que o sistema final, de forma que ao final do processo haverá liberação de energia.

$$H_{\text{final}} < H_{\text{inicial}} \therefore \Delta H < 0$$

A dissolução de $\text{NaOH}_{(s)}$ em água é um exemplo de processo exotérmico. Observa-se rapidamente um aquecimento do sistema. Sem entrar em detalhes do por que isso acontece, o fato é que no sistema água pura e NaOH sólido existe mais energia do que no sistema solução aquosa de NaOH :



ou, mais rigorosamente:



Se o processo for uma reação química, o sistema inicial são os reagentes, o sistema final são os produtos e a reação recebe o nome de reação exotérmica.

$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

Por exemplo, a reação de carbono com oxigênio com formação de gás carbônico é um exemplo de reação exotérmica:



Pode-se representar graficamente essa equação da seguinte forma:

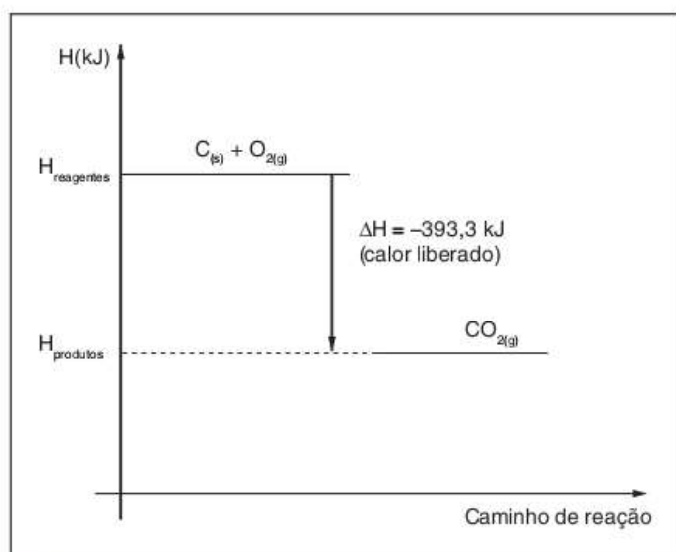
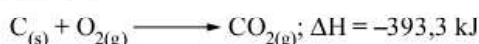


Fig. 3 Entalpia de formação do CO_2

Uma forma mais usual de representar essa reação é pela equação a seguir:



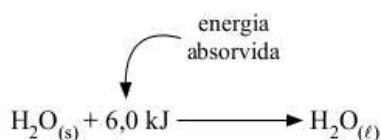
Portanto, podemos interpretar essa equação da seguinte forma: 1 mol de carbono no estado sólido reage com 1 mol de oxigênio gasoso, formando 1 mol de gás carbônico e liberando 393,3 kJ de energia.

Processos endotérmicos

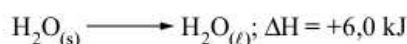
Um processo endotérmico é aquele em que o sistema inicial possui menos energia do que o sistema final, de forma que para se chegar ao final do processo é necessário adicionar energia.

$$H_{\text{final}} > H_{\text{inicial}} \therefore \Delta H > 0$$

A fusão do gelo é um exemplo de processo endotérmico. A passagem da água do estado sólido para estado líquido é um processo que necessita de calor. Essa necessidade de energia deve-se ao fato de a água no estado líquido ter mais energia do que a água no estado sólido.



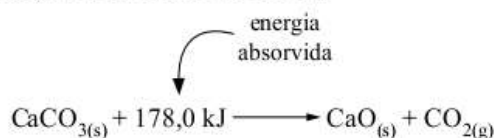
ou, mais rigorosamente:



Se o processo é uma reação química, o sistema inicial são os reagentes, o sistema final são os produtos e a reação recebe o nome de reação endotérmica.

$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

Como exemplo de reação endotérmica, tem-se a reação de decomposição de carbonato de cálcio.



Representando graficamente essa equação, temos:

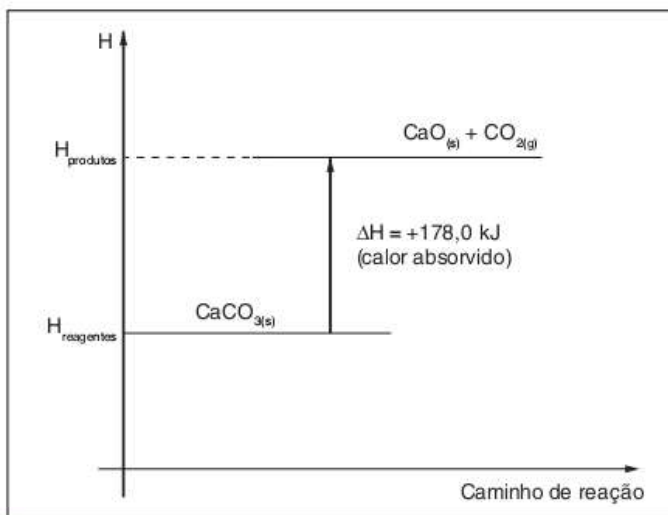
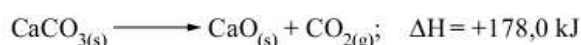


Fig. 4 Entalpia de decomposição do CaCO_3

Representando de forma mais usual, tem-se:



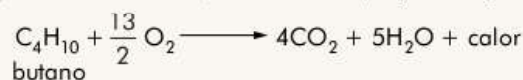
Pode-se interpretar essa equação da seguinte forma: 1 mol de carbonato de cálcio no estado sólido se decompõe em 1 mol de óxido de cálcio e 1 mol de gás carbônico e também absorve 178,0 kJ de energia.

LEITURA

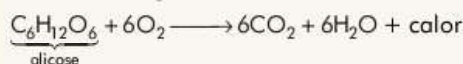
Uma expressão bastante utilizada no cotidiano, principalmente de quem é adepto de regimes, é "esse alimento é muito calórico" ou ainda "esse alimento possui muitas calorias". Independentemente das expressões serem corretas ou não, vem a dúvida: de onde elas surgiram?

Um alimento ingerido por um ser humano pode seguir vários caminhos metabólicos diferentes. Os macronutrientes, como os carboidratos, lipídeos e proteínas, podem ser utilizados como matéria-prima na construção de tecidos, processados e armazenados na forma de lipídeos ou ainda catabolizados utilizando O_2 em CO_2 e H_2O , gerando energia.

A liberação de calor em uma reação de combustão de gás de cozinha é facilmente observável. Nessa reação, o composto orgânico butano reage com o oxigênio do ar formando CO_2 e H_2O e liberando calor, conforme a equação a seguir:



Analogamente, no catabolismo da glicose, nosso organismo também utiliza oxigênio, no entanto, a reação é bem mais lenta e a energia liberada é utilizada de forma controlada:



Portanto, é importante notar que alimentos considerados altamente “calóricos” são aqueles que irão liberar grande quantidade de energia quando transformados em CO_2 e H_2O . O calor liberado nessas duas reações estava “armazenado” nos reagentes. Como o produto dessas reações são compostos com baixa energia interna, após a reação irá “sobrar” energia. Daí é que surgiram as expressões citadas no primeiro parágrafo. Quanto mais energia interna estiver “armazenada” no alimento, mais energia será liberada nessas reações, pois os produtos da combustão são sempre CO_2 e H_2O .

As tabelas de valores energéticos dos alimentos fornecem a quantidade de energia (geralmente em caloria) que será liberada por grama do alimento, caso esse alimento seja transformado totalmente em CO_2 e H_2O .

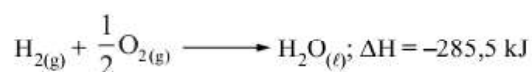
Alimento	kcal/g	kJ/g
Óleo vegetal	9,0	37,6
Pão	2,7	11,3
Arroz	1,6	6,7
Frango	1,2	5,0
Maçã	0,7	2,9

Tab. 1 Valores energéticos de alguns alimentos.

Fatores que influem na variação da entalpia

Quantidade de reagentes e produtos

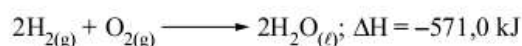
O calor absorvido ou liberado em uma reação depende diretamente da quantidade de reagentes envolvidos. Quando se escreve uma equação química informando o valor do ΔH deve-se considerar que esse valor refere-se às quantidades informadas pelos coeficientes estequiométricos. Por exemplo, em relação à equação a seguir:



Todas as afirmações a seguir são verdadeiras:

- são liberados 285,5 kJ para cada mol de $\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ formado;
- são liberados 285,5 kJ para cada mol de $\text{H}_{2(\text{g})}$ consumido;
- são liberados 571,0 kJ para cada mol de $\text{O}_{2(\text{g})}$ consumido.

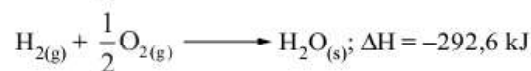
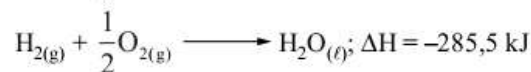
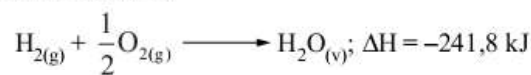
A equação toda pode ser multiplicada por 2, nesse caso teremos:



Estado físico dos reagentes e produtos

Como os processos físicos de mudança de estado consomem ou liberam energia, a obtenção de um produto gasoso fornecerá um ΔH diferente do que a obtenção desse mesmo produto no estado líquido ou sólido.

Compare as reações a seguir realizadas todas à mesma temperatura e pressão.



Podemos observar nas três equações que os reagentes são os mesmos, no entanto, a água formada está em estados físicos diferentes e essa é razão pela qual os ΔH obtidos são diferentes.

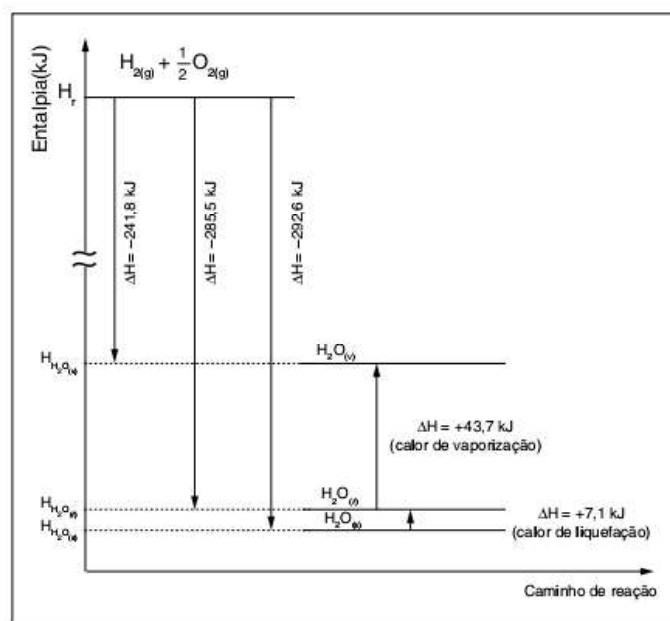


Fig. 5 Entalpia de formação da água em diferentes estados físicos.

Para uma mesma substância nas mesmas condições, a relação de entalpias a seguir é sempre válida:

$$H_{(\text{g})} > H_{(\text{l})} > H_{(\text{s})}$$

As mudanças de estados físicos também podem ser representadas por equações termoquímicas. Para as mudanças de estado da água, podemos escrever as seguintes equações:

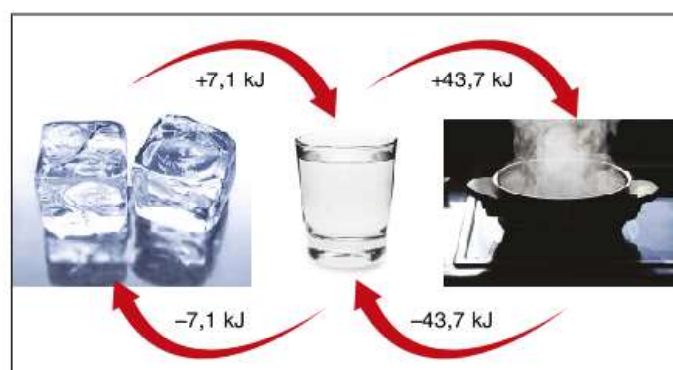
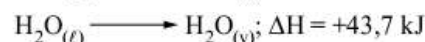
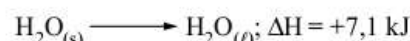


Fig. 6 Energia envolvida nas mudanças de fase da água.

Forma alotrópica dos reagentes e produtos

Algumas substâncias simples existem em mais de uma forma na natureza. Esse fenômeno recebe o nome de alotropia e as substâncias recebem nome de alotropos. Como se pode prever, a entalpia de dois alotropos não é a mesma, de forma que o ΔH de uma reação também não será o mesmo quando se utiliza diferentes alotropos.

A tabela a seguir apresenta os alotropos mais comuns que aparecem em equações termoquímicas.

Elemento	Alótropo de menor entalpia	Alótropo de maior entalpia
Carbono	Grafite – C _(gr)	Diamante – C _(di)
Oxigênio	Oxigênio – O ₂	Ozônio – O ₃
Enxofre	Rômbico – S _(r)	Monoclínico – S _(m)
Fósforo	Vermelho – P _(v)	Branco – P _(b)

Tab. 2 Alotrópos mais comuns.

O carbono reage com oxigênio formando gás carbônico com liberação de calor. Tanto o carbono grafite como o carbono diamante podem reagir com oxigênio. Não é comum observar um diamante entrar em combustão, não só por ser um material muito caro e que ninguém gostaria de transformá-lo em CO₂, mas principalmente devido à energia de ativação para essa reação de combustão ser muito alta e ser muito difícil tanto iniciar, como manter a combustão. De qualquer forma, é possível executar essas reações e o ΔH das duas é diferente.

O gráfico a seguir ilustra a diferença de energia liberada nessas duas reações.

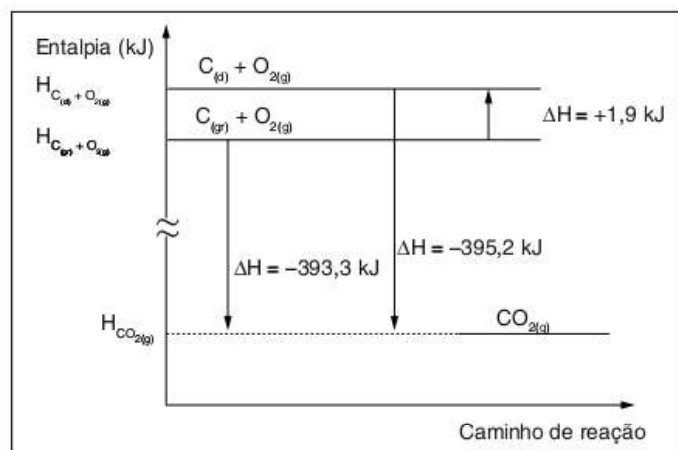


Fig. 7 Entalpia de combustão do grafite e do diamante.

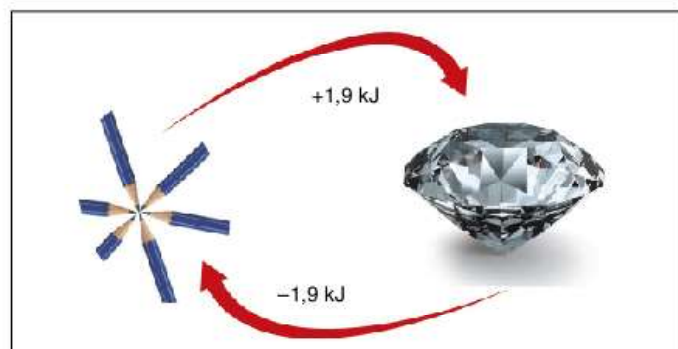


Fig. 8 Os alotropos C_(gr) e C_(di).

LEITURA

É possível transformar grafite em diamante?

As formas alotrópicas naturais do carbono são o grafite e o diamante. Artificialmente existem ainda os nanotubos e os fulerenos. O diamante é sem dúvida a forma de carbono mais cobiçada por sua raridade, beleza e preço. O preço está sempre ligado à sua pureza e tamanho, por exemplo, um diamante de massa 1 g (5 quilates) lapidado e sem imperfeições pode chegar facilmente a U\$ 300.000,00.

O texto a seguir fala sobre as novas técnicas de fabricação de diamantes, que brevemente devem substituir as antigas técnicas que utilizavam altas temperatura e altas pressões.

Nova técnica produz diamantes sintéticos de até 10 quilates



Pesquisadores do Laboratório de Geofísica da Instituição Carnegie, Estados Unidos, produziram cristais de diamante com 10 quilates e de aproximadamente 1,5 centímetros de diâmetro usando um tipo de processo CVD, ou deposição de vapor químico. A taxa de crescimento do diamante é extremamente rápida (100 micrômetros por hora) e o tamanho atingido é aproximadamente cinco vezes maior do que o de diamantes disponíveis comercialmente, produzidos pelo método padrão de alta pressão/alta temperatura (*high-pressure/high-temperature* – HPHT) e por outras técnicas de CVD. Além disso, a equipe conseguiu com que tais diamantes fossem incolores.

A maioria dos diamantes confeccionados pela técnica HPHT é amarela e os diamantes CVD são amarronzados, características que limitam suas aplicações. Diamantes incolores têm a produção muito cara e, até agora, os cientistas haviam conseguido produzir somente pequenas pedras.

“Cristais de alta qualidade, com mais de três quilates, são muito difíceis de produzir usando a abordagem convencional”, disse o cientista Russell Hemley, que lidera o grupo de pesquisa em Carnegie. “Várias pesquisas produziram cristais únicos de diamante por meio de outras técnicas CDV, mas conseguir produzir os grandes, incolores e sem falhas, continuava a ser um desafio. Nossa fabricação de diamantes de 10 quilates e de aproximadamente 1,5 cm é um grande avanço”.

Os resultados foram divulgados na 10ª Conferência Internacional sobre Ciência e Tecnologia de Novos Diamantes, em Tsukuba, no Japão.

A taxa de crescimento padrão é 100 micrômetros por hora para o processo de Carnegie, mas taxas de crescimento superiores a 300 micrômetros por hora têm sido atingidas, e conseguir produzir um milímetro por hora é possível. Diamantes incolores produzidos com taxa de crescimento mais alta e custo mais baixo abrirão possibilidades para uma variedade de aplicações tecnológicas.

“A era dos diamantes está à nossa frente”, disse Hemley.

Cortesia: National Science Foundation, 16 maio 2005. Marília Santos (Trad.). Disponível em: <www.nsf.gov/news/news_summ.jsp?cntn_id=104182>.

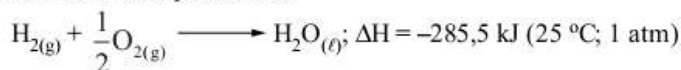
Equação termoquímica

Equação termoquímica é uma forma de se representar uma reação química com informações relevantes sobre a variação de entalpia envolvida.

Para representar corretamente uma equação termoquímica, os seguintes dados devem estar presentes.

1. O ΔH da reação em kJ ou kcal, sendo que o sinal do ΔH determina se a reação é exotérmica ou endotérmica no sentido direto da reação.
2. Coeficientes estequiométricos dos reagentes e produtos, uma vez que o ΔH da reação é diretamente proporcional à quantidade da substância que reage ou é produzida.
3. Estado físico de todos os participantes, uma vez que a entalpia de uma substância depende de ela estar no estado sólido, líquido ou gasoso.
4. Forma alotrópica de todos os participantes, uma vez que a entalpia de uma substância depende de sua forma alotrópica.
5. Temperatura e pressão da reação. Apesar de estar considerando que as reações ocorrem à pressão constante ou com pequena variação de pressão, esta deve ser indicada. O mesmo ocorre com a temperatura: apesar de o ΔH ser muito menos sensível à variação de temperatura do que as entalpias individuais, deve sempre indicar a temperatura da reação. Se não houver indicação da temperatura e pressão, considera-se que a reação ocorreu nas condições ambientes de 25 °C e 1 atm.

Veja a seguir um exemplo de uma equação termoquímica corretamente representada:



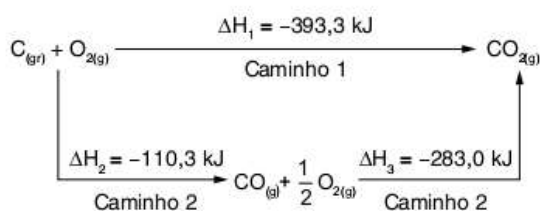
Lei de Hess

Germain Hess foi químico e médico suíço estudioso da termodinâmica. Em 1840, enunciou uma lei que ficou conhecida como Lei de Hess:

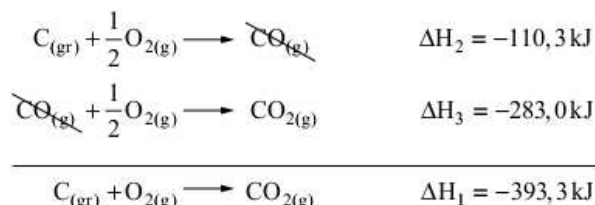
A variação de entalpia (ΔH) de uma reação química depende apenas dos estados inicial e final da reação, não importando o caminho da reação.

A Lei de Hess é, na verdade, a expressão do princípio da conservação de energia expressa na Primeira Lei da Termodinâmica. Em outras palavras, como a energia não pode ser destruída nem criada, não importa quantas etapas ou qual caminho um processo segue, a variação de energia do processo que saiu do estado inicial para um estado final será sempre a mesma.

Observe, por exemplo, a reação de combustão de carbono grafite formando gás carbônico ocorrendo por dois caminhos diferentes:



No primeiro caminho (ΔH_1), a reação ocorre em uma etapa única, com formação direta de CO_2 . No segundo caminho, a reação ocorre em duas etapas, formando primeiramente CO e depois reagindo novamente com O_2 e formando CO_2 . Como pelo segundo caminho se chega exatamente ao mesmo produto que pelo primeiro caminho, tem-se que a soma de ΔH_2 e ΔH_3 é igual a ΔH_1 . Ou seja, se o valor de ΔH_1 não fosse conhecido, poderia ser deduzido da soma das duas equações do segundo caminho:



Chega-se assim à consequência mais importante da Lei de Hess, que é a possibilidade de trabalhar com as equações químicas como se fossem equações matemáticas.

Pela Lei de Hess é possível determinar o ΔH de reações que na prática não ocorrem ou que são muito difíceis de serem realizadas. Utilizando reações que ocorrem facilmente e que possuem ΔH conhecido, pode-se chegar aos ΔH de muitas outras. Na prática, a maioria dos ΔH de formação é calculada indiretamente pela Lei de Hess.

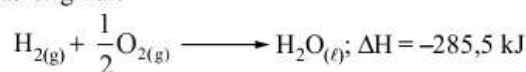
Ao se trabalhar equações químicas como se fossem equações matemáticas, existirão três operações básicas que precisarão ser feitas com frequência.

1. Multiplicação ou divisão da equação

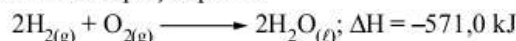
O ΔH de uma reação é diretamente proporcional à quantidade dos reagentes e produtos, dessa forma, quando se multiplicar uma equação por qualquer fator, o ΔH deverá ser multiplicado pelo mesmo fator.

Exemplo 1

Equação original:

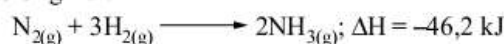


Multiplicando a equação por 2:

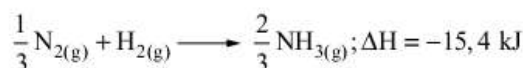


Exemplo 2

Equação original:



Dividindo a equação por 3:

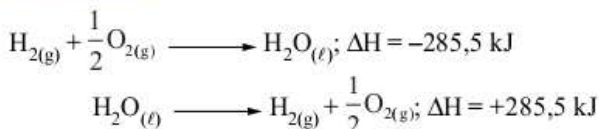


2. Inversão da equação

Segundo o princípio de conservação de energia, se um processo qualquer libera certa quantidade de energia, o processo inverso absorverá exatamente a mesma quantidade de energia.

Assim, uma equação termoquímica pode ser invertida e, para isso, basta inverter o sinal do ΔH mantendo o mesmo valor em módulo.

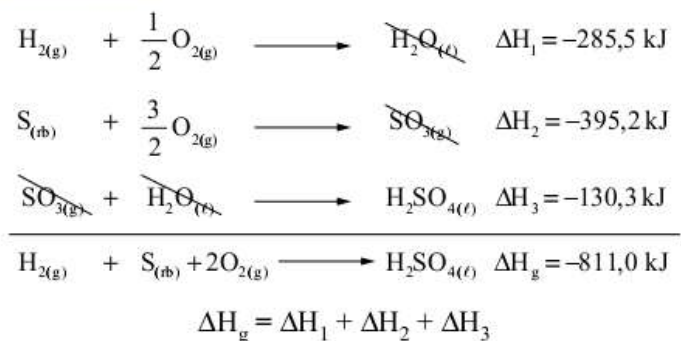
Exemplo 3



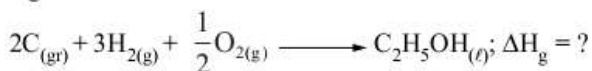
3. Soma de equações

Finalmente, as equações podem ser somadas algebricamente. Nessa etapa, deve-se observar a presença de substâncias iguais e em mesma quantidade em lados opostos da seta e eliminá-las da equação global.

Exemplo 4

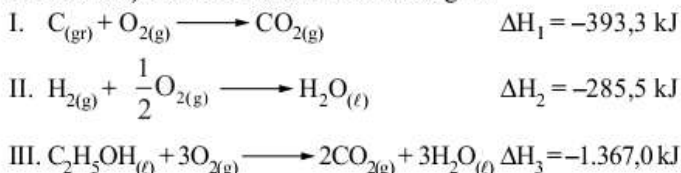


Com essas três operações básicas, pode-se chegar ao ΔH de equações químicas que na prática seriam muito difíceis de ser realizadas. É o caso, por exemplo, da reação de formação do etanol por meio de carbono grafite, hidrogênio gasoso e oxigênio gasoso:

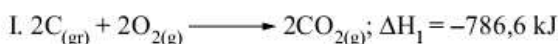


Essa reação não ocorre na prática, mas é possível descobrir seu ΔH pelo ΔH de três outras reações de combustão conhecidas e de fácil realização em laboratório e utilizando a Lei de Hess.

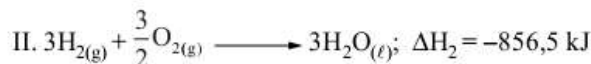
Vêja passo a passo como isso pode ser realizado por meio das três reações de combustão dadas a seguir.



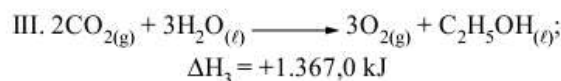
1º Multiplicar a equação I por 2. Isso deve ser feito para que a quantidade de $\text{C}_{(\text{gr})}$ na equação I fique igual à quantidade de $\text{C}_{(\text{gr})}$ na equação problema:



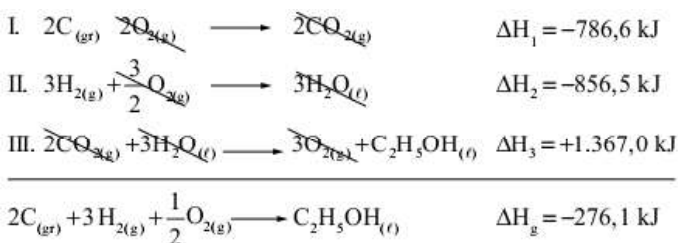
2º Multiplicar a equação II por 3. Isso deve ser feito para que a quantidade de $\text{H}_{2(\text{g})}$ na equação II fique igual à quantidade de $\text{H}_{2(\text{g})}$ na equação problema:



3º Inverter a equação III. Isso deve ser feito para que o $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{l})}$, presente nos reagentes na equação III, passe a ser produto, assim como na equação problema:

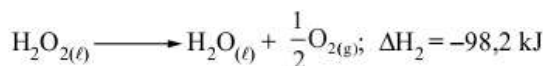
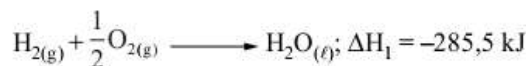


4º Somar as três equações. Substâncias que aparecem nos reagentes e nos produtos em mesma quantidade devem ser cortadas da equação final. Caso as quantidades não sejam iguais, deve-se subtrair a quantidade menor da quantidade maior e colocar a sobra na equação final.



Exercícios resolvidos

1 Dadas as seguintes equações termoquímicas:

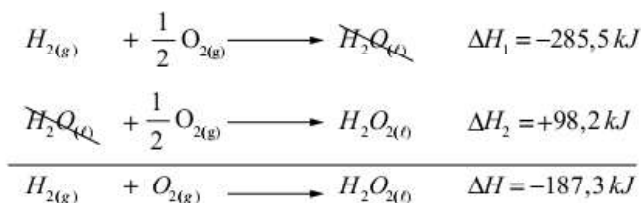


Calcule o calor da reação (ΔH) representada pela equação a seguir:



Resolução:

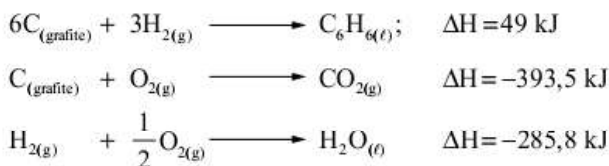
Invertermos a segunda reação para que o $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{l})}$ fique nos produtos e somamos as duas equações:



2 **UFF** Quando benzeno queima na presença de excesso de oxigênio, a quantidade de calor transferida à pressão constante está associada à reação:



O calor transferido nesta reação é denominado calor de combustão. Considere as reações:

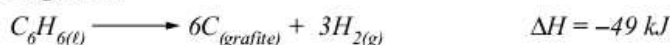


O calor de combustão do benzeno, em kJ, será:

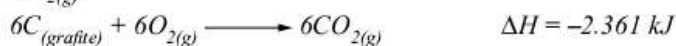
- (a) 3.267,4 (d) -3.267,4
 (b) 2.695,8 (e) -2.695,8
 (c) -1.544,9

Resolução:

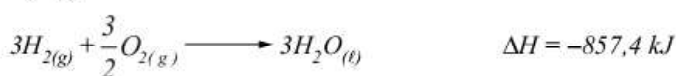
Inverter a primeira equação para que o $C_6H_{6(l)}$ fique nos reagentes:



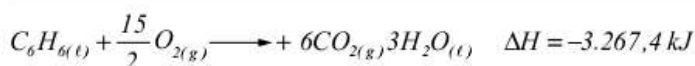
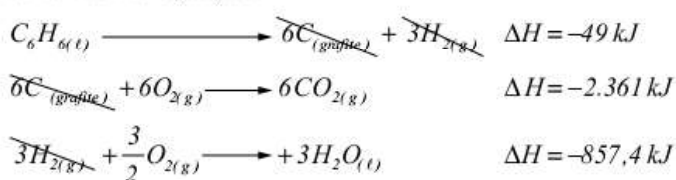
Multiplicar a segunda reação por 6 para se obter 6 mols de $CO_{2(g)}$:



Multiplicar a terceira equação por 3 para se obter 3 mols de $H_2O_{(l)}$:



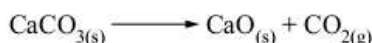
Somar as três equações:



Alternativa: D.

Estado padrão das substâncias

Como vimos no tópico “entalpia”, não é possível medir a entalpia absoluta das substâncias diretamente, mas apenas a variação da entalpia. No entanto, seria de grande utilidade a existência de uma tabela com as entalpias de cada substância, pois isto facilitaria o cálculo da variação de entalpia de uma reação. Por exemplo, para a reação a seguir e sabendo que o $\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$:



pode-se dizer que a variação de entalpia é dada por:

$$\Delta H = (H_{CaO} + H_{CO_2}) - H_{CaCO_3}$$

A forma como os cientistas contornaram esse problema foi adotar um padrão previamente escolhido e encontrar as entalpias relativas de cada substância.

Nesse momento, pode-se fazer uma analogia com problemas de velocidade de um corpo em física. Quando se quer saber a velocidade de um corpo, é muito importante saber em relação a qual referencial. A velocidade de um carro geralmente é tomada em referência à estrada. Atribui-se velocidade zero para a estrada e mede-se a velocidade do carro em relação à estrada, mas se o referencial for um trem em movimento, a velocidade do carro muda substancialmente.

Isso vale para diversas outras situações em física. Por exemplo, quando se pergunta a altura de um avião, deve-se definir em relação a qual referencial. Nesse caso, o referencial mais usado é o nível do mar como sendo altura zero, pois se o referencial fosse o topo de uma montanha muito alta, o avião poderia ter altura negativa.

O referencial adotado em química para as entalpias zero foram as substâncias simples no estado padrão.

O estado padrão de uma substância é a variedade alotrópica mais estável da substância, em seu estado físico mais comum a 25 °C e 1 atm.

Portanto, arbitrariamente, qualquer substância simples no estado padrão possui entalpia igual a zero.

Substância	Condição	H°	Porque não
H _{2(g)}	padrão	0	
H _{2(l)}	não é padrão	≠ 0	nas CA, o hidrogênio é gasoso
Hg _(l)	padrão	0	
Hg _(s)	não é padrão	≠ 0	nas CA, o mercúrio é líquido
C _(gr)	padrão	0	
C _(d)	não é padrão	≠ 0	a forma alotrópica mais estável é grafite
H ₂ O _(l)	não é padrão	≠ 0	substância composta
CH _{4(g)}	não é padrão	≠ 0	substância composta

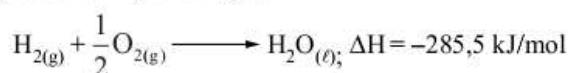
*CA: Condições ambientes.

Tab. 3 Estado padrão de substâncias.

Entalpia-padrão de formação

Entalpia-padrão de formação é o calor liberado ou absorvido na reação de formação de 1 mol de um composto, por meio de substâncias simples no seus estados padrão nas condições padrão de 25 °C e 1 atm. Observe o exemplo a seguir.

Reação de formação da água:



Experimentalmente, pela execução dessa reação em um calorímetro, é possível determinar que a variação de entalpia dessa equação seja -285,5 kJ.

Como a reação foi realizada nas condições padrão e as substâncias simples também estão no estado padrão, tem-se:

$$\Delta H = H_{\text{H}_2\text{O}} - (H_{\text{H}_2} + \frac{1}{2} H_{\text{O}_2}); \text{ sendo que } H_{\text{H}_2} = 0 \text{ kJ e a } H_{\text{O}_2} = 0 \text{ kJ.}$$

Portanto:

$$-285,5 = H_{\text{H}_2\text{O}} - (0 + 1/2.0) \therefore H_{\text{H}_2\text{O}} = -285,5 \text{ kJ}$$

A esse valor obtido se atribui o nome de **entalpia-padrão de formação da água** e a representação mais usual dessa entalpia é feita da seguinte forma:



Uma vez que as equações de formação, por definição, são realizadas sempre partindo de substâncias simples no estado padrão, teremos que a entalpia dos reagentes será sempre zero, portanto, a variação de entalpia dessas reações é também a entalpia da substância que foi formada.

Muitas substâncias já tiveram sua entalpia de formação determinada e seus valores podem ser encontrados em tabelas como esta a seguir.

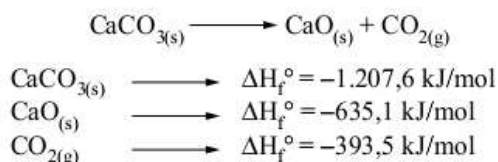
Substância	Fórmula	ΔH_f° (kJ/mol)
Ácido benzoico	$\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_{2(s)}$	-385,2
Ácido bromídrico	$\text{HBr}_{(g)}$	-36,3
Ácido bromídrico	$\text{HBr}_{(l)}$	-36,3
Ácido cianídrico	$\text{HCN}_{(g)}$	130,5
Ácido clorídrico	$\text{HCl}_{(g)}$	-92,3
Ácido fluorídrico	$\text{HF}_{(g)}$	-269,0
Ácido fosfórico	$\text{H}_3\text{PO}_{4(l)}$	-1.288,0
Ácido iodídrico	$\text{HI}_{(g)}$	26,5
Ácido sulfídrico	$\text{H}_2\text{S}_{(g)}$	-20,6
Ácido sulfúrico	$\text{H}_2\text{SO}_{4(l)}$	-814,0
Água líquida	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-285,5
Água gasosa	$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	-241,8
Água oxigenada	$\text{H}_2\text{O}_{2(l)}$	-187,8
Amônia	$\text{NH}_{3(g)}$	-45,9
Benzeno	$\text{C}_6\text{H}_6(l)$	49,0
Brometo de potássio	$\text{KBr}_{(s)}$	-392,2
Brometo de prata	$\text{AgBr}_{(s)}$	-99,5
Carbeto de cálcio	$\text{CaC}_{2(s)}$	-59,8
Carbonato de bário	$\text{BaCO}_{3(s)}$	-1.213,0
Carbonato de cálcio	$\text{CaCO}_{3(s)}$	-1.207,6
Carbonato de magnésio	$\text{MgCO}_{3(s)}$	-1.095,8
Carbonato de sódio	$\text{Na}_2\text{CO}_{3(s)}$	-1.130,8
Clorato de potássio	$\text{KClO}_{3(s)}$	-391,4
Cloreto de alumínio	$\text{AlCl}_{3(s)}$	-705,6
Cloreto de amônia	$\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}$	-314,6
Cloreto de bário	$\text{BaCl}_{2(s)}$	-858,6
Cloreto de boro	$\text{BCl}_{3(s)}$	-403,0
Cloreto de cálcio	$\text{CaCl}_{2(s)}$	-795,8
Cloreto de céσιο	$\text{CsCl}_{(s)}$	-443,0
Cloreto de magnésio	$\text{MgCl}_{2(s)}$	-641,8
Cloreto de potássio	$\text{KCl}_{(s)}$	-436,7

Substância	Fórmula	ΔH_f° (kJ/mol)
Cloreto de prata	$\text{AgCl}_{(s)}$	-127,0
Cloreto de sódio	$\text{NaCl}_{(s)}$	-411,1
Cloreto de zinco	$\text{ZnCl}_{2(s)}$	-415,1
Cloreto férrico	$\text{FeCl}_{3(s)}$	-399,5
Clorofórmio	$\text{CHCl}_{3(l)}$	-134,5
Diamante	$\text{C}_{(d)}$	1,8
Dióxido de carbono	$\text{CO}_{2(g)}$	-393,5
Dióxido de enxofre	$\text{SO}_{2(g)}$	-296,8
Dióxido de nitrogênio	$\text{NO}_{2(g)}$	33,2
Etano	$\text{C}_2\text{H}_{6(g)}$	-83,9
Etanol	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)}$	-277,0
Eteno	$\text{C}_2\text{H}_{4(g)}$	52,3
Etileno	$\text{C}_2\text{H}_{2(g)}$	226,7
Fluoreto de potássio	$\text{KF}_{(s)}$	-562,6
Fluoreto de sódio	$\text{NaF}_{(s)}$	-569,0
Glicose	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_{6(s)}$	-1.271,0
Hidróxido de bário	$\text{Ba}(\text{OH})_{2(s)}$	-944,7
Hidróxido de cálcio	$\text{Ca}(\text{OH})_{2(s)}$	-986,1
Hidróxido de sódio	$\text{NaOH}_{(s)}$	-425,9
Metano	$\text{CH}_{4(g)}$	-74,9
Metanol	$\text{CH}_3\text{OH}_{(l)}$	-238,4
Monóxido de carbono	$\text{CO}_{(g)}$	-110,5
Monóxido de nitrogênio	$\text{NO}_{(g)}$	90,3
Nitrato de sódio	$\text{NaNO}_{3(s)}$	-424,8
Óxido de alumínio	$\text{Al}_2\text{O}_{3(s)}$	-1.669,8
Óxido de bário	$\text{BaO}_{(s)}$	-548,1
Óxido de cálcio	$\text{CaO}_{(s)}$	-635,1
Óxido férrico	$\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$	-826,0
Óxido de magnésio	$\text{MgO}_{(s)}$	-601,2
Óxido de manganês IV	$\text{MnO}_{2(s)}$	-519,7
Óxido de mercúrio	$\text{HgO}_{(s)}$	-90,8
Óxido de prata	$\text{Ag}_2\text{O}_{(s)}$	-31,1
Óxido de silício	$\text{SiO}_{2(s)}$	-910,9
Óxido de sódio	$\text{Na}_2\text{O}_{(s)}$	-414,2
Óxido de zinco	$\text{ZnO}_{(s)}$	-348,0
Óxido nitroso	$\text{N}_2\text{O}_{(g)}$	82,1
Ozônio	$\text{O}_{3(g)}$	143,0
Pentacloreto de fósforo	$\text{PCl}_{5(s)}$	-440,0
Perclorato de potássio	$\text{KClO}_{4(s)}$	-430,1
Sulfato de bário	$\text{BaSO}_{4(s)}$	-1.473,2
Sulfato de cálcio	$\text{CaSO}_{4(s)}$	-1.434,5
Sulfato de chumbo II	$\text{PbSO}_{4(s)}$	-920,0
Sulfato de magnésio	$\text{MgSO}_{4(s)}$	-1.278,2
Sulfeto de chumbo II	$\text{PbS}_{(s)}$	-100,0
Sulfeto de mercúrio	$\text{HgS}_{(s)}$	-58,2
Sulfeto de prata	$\text{Ag}_2\text{S}_{(s)}$	-31,8
Tetracloreto de carbono	$\text{CCl}_{4(l)}$	-139,5
Tetracloreto de silício	$\text{SiCl}_{4(l)}$	-640,1
Tetraóxido de dinitrogênio	$\text{N}_2\text{O}_{4(g)}$	9,2
Tricloreto de fósforo	$\text{PCl}_{3(l)}$	-320,0

Tab. 4 Tabela de calor de formação de diversas substâncias.

Consultando tabelas como essa é possível calcular o ΔH de muitas reações, mesmo que não sejam viáveis na prática.

No início desse tópico, foi apresentada a reação de decomposição do carbonato de cálcio. Apesar de ser possível obter o valor de ΔH dessa reação experimentalmente, é possível também calculá-lo pelos calores de formação da tabela anterior:



$$\Delta H = \sum \Delta H_f^\circ \text{ produtos} - \sum \Delta H_f^\circ \text{ reagentes}$$

$$\Delta H = (H_{\text{CaO}} + H_{\text{CO}_2}) - H_{\text{CaCO}_3} \therefore$$

$$\therefore \Delta H = (-635,1 - 393,5) - (-1.207,6) = +179,0 \text{ kJ}$$

Exercício resolvido

3 Dadas as entalpias de formação:

Substância	ΔH_f° (kJ/mol)
$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-285,8
$\text{CO}_{2(g)}$	-393,5
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)}$	-277,0

Determine o ΔH da reação de combustão de 1 mol de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$).

Resolução:



$$\Delta H = \sum \Delta H_f^\circ \text{ produtos} - \sum \Delta H_f^\circ \text{ reagentes}$$

$$\Delta H = \{2 \cdot (-393,5) + 3 \cdot (-285,8)\} - \{(-277,0) + 3 \cdot (0)\}$$

$$\Delta H = -1.367,4 \text{ kJ/mol}$$

Energia de ligação

Toda reação química envolve obrigatoriamente a quebra de ligações químicas e a formação de novas ligações. É sabido também que, se uma ligação química se forma, é para tornar os ligantes mais estáveis do que na situação anterior.

Dessa forma, fica evidente que para quebrar uma ligação, obrigatoriamente deve-se fornecer energia (processo endotérmico). Quando se forma uma ligação química, haverá liberação de energia (processo exotérmico).

A energia absorvida ou liberada nesses processos de quebra ou formação de ligações recebe o nome de **energia de ligação**.

Energia de ligação é a energia necessária para quebrar 1,0 mol de determinada ligação no estado gasoso a 25 °C e 1 atm.

Considere 1 mol de gás H_2 a 25 °C e 1 atm. Os átomos de hidrogênio estão unidos entre si por compartilhamento de um par de elétrons em uma ligação covalente. É possível, pelo fornecimento de energia, romper essa ligação e transformar o hidrogênio molecular em hidrogênio atômico. A energia necessária para esse processo (ΔH) é chamada de energia de ligação do hidrogênio:

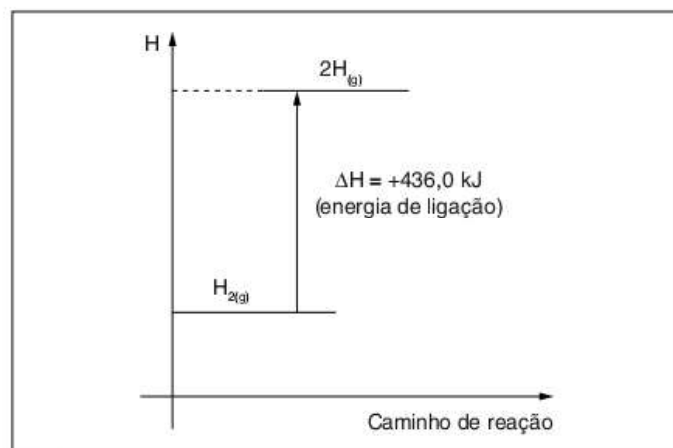
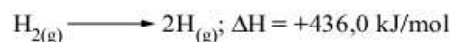


Fig. 9 Energia de ligação do hidrogênio.

A tabela a seguir apresenta as energias de ligação mais comuns entre 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		
I-I	151	N-F	272	Ligações Triplas	ΔH° (kJ/mol)
H-C	414	N-Cl	201	C≡C	837
H-N	389	N-Br	243	N≡N	946
H-O	464	O-F	184	C≡O	1078
H-P	318	O-Cl	205	C≡N	891
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		

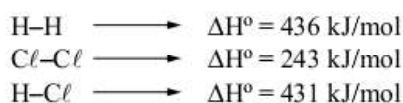
Tab. 5 Energias de ligação.

Utilizando as informações contidas nessa tabela, é possível calcular a variação de entalpia da reação para um grande número de reações, analisando-se as quebras e respectivas formações de ligações. Apesar de o valor obtido por essa metodologia nem sempre ser exato, os valores são aproximados. Veja o exemplo a seguir.

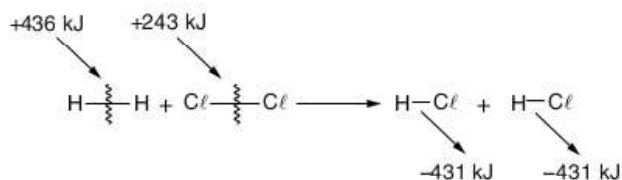
Considere a equação:



O mecanismo dessa reação envolve a quebra das ligações H-H e Cl-Cl e a formação de duas ligações H-Cl. Consultando a tabela de energia de ligação, encontramos os seguintes valores para as energias de ligações envolvidas nesta reação:



Dessa forma, haverá consumo de 436 kJ para quebra das ligações de H-H e consumo de 243 kJ para quebra das ligações Cl-Cl. Por outro lado, haverá liberação de duas vezes -431 kJ, devido à formação de dois mols de ligações H-Cl.

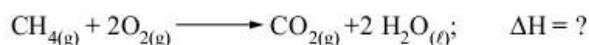


O ΔH pode ser calculado da forma como se segue:

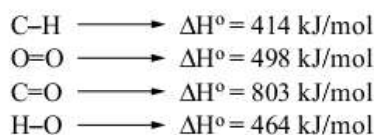
$$\Delta H = 436 + 243 + 2 \cdot (-431) \therefore \Delta H = -183 \text{ kJ}$$

Nesse outro exemplo, o número de ligações rompidas e formadas é bem maior, mas a execução do cálculo segue o mesmo procedimento.

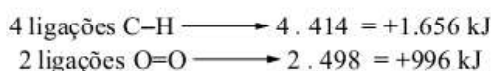
Considere a reação de combustão do metano:



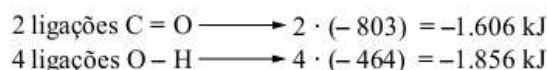
Energias de ligações envolvidas:



Ligações rompidas:



Ligações formadas:



$$\Delta H = 1.656 + 996 + (-1.606) + (-1.856) \therefore \Delta H = -810 \text{ kJ}$$

Exercício resolvido

4 Unirio O gás cloro (Cl_2), amarelo-esverdeado, é altamente tóxico. Ao ser inalado, reage com água existente nos pulmões, formando ácido clorídrico (HCl), um ácido forte capaz de causar graves lesões internas, conforme a seguinte equação:



Ligação	Energia de ligação (kJ/mol; 25 °C e 1 atm)
Cl-Cl	243
H-O	464
H-Cl	431
Cl-O	205

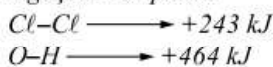
Utilizando os dados constantes na tabela anterior, marque a opção que contém o valor correto da variação de entalpia verificada em kJ/mol.

- (a) +104
(b) +71
(c) +52
(d) -71
(e) -104

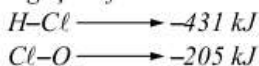
Resolução:



Ligações rompidas:



Ligações formadas:



$$\Delta H = 243 + 464 + (-431) + (-205) \therefore \Delta H = +71 \text{ kJ}$$

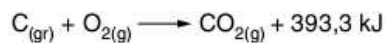
Alternativa: B.

Revisando

1 Julgue os seguintes processos como sendo endotérmicos ou exotérmicos.

- a) Combustão de madeira.
- b) Derretimento de gelo.
- c) Evaporação do suor.
- d) Resfriamento de um copo de café.
- e) $\text{CaCO}_3 + 42 \text{ kcal} \longrightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$.
- f) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{HCl} + 44\text{kcal}$
- g) $\text{H}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O}; \Delta H = -68,5 \text{ kcal}$.
- h) $\text{ZnO} + \text{C} \longrightarrow \text{Zn} + \text{CO}; \Delta H = +58 \text{ kcal}$.

2 Considere a reação:



- a) Qual o valor do ΔH ?
- b) A reação é exotérmica ou endotérmica?
- c) Represente a reação em um gráfico de entalpia *versus* caminho da reação.

3 Considere os quatro combustíveis: metano (CH_4), butano (C_4H_{10}), etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{O}$) e gasolina (C_8H_{18}) e a tabela com os seus respectivos calores de combustão.

Combustível	$\Delta H^\circ_{\text{combustão}}$ (kJ/mol)
CH_4	-900
C_4H_{10}	-2.878
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	-1.350
C_8H_{18}	-5.110

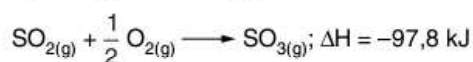
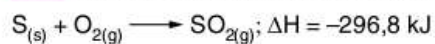
- a) Escreva a equação termoquímica de combustão de cada um desses combustíveis.
- b) Qual a massa em gramas de cada combustível utilizado nas equações?
- c) Qual combustível fornece a maior quantidade de calor por grama?

4 A combustão do enxofre pode ocorrer com o enxofre em qualquer dos seus três estados físicos (sólido, líquido ou gasoso). Considere as três reações de combustão a seguir, com as suas respectivas variações de entalpia:



Coloque os ΔH em ordem crescente de liberação de calor e construa um gráfico de entalpia *versus* caminho da reação para as três reações.

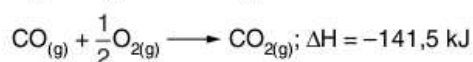
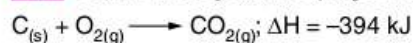
5 Dadas as seguintes equações químicas:



Determine o ΔH da reação a seguir:



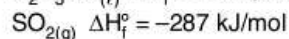
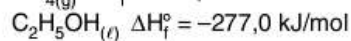
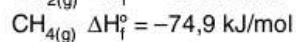
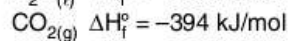
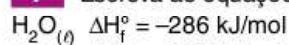
6 Dadas as seguintes equações químicas:



Determine o ΔH da reação a seguir:



7 Escreva as equações de formação das seguintes substâncias:



8 Dadas as energias de ligação em kcal/mol:

$$\text{H-H} = 436 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{Br-Br} = 192 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{H-Br} = 368 \text{ kJ/mol}$$

Calcule a variação de entalpia da reação a seguir:



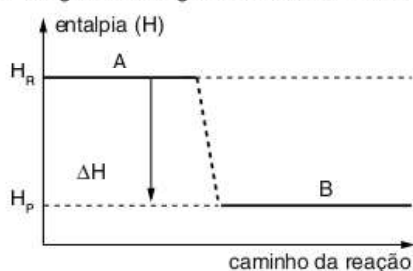
Exercícios propostos

Entalpia

1 CFTMG Do ponto de vista científico, quando se coloca um cubo de gelo num copo com água à temperatura ambiente, há resfriamento do sistema com derretimento do gelo porque:

- (a) o sistema perde energia para o ambiente.
- (b) o gelo se funde num processo exotérmico.
- (c) a energia do gelo é liberada para a água em estado líquido.
- (d) a transferência de calor ocorre da água líquida para o gelo.

2 UFRRJ 2008 Desde a Pré-História, quando aprendeu a manipular o fogo para cozinhar seus alimentos e se aquecer, o homem vem percebendo sua dependência cada vez maior das várias formas de energia. A energia é importante para uso industrial e doméstico, nos transportes etc. Existem reações químicas que ocorrem com liberação ou absorção de energia, sob a forma de calor, denominadas, respectivamente, como exotérmicas e endotérmicas. Observe o gráfico a seguir e assinale a alternativa correta.



- (a) O gráfico representa uma reação endotérmica.
- (b) O gráfico representa uma reação exotérmica.
- (c) A entalpia dos reagentes é igual à dos produtos.
- (d) A entalpia dos produtos é maior que a dos reagentes.
- (e) A variação de entalpia é maior que zero.

3 PUC-MG 2007 (Adapt.) A termoquímica é a área da química que trata dos fenômenos térmicos envolvidos nas reações químicas. A quantidade de calor trocado durante uma reação que acontece à pressão constante corresponde à variação de entalpia ΔH . É incorreto afirmar que o ΔH de uma reação:

- (a) depende do estado físico dos reagentes e produtos.
- (b) depende da quantidade de reagentes e produtos.
- (c) depende da velocidade da reação.
- (d) é positivo quando a reação é endotérmica.

4 Unesp 2011 A passagem do oxigênio líquido para oxigênio gasoso é uma transformação física:

- (a) exotérmica, classificada como fusão.
- (b) exotérmica, classificada como ebulição.
- (c) endotérmica, classificada como liquefação.
- (d) endotérmica, classificada como evaporação.
- (e) espontânea, classificada como sublimação.

5 Fatec A hidrólise do depósito de gordura corporal é obtida por ação das enzimas lipases, produzindo ácidos graxos e glicerol, oxidados por vias diferentes.

Os ácidos graxos liberados são transportados pelo sangue até as células, onde são degradados no interior das mitocôndrias. Analise a representação da oxidação de um ácido graxo e da energia liberada, e assinale a alternativa válida sobre esse processo.



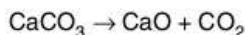
Legenda: (s) sólido (l) líquido (g) gasoso.

- (a) A equação representa um processo endotérmico.
- (b) O processo ocorre nos seres vivos aeróbios e anaeróbios.
- (c) Essa reação é de combustão em que o oxigênio é o gás comburente.
- (d) O gás consumido no processo é o principal componente do ar atmosférico.
- (e) O composto CO_2 é denominado monóxido de carbono e minimiza o efeito estufa.

6 UFF 2007 Na preparação da argamassa, a cal viva ou cal virgem é misturada à água, produzindo uma reação para a qual o ΔH é negativo.



O óxido da reação anterior é obtido pela decomposição térmica de carbonato que, na natureza, é encontrado na calcita, mármore e calcário em geral:

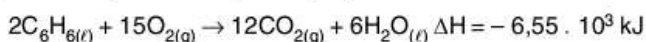


Nas regiões de agricultura de solo ácido, a cal viva é utilizada para diminuir a acidez do solo.

Com base nas reações anteriores, pode-se afirmar que:

- (a) um mol de $CaCO_3$ produz 56,0 g de CO_2 nas CNTP.
- (b) na decomposição térmica do carbonato, segundo Lavoisier, a massa resultante é diferente da massa reagente.
- (c) a primeira reação é exotérmica e o produto é o hidróxido de cálcio.
- (d) as reações apresentadas no texto são de simples e dupla-troca, respectivamente.
- (e) o CaO é um exemplo de óxido neutro.

7 UFMG 2007 A reação de combustão do benzeno, C_6H_6 , pode ser representada pela equação:



Suponha que uma amostra, contendo 2 mols de benzeno e 30 mols de oxigênio, é submetida à combustão completa em um sistema fechado.

Considerando-se essas informações, é correto afirmar que, nesse caso, ao final da reação:

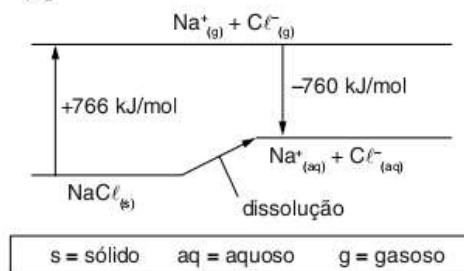
- (a) a quantidade de calor liberado é maior se o H_2O estiver no estado gasoso.
- (b) a quantidade máxima de calor liberado é de $6,55 \cdot 10^3$ kJ.
- (c) o número de moléculas no estado gasoso aumenta.
- (d) o oxigênio, no interior do sistema, é totalmente consumido.

8 CFTSC As bolsas térmicas consistem, geralmente, de dois invólucros selados e separados, onde são armazenadas diferentes substâncias químicas. Quando a camada que separa os dois invólucros é rompida, as substâncias neles contidas misturam-se e ocorre o aquecimento ou resfriamento. A seguir, estão representadas algumas reações químicas que ocorrem após o rompimento da camada que separa os invólucros com seus respectivos ΔH° . Analise as reações e os valores correspondentes de ΔH° e assinale a alternativa que correlaciona, corretamente, as reações com as bolsas térmicas quentes ou frias.

- I. $CaO_{(s)} + SiO_{2(s)} \rightarrow CaSiO_{3(s)} \quad \Delta H^\circ = -89,5 \text{ kJ/mol}$
- II. $NH_4NO_{3(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow NH_4^+_{(aq)} + NO_3^-_{(aq)} \quad \Delta H^\circ = +25,69 \text{ kJ/mol}$
- III. $CaCl_{2(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Ca^{2+}_{(aq)} + 2Cl^-_{(aq)} \quad \Delta H^\circ = -82,80 \text{ kJ/mol}$

- (a) (I) é fria; (II) quente; (III) é fria;
- (b) (I) é quente; (II) é fria; (III) é quente;
- (c) (I) é fria; (II) fria; (III) é fria;
- (d) (I) é quente; (II) quente; (III) é fria;
- (e) (I) é quente; (II) quente; (III) é quente.

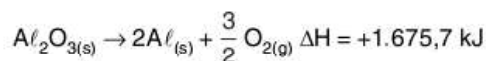
9 Fuvest 2007 A dissolução de um sal em água pode ocorrer com liberação de calor, absorção de calor ou sem efeito térmico. Conhecidos os calores envolvidos nas transformações, mostradas no diagrama que segue, é possível calcular o calor da dissolução de cloreto de sódio sólido em água, produzindo $Na^+_{(aq)}$ e $Cl^-_{(aq)}$.



Com os dados fornecidos, pode-se afirmar que a dissolução de 1 mol desse sal:

- (a) é acentuadamente exotérmica, envolvendo cerca de 10^3 kJ.
- (b) é acentuadamente endotérmica, envolvendo cerca de 10^3 kJ.
- (c) ocorre sem troca de calor.
- (d) é pouco exotérmica, envolvendo menos de 10 kJ.
- (e) é pouco endotérmica, envolvendo menos de 10 kJ.

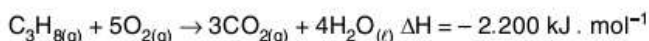
10 PUC-RS A fabricação do alumínio a partir da bauxita está representada pela equação



A energia envolvida na obtenção do alumínio necessário para fabricar seis latas de refrigerante, cuja massa é de 13,5 g cada, é aproximadamente _____ kJ de calor _____.

- (a) 279 – liberado
- (b) 558 – absorvido
- (c) 838 – absorvido
- (d) 1.676 – liberado
- (e) 2.514 – absorvido

11 PUC-MG 2007 A queima do gás de cozinha (propano) ocorre de acordo com a seguinte equação:

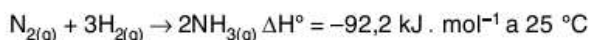


Considerando-se essa equação, é incorreto afirmar que:

- a reação da queima do propano é exotérmica.
- a entalpia dos reagentes é maior que a entalpia dos produtos.
- a queima de 1 mol do gás propano produz $1,8 \cdot 10^{24}$ moléculas de gás carbônico.
- a variação de entalpia, neste caso, indica que a quantidade de calor absorvida é de 2.200 kJ/mol.

12 PUC-Rio 2009 (Adapt.) A amônia (NH_3) é usada na produção de fertilizantes nitrogenados, na fabricação de explosivos e de plásticos.

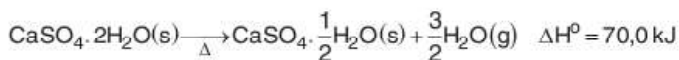
Na indústria, a amônia pode ser obtida a partir de seus elementos constituintes, por um processo denominado Processo de Haber (reação a seguir), em homenagem ao químico alemão Fritz Haber que desenvolveu esse método de síntese em altas pressões.



- A decomposição da amônia é um processo endotérmico? Justifique.
- Calcule o valor de ΔH° , a 25°C , quando são produzidos 0,340 g de amônia.

13 UFBA 2011 (Adapt.) A gipsita, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}(s)$, é um minério encontrado em grande parte da crosta terrestre. Dele é extraído o gesso, um material branco formado por sulfato de cálcio hemidratado, $\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}(s)$, ou anidro, $\text{CaSO}_4(s)$, que é utilizado na construção civil, em substituição à argamassa, no revestimento de paredes e em isolamento acústico.

Na desidratação térmica da gipsita, a diferentes temperaturas, o minério perde água de hidratação e se transforma em gesso, que pode se hidratar ao reagir com a água e formar uma pasta que endurece em pouco tempo.



Com base nessas informações da equação química da desidratação da gipsita, calcule a quantidade de energia absorvida e a massa produzida, em toneladas, de gesso hemidratado, na desidratação de dez toneladas de $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}(s)$.

14 UFJF 2011 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	Álcoois	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 $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
- Uma lata de cerveja de 350 mL apresenta um teor alcoólico de 4% em volume. Considerando a densidade do álcool igual a $0,80 \text{ g mL}^{-1}$, calcule a energia liberada no metabolismo de um indivíduo pelo consumo dessa quantidade de cerveja.

Exercícios envolvendo ΔH

15 Uesc 2011

	MM (g/mol)	Entalpia-padrão de combustão, ΔH° (kJ)
Metano CH_4	16	-889,5
Butano C_4H_{10}	58	-2.893,8

O gás metano, produzido a partir da fermentação anaeróbica do lixo orgânico, e o gás butano, proveniente do gás natural liquefeito de petróleo, são utilizados na geração de energia a partir da combustão.

De acordo com essas considerações, é correto afirmar:

- O gás natural é uma fonte de energia renovável.
- A energia liberada na combustão do butano é transformada diretamente em energia elétrica.
- A combustão de 22,4 L de gás metano produz menor quantidade de energia que a de igual volume de gás butano, nas CNTP.
- A energia produzida na combustão de 1,0 g do gás butano é maior do que a produzida por igual massa de gás metano nas mesmas condições.
- O gás carbônico, $\text{CO}_2(g)$, produzido a partir da combustão do metano, proveniente dos aterros sanitários, não apresenta toxidez e não contribui para o efeito estufa.

16 Uerj O hidrogênio vem sendo considerado um possível substituto dos combustíveis altamente poluentes de origem fóssil, como o dodecano, utilizado na aviação.

Sabe-se que, sob condições padrão, as entalpias de combustão do dodecano e do hidrogênio molecular são, respectivamente, iguais a -7.500 e $-280 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

A massa de hidrogênio, em gramas, necessária para gerar a mesma quantidade de energia que a gerada por 1 g de dodecano equivale a:

- 0,157
- 0,315
- 0,471
- 0,630

17 UFJF Quando um mol de água líquida passa para a fase sólida, à pressão constante, o sistema perde cerca de 6,0 quilojoules de energia. Qual seria a energia envolvida na obtenção de quatro cubos de gelo, considerando que cada um deles pesa 9,0 gramas?

- (a) +12,0 kJ (c) +9,0 kJ (e) -6,0 kJ
 (b) -12,0 kJ (d) -9,0 kJ

18 Enem 2011 Um dos problemas dos combustíveis que contêm carbono é que sua queima produz dióxido de carbono. Portanto, uma característica importante, ao se escolher um combustível, é analisar seu calor de combustão (ΔH_c°), definido como a energia liberada na queima completa de um mol de combustível no estado padrão. O quadro seguinte relaciona algumas substâncias que contêm carbono e seu ΔH_c° .

Substância	Fórmula	ΔH_c° (kJ/mol)
Benzeno	$C_6H_{6(l)}$	-3.268
Etanol	$C_2H_5OH_{(l)}$	-1.368
Glicose	$C_6H_{12}O_{6(s)}$	-2.808
Metano	$CH_{4(g)}$	-890
Octano	$C_8H_{18(l)}$	-5.471

Neste contexto, qual dos combustíveis, quando queimado completamente, libera mais dióxido de carbono no ambiente pela mesma quantidade de energia produzida?

- (a) Benzeno. (c) Glicose. (e) Etanol.
 (b) Metano. (d) Octano.

19 Enem 2009 Nas últimas décadas, o efeito estufa tem-se intensificado de maneira preocupante, sendo esse efeito muitas vezes atribuído à intensa liberação de CO_2 durante a queima de combustíveis fósseis para geração de energia. O quadro traz as entalpias-padrão de combustão a 25 °C (ΔH_{25}°) do metano, do butano e do octano.

Composto	Fórmula molecular	Massa molar (g/mol)	ΔH_{25}° (kJ/mol)
Metano	CH_4	16	-890
Butano	C_4H_{10}	58	-2.878
Octano	C_8H_{18}	114	-5.471

À medida que aumenta a consciência sobre os impactos ambientais relacionados ao uso da energia, cresce a importância de se criar políticas de incentivo ao uso de combustíveis mais eficientes. Nesse sentido, considerando-se que o metano, o butano e o octano sejam representativos do gás natural, do gás liquefeito de petróleo (GLP) e da gasolina, respectivamente, então, a partir dos dados fornecidos, é possível concluir que, do ponto de vista da quantidade de calor obtido por mol de CO_2 gerado, a ordem crescente desses três combustíveis é:

- (a) gasolina, GLP e gás natural;
 (b) gás natural, gasolina e GLP;
 (c) gasolina, gás natural e GLP;

- (d) gás natural, GLP e gasolina;
 (e) GLP, gás natural e gasolina.

20 Enem 2009 Vários combustíveis alternativos estão sendo procurados para reduzir a demanda por combustíveis fósseis, cuja queima prejudica o meio ambiente devido à produção de dióxido de carbono (massa molar igual a 44 g \cdot mol⁻¹). Três dos mais promissores combustíveis alternativos são o hidrogênio, o etanol e o metano. A queima de 1 mol de cada um desses combustíveis libera uma determinada quantidade de calor, que estão apresentadas na tabela a seguir.

Combustível	Massa molar (g mol ⁻¹)	Calor liberado na queima (kJ mol ⁻¹)
H ₂	2	270
CH ₄	16	900
C ₂ H ₅ OH	46	1.350

Considere que foram queimadas massas, independentemente, desses três combustíveis, de forma tal que em cada queima foram liberados 5.400 kJ. O combustível mais econômico, ou seja, o que teve a menor massa consumida, e o combustível mais poluente, que é aquele que produziu a maior massa de dióxido de carbono (massa molar igual a 44 g mol⁻¹), foram, respectivamente:

- (a) o etanol, que teve apenas 46 g de massa consumida, e o metano, que produziu 900 g de CO_2 .
 (b) o hidrogênio, que teve apenas 40 g de massa consumida, e o etanol, que produziu 352 g de CO_2 .
 (c) o hidrogênio, que teve apenas 20 g de massa consumida, e o metano, que produziu 264 g de CO_2 .
 (d) o etanol, que teve apenas 96 g de massa consumida, e o metano, que produziu 176 g de CO_2 .
 (e) o hidrogênio, que teve apenas 2 g de massa consumida, e o etanol, que produziu 1.350 g de CO_2 .

21 Fatec Os carboidratos são uma importante fonte de energia em nossa dieta alimentar. Nas células, as moléculas de monossacarídeos são metabolizadas pelo organismo, num processo que libera energia, representado pela equação:



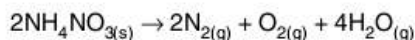
Essa equação química corresponde ao processo global popularmente denominado "queima da glicose". Cada grama desse açúcar metabolizado libera cerca de 4 kcal de energia, usada para movimentar músculos, fazer reparos nas células, manter constante a temperatura corporal etc.

A massa de oxigênio consumida, em gramas, quando a "queima" desse açúcar metabolizado liberar 1.200 kcal é:

Dado: Massas molares (g/mol): H = 1; C = 12; O = 16.

- (a) 300
 (b) 320
 (c) 400
 (d) 800
 (e) 1.800

22 Uerj 2009 Explosivos, em geral, são formados por substâncias que, ao reagirem, liberam grande quantidade de energia. O nitrato de amônio, um explosivo muito empregado em atividades de mineração, se decompõe segundo a equação química:



Em um teste, essa decomposição liberou 592,5 kJ de energia e produziu uma mistura de nitrogênio e oxigênio com volume de 168 L, medido nas CNTP.

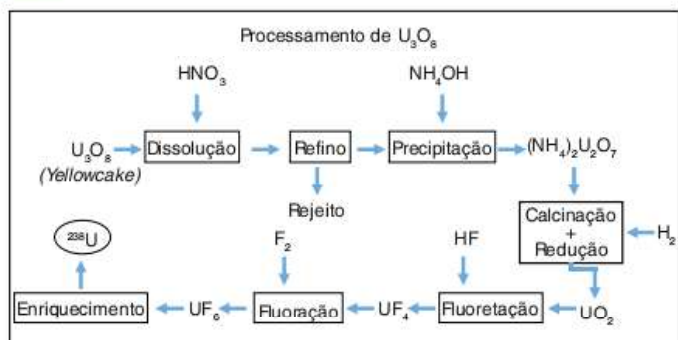
Nas mesmas condições, o teste com 1 mol de nitrato de amônio libera, em quilojoules, a seguinte quantidade de energia:

- (a) 39,5 (c) 118,5
(b) 59,3 (d) 158,0

23 UFSCar 2007 A queima de 1 litro de gasolina fornece 33 kJ de energia. A fissão de somente 1 g de ${}_{92}\text{U}^{235}$ fornece $8,25 \cdot 10^7$ kJ de energia. A bomba de Hiroshima, utilizada pelos Estados Unidos contra o Japão no final da Segunda Guerra Mundial, tinha uma quantidade de urânio de aproximadamente 16 kg. Essa é a massa crítica necessária para a obtenção da reação em cadeia de fissão e, conseqüentemente, a explosão. Uma esfera de urânio de 12 cm de diâmetro tem essa massa de urânio.

- a) Considerando a gasolina como sendo constituída por octano (C_8H_{18}), escreva a reação de combustão completa da gasolina devidamente balanceada. Copie a equação de fissão do urânio dada a seguir, analisando a Classificação Periódica, complete a reação, dando os símbolos e os nomes dos elementos X e Y resultantes da fissão do ${}_{92}\text{U}^{235}$.
- $${}_{92}\text{U}^{235} + 1\text{ }_0\text{n}^1 \rightarrow {}_{35}\text{X}^{90} + {}_{57}\text{Y}^{143} + 3\text{ }_0\text{n}^1 + \text{energia}$$
- b) Sabendo que um caminhão-tanque tem capacidade para transportar 40.000 L de gasolina, quantos milhões de caminhões-tanque cheios seriam necessários para produzir quantidade de energia similar àquela liberada na explosão da bomba de Hiroshima?

24 UFRJ 2007



A reação de HF com o dióxido de urânio (fluoretação) libera 44 kJ para cada mol de HF consumido. Calcule o calor liberado no processo quando 540 kg de dióxido de urânio são reagidos com HF.

25 UFG 2007 A oxidação completa de 1 mol de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), no metabolismo aeróbico, produz 38 mols de trifosfato de adenosina (ATP), e cada mol de ATP fornece 8 kcal de energia útil para o organismo. Por outro lado, a oxidação completa de 1 mol de glicose, durante a combustão, libera 673 kcal. Dessa forma:

- a) calcule a taxa de aproveitamento de energia no metabolismo aeróbico.
b) considerando que toda energia venha do metabolismo aeróbico da glicose, calcule a massa desse carboidrato que deverá ser ingerida para que um atleta realize uma corrida de 15,2 minutos, sabendo que o organismo do atleta consome 10 kcal/minuto.

Texto para a questão 26.

Xisto betuminoso é uma rocha impregnada de material oleoso (5 a 10%) semelhante ao petróleo. Ele é abundante na natureza, contudo sua extração é muito difícil. Para isso a rocha deve ser escavada, moída e aquecida a cerca de 500 °C para que o óleo bruto seja liberado, o qual deve ser refinado, como ocorre com o petróleo. Esse processo todo encarece o produto obtido.

Do processamento de 112 toneladas do minério (rocha) resultam 52.000 barris de óleo, 890 toneladas de enxofre, 450 toneladas de GLP e 1,8 milhões de metros cúbicos de gás combustível leve (metano e etano).

As equações termoquímicas da combustão das substâncias componentes do GLP e do gás combustível são:

- 1) $\text{CH}_{4(g)} + 2\text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \Delta H = -212,8 \text{ kcal/mol}$
- 2) $\text{C}_2\text{H}_6(g) + 7/2 \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{CO}_2(g) + 3\text{H}_2\text{O}_{(l)} \Delta H = -372,8 \text{ kcal/mol}$
- 3) $\text{C}_3\text{H}_8(g) + 5\text{O}_2(g) \rightarrow 3\text{CO}_2(g) + 4\text{H}_2\text{O}_{(l)} \Delta H = -530,6 \text{ kcal/mol}$
- 4) $\text{C}_4\text{H}_{10}(g) + 13/2 \text{O}_2(g) \rightarrow 4\text{CO}_2(g) + 5\text{H}_2\text{O}_{(l)} \Delta H = -688 \text{ kcal/mol}$

26 UFPel 2007 Considerando as equações (1 a 4, no texto) das reações de combustão dos componentes do gás combustível e do GLP obtidos a partir do xisto betuminoso, é correto afirmar que essas transformações são _____ e que a equação _____ representa a reação que _____ quantidade de calor por grama de combustível queimado.

Assinale a alternativa que preenche corretamente as lacunas acima.

- (a) exotérmicas – 1 – libera – menor
(b) exotérmicas – 4 – absorve – maior
(c) exotérmicas – 1 – libera – maior
(d) endotérmicas – 4 – absorve – maior
(e) endotérmicas – 1 – absorve – maior

27 Unicamp 2011 A obesidade está se tornando um problema endêmico no mundo todo. Calcula-se que em 2050 um terço de todos os homens e a metade das mulheres serão obesos.

Considere a promoção de uma lanchonete, composta de um lanche, uma porção de fritas, uma torta de maçã e 500 mL de refrigerante. A tabela a seguir resume as quantidades (em gramas) de alguns grupos de substâncias ingeridas, conforme aparecem nas embalagens dos produtos.

Grupo/produto	Lanche	Porção de batata	Torta de maçã
Carboidratos	36	35	33
Proteínas	31	4,1	2,2
Gorduras totais	32	15	11
Cálcio	0,28	0,11	0,33
Sódio	1,22	0,31	0,18

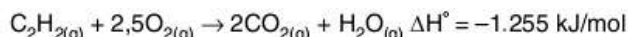
- a) Considerando-se um valor diário de referência em termos de energia (VDE) de 8.400 kJ, que percentual desse VDE foi atingido apenas com essa refeição? Considere a energia por grama de lipídeos igual a 38 kJ e a de açúcares e proteínas igual a 17 kJ. Considere também que cada 100 mL de refrigerante contém 11 gramas de açúcar.
- b) Considerando-se que o consumo diário máximo de sal comum (recomendado pela OMS) e de 5,0 gramas por dia, esse limite teria sido atingido apenas com essa refeição? Responda sim ou não e justifique.

28 Ufal 2006 (Adapt.) A queima de etanol para gerar energia, embora gere dióxido de carbono, é ecologicamente mais correta que a queima de derivados de petróleo com relação aos gases liberados na atmosfera.

- a) Represente a equação de combustão do etanol devidamente balanceada. Dado: etanol C_2H_6O .
- b) Dado que a entalpia de combustão do etanol líquido é $-1,37 \cdot 10^3$ kJ/mol, qual o valor da energia liberada pela queima de 460 g de etanol líquido?

Massas molares: (g mol⁻¹): C = 12; H = 1; O = 16.

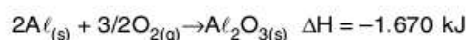
29 PUC-Rio 2007 A combustão completa do etino (mais conhecido como acetileno) é representada na equação a seguir.



Assinale a alternativa que indica a quantidade de energia, na forma de calor, que é liberada na combustão de 130 g de acetileno, considerando o rendimento dessa reação igual a 80%.

- (a) -12.550 kJ
 (b) -6.275 kJ
 (c) -5.020 kJ
 (d) -2.410 kJ
 (e) -255 kJ

30 UFRGS A reação do alumínio com o oxigênio é altamente exotérmica e pode ser representada como segue.



A quantidade de calor, expressa em kJ, liberada na combustão de 1 grama de alumínio é aproximadamente igual a:

- (a) 15
 (b) 31
 (c) 62
 (d) 835
 (e) 1.670

31 UFMG 2011 (Adapt.) Em 2010, um jornal de Belo Horizonte divulgou dados concernentes a uma pesquisa em desenvolvimento, no Brasil, para a produção de um propelente, à base de peróxido de hidrogênio, H_2O_2 , e de etanol, C_2H_5OH , a ser usado em foguetes.

No sistema em desenvolvimento, as reações, em fase gasosa, são:

- I. decomposição do peróxido em água e oxigênio molecular; e
 - II. posterior combustão total do etanol pelo oxigênio.
1. Escreva as equações químicas balanceadas das reações I e II, bem como a equação da reação global do processo.
 2. Neste quadro, apresentam-se os valores aproximados das variações de entalpia, **por mol e por grama** de combustível, das reações de combustão completa do metano e do etanol.

Combustível	Variação de entalpia/ (kJ/mol)	Variação de entalpia/ (kJ/g)
CH ₄	-850	-53
C ₂ H ₅ OH	-1.300	-28

Com base exclusivamente nas informações desse quadro e assinalando com um **X** a quadrícula apropriada, **indique** qual dos dois combustíveis é **mais** vantajoso, **do ponto de vista energético**, quando se considera a massa do combustível queimado.

O combustível mais vantajoso é o () CH₄() C₂H₅OH

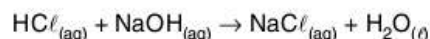
3. Na matéria jornalística mencionada, afirma-se que, ainda que, o propelente brasileiro, se concretizado, vai contribuir menos para o aumento do efeito estufa que o metano fóssil usado, com a mesma finalidade, por outros países.

Calcule a quantidade de energia liberada, **por mol de CO₂ produzido**, para **cada um** dos dois combustíveis referidos no **item anterior**, desta questão.

Considerando esses valores, bem como o ciclo do carbono, explique por que, independentemente de liberar mais ou menos energia por mol de CO₂ produzido, o propelente brasileiro vai, de fato, contribuir **menos** para o aumento do efeito estufa.

32 PUC-Rio 2007 Considere calor de neutralização como a variação de entalpia na reação de um mol de H⁺ com um mol de OH⁻, formando um mol de H₂O.

Um experimento envolveu a reação de 2,00 g de NaOH contido em solução aquosa de hidróxido de sódio com HCl suficiente para reação completa, contido em solução aquosa de ácido clorídrico, representada na equação a seguir:



Um estudante, usando os valores obtidos no experimento e a expressão $Q = m \cdot c \cdot \Delta T$, encontrou para essa reação a liberação de 660 cal.

Sabendo-se que 1 cal equivale a 4,18 J, é correto afirmar que a variação de entalpia de neutralização, em kJ mol⁻¹, é, de acordo com os algarismos significativos dos valores medidos, igual a:

- (a) 13,2
 (b) 26,4
 (c) 55,2
 (d) 110
 (e) 330

33 PUC-PR Nos últimos anos, o mercado financeiro internacional tem mostrado uma tendência na valorização das denominadas “Commodities Agrícolas” como, por exemplo, o milho, devido ao maior interesse no uso desses produtos para fins de obtenção de combustíveis alternativos ao petróleo que sejam menos poluentes e ainda renováveis.

Dentre esses combustíveis, pode-se destacar o metano ($C_4H = 16 \text{ g mol}^{-1}$), o metanol ($CH_3OH = 32 \text{ g mol}^{-1}$) e o etanol ($CH_3CH_2OH = 46 \text{ g mol}^{-1}$).

Segundo as informações apresentadas na tabela a seguir,

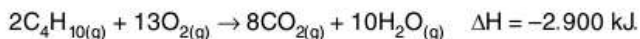
Combustível	$\Delta H_{\text{combustão}}/\text{kJ mol}^{-1}$	$d/\text{g mL}^{-1}$
Metano	-890,8	$0,717 \cdot 10^{-3}$
Metanol	-763,7	0,792
Etanol	-1.409,4	0,789

pode-se afirmar que os combustíveis que apresentam as maiores capacidades energéticas mássica e volumétrica são, respectivamente:

- metanol e etanol.
- etanol e metanol.
- metanol e metano.
- etanol e metano.
- metano e etanol.

34 UFPR 2007 Considere que um botijão de gás de cozinha, contendo gás butano (C_4H_{10}), foi usado durante 1 hora e 40 minutos e apresentou uma perda de massa de 580,0 g.

Responda às questões a seguir com base na seguinte reação de combustão do butano:



- Qual foi a quantidade de calor produzida devido à combustão do butano?
- Usando seus conhecimentos sobre gases ideais, qual é o volume de butano consumido a 25°C e $1,0 \text{ bar}$? (Considere o volume molar de um gás ideal a 25°C e $1,0 \text{ bar}$ como $25,0 \text{ L}$).
- Qual foi a velocidade com que o CO_2 foi produzido em mol/min?

35 Udesc 2009 Uma célula a combustível é um dispositivo de conversão eletroquímica que produz eletricidade a partir de um combustível e um oxidante, que reagem na presença de um eletrólito. Uma das possíveis aplicações desse tipo de células é o uso como fonte de energia para computadores portáteis (*laptops*) e telefones celulares. Nesse caso, o combustível a ser utilizado seria o metanol (CH_3OH) reagindo com o oxigênio do ar.

- Escreva a equação que representa esta reação.
- Considerando que a entalpia de combustão do metanol é de -720 kJ/mol , qual é a quantidade de metanol, em gramas, necessária para manter um *laptop* que consome 10 W (ou 10 J/s) funcionando por 1 hora, considerando uma conversão energética hipotética de 50 % (o restante é perdido na forma de calor).

36 UFJF 2007 (Adapt.) O ácido sulfúrico é utilizado em muitos processos industriais. Uma das formas de medir o grau de desenvolvimento de um país é o consumo anual dessa substância. Os processos industriais à base de ácido sulfúrico geram efluentes ácidos (despejos industriais) que são nocivos ao meio ambiente.

- Uma das formas de remediar parcialmente o problema é o tratamento do efluente com hidróxido de sódio, para a sua neutralização. Escreva a reação balanceada da neutralização completa de 1 mol de ácido sulfúrico para o tratamento do efluente.
- Imagine que uma indústria gere efluente com concentração $0,005 \text{ mol/L}$ de ácido sulfúrico e queira neutralizá-lo com hidróxido de sódio. Se o tratamento ocorrer em tanques contendo 50.000 litros do ácido, qual seria a massa, em kg, do hidróxido de sódio a ser adicionada?
- Quanto de energia é liberado na forma de calor durante o tratamento do efluente, nas condições do item b, sabendo-se que:

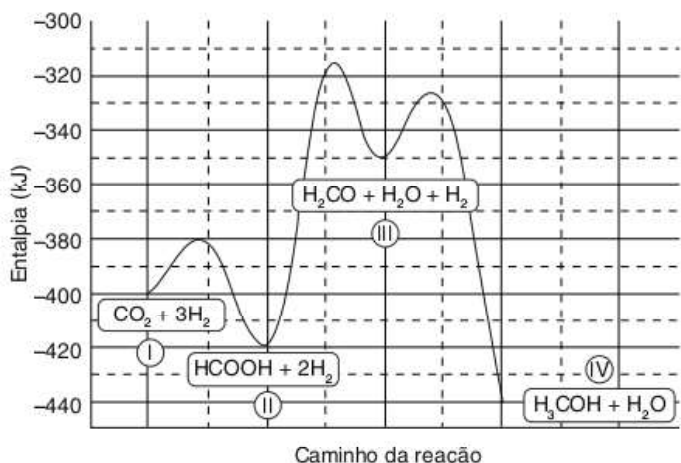
$$H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)} \quad \Delta H = -13,8 \text{ kcal/mol}$$
- O manuseio de soluções concentradas de H_2SO_4 para o preparo de soluções diluídas deve ser cuidadoso, pois a dissolução do mesmo em água gera calor. Em quantos graus aumentaria a temperatura de 100 g de água com a adição de $10,0 \text{ mL}$ do ácido concentrado? Considere que a densidade do H_2SO_4 é $1,96 \text{ g/mL}$ e ainda que 100 calorias são necessárias para aumentar 1°C na temperatura de 100 g de água.



Lei de Hess

Texto para a questão 37.

A redução das concentrações de gases responsáveis pelo efeito estufa constitui o desafio central do trabalho de muitos pesquisadores. Uma das possibilidades para o sequestro do CO_2 atmosférico é sua transformação em outras moléculas. O diagrama a seguir mostra a conversão do gás carbônico em metanol.

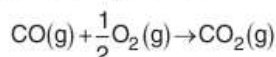


37 UFRJ 2008

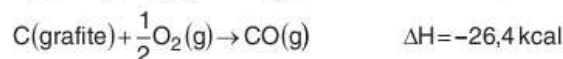
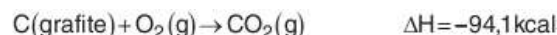
- a) Indique as etapas endotérmicas e exotérmicas.
- b) Calcule a variação da entalpia na conversão do CO₂ em metanol.

38 UFU 2011 (Adapt.) De modo a diminuir a poluição e a concentração de gases nocivos à saúde e ao meio ambiente nos grandes centros urbanos, a indústria automobilística americana, em meados dos anos 1970, começou a fabricar os primeiros carros equipados com catalisadores como itens de série (no Brasil, os primeiros carros equipados com catalisadores surgiram em 1992 e, somente a partir de 1997, o equipamento foi adotado em todos os veículos produzidos no país). O catalisador também impulsionou a utilização da gasolina sem chumbo (chumbo tetraetila), visto que a gasolina com chumbo contamina o agente catalisador usado no conjunto, destruindo sua utilidade e levando-o a entupir, além dos danos que o chumbo provoca à saúde humana.

Em um catalisador automotivo, ocorrem várias reações químicas, sendo uma das mais importantes:



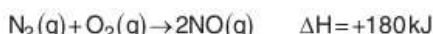
Dado:



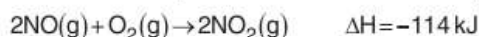
Baseado no texto e na reação anterior:

- a) identifique se a reação é endotérmica ou exotérmica a partir do cálculo da variação de sua entalpia.
- b) cite e explique um impacto ambiental da liberação do gás carbônico pelos automóveis, apontando duas maneiras de minimizar tal impacto.

39 Fuvest 2012 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:



ONO pode ser oxidado, formando o dióxido de nitrogênio (NO₂), um poluente atmosférico produzido nos motores a explosão:



Tal poluente pode ser decomposto nos gases N₂ e O₂:

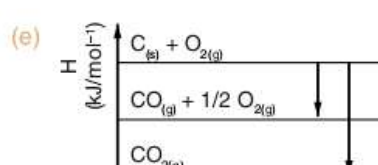
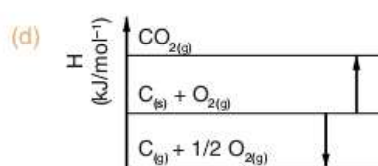
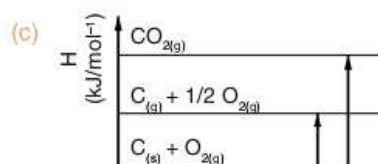
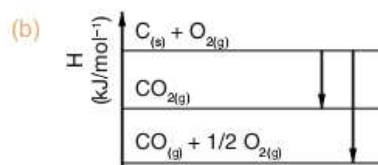
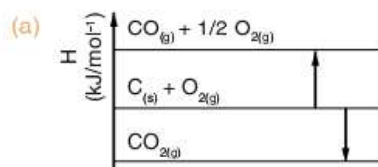


Essa última transformação:

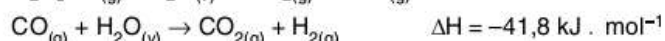
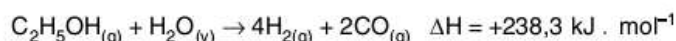
- (a) libera quantidade de energia maior do que 114 kJ.
- (b) libera quantidade de energia menor do que 114 kJ.
- (c) absorve quantidade de energia maior do que 114 kJ.
- (d) absorve quantidade de energia menor do que 114 kJ.
- (e) ocorre sem que haja liberação ou absorção de energia.

40 PUC-SP 2006 O carvão, C, sofre combustão em presença de gás oxigênio. Dependendo da quantidade de comburente disponível, a combustão será incompleta, com formação de monóxido de carbono, ou completa, com formação de dióxido de carbono.

O diagrama de energia que melhor representa a entalpia dos reagentes e produtos das referidas combustões é:

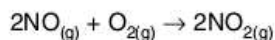


41 Unesp 2007 No processo de obtenção de hidrogênio molecular a partir da reforma a vapor do etanol, estão envolvidas duas etapas, representadas pelas equações químicas parciais que se seguem.

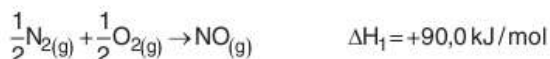


Considerando 100% de eficiência no processo, escreva a equação global e calcule a variação de entalpia total envolvida na reforma de um mol de etanol, usando a Lei de Hess. Mostre os cálculos necessários.

42 PUC-MG 2009 Em grandes centros urbanos, é possível encontrar uma coloração marrom no ar, decorrente da formação de gás NO_2 devido à reação entre o gás NO , produzido por motores a combustão, e gás oxigênio do ar, de acordo com a seguinte equação:



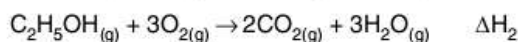
Considere as equações termoquímicas, a 25°C e a 1 atm:



O valor, em kJ/mol, da variação de entalpia (ΔH) da reação de formação do $\text{NO}_{2(g)}$ nos grandes centros urbanos é:

- (a) -112,0
- (b) -56,0
- (c) +112,0
- (d) +56,0

43 Fuvest 2008 Pode-se calcular a entalpia molar de vaporização do etanol a partir das entalpias das reações de combustão representadas por:

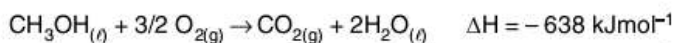


Para isso, basta que se conheça, também, a entalpia molar de:

- (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.

44 PUC-MG 2007 O metanol (CH_3OH) é uma substância muito tóxica, seu consumo pode causar cegueira e até morte. Ele é geralmente empregado como anticongelante, solvente e combustível. A reação de síntese do metanol é $\text{CO}_{(g)} + 2\text{H}_{2(g)} \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}_{(l)}$.

A partir das equações termoquímicas seguintes e de suas respectivas entalpias-padrão de combustão, a 25°C :

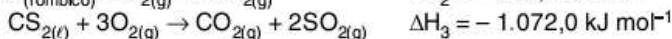


Assinale o valor da entalpia-padrão da reação de síntese do metanol a 25°C , em kJ/mol.

- (a) +217
- (b) -217
- (c) -927
- (d) +927

45 PUC-MG 2007 O sulfeto de carbono (CS_2) é um líquido incolor, muito volátil, tóxico e inflamável, empregado como solvente em laboratórios.

Conhecendo-se as seguintes equações de formação a 25°C e 1 atm:

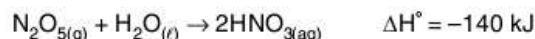


O valor da variação de entalpia (ΔH) para a reação de formação do sulfeto de carbono líquido é, em kJ mol^{-1} , igual a:

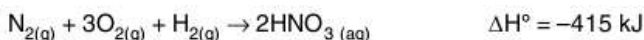
- (a) -84,0
- (b) -381,0
- (c) +84,0
- (d) +381,0

Texto para a questão 46.

O nitrogênio tem a característica de formar com o oxigênio diferentes óxidos: N_2O , o "gás do riso"; NO , incolor, e NO_2 , castanho, produtos dos processos de combustão; N_2O_3 e N_2O_5 , instáveis e explosivos. Este último reage com água produzindo ácido nítrico, conforme a equação:



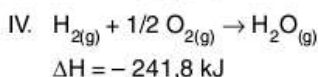
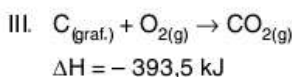
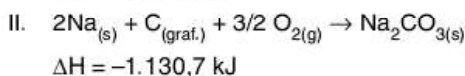
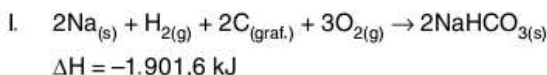
46 Unifesp 2009 Considere as seguintes equações termoquímicas:



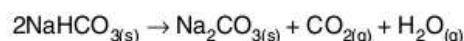
A entalpia de formação do pentóxido de nitrogênio, em kJ/mol, é igual a:

- (a) -847
- (b) -11,0
- (c) +11,0
- (d) +22,0
- (e) +847

47 UFSM 2007 Com base nas reações:

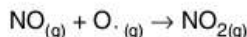


assinale a alternativa que apresenta a entalpia da reação de decomposição do bicarbonato de sódio:



- (a) -3.667,6 kJ
- (b) -11.901,6 kJ
- (c) -135,6 kJ
- (d) +135,6 kJ
- (e) +3.667,6 kJ

48 Uesc 2011



Embora as variações de entalpia tenham sido medidas e organizadas em tabelas, é possível calcular a variação de entalpia de reação, ΔH , para uma reação a partir de valores de variação de entalpia tabelados. Assim, não é necessário fazer medições calorimétricas para todas as reações químicas. Dessa forma, o cálculo da variação de entalpia para a equação química que representa a reação entre o óxido de nitrogênio (II), $\text{NO}_{(g)}$, com o oxigênio atômico, $\text{O}_{(g)}$, pode ser feito com base nas variações de entalpia das equações termoquímicas:

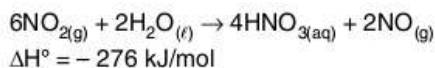
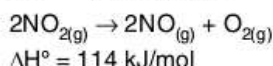
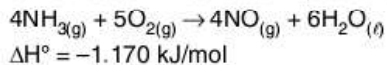
- I. $\text{NO}_{(g)} + \text{O}_{3(g)} \rightarrow \text{NO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \quad \Delta H^\circ = -198,9 \text{ kJ}$
- II. $\text{O}_{3(g)} \rightarrow \frac{3}{2} \text{O}_{2(g)} \quad \Delta H^\circ = -143,3 \text{ kJ}$
- III. $\text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{O}_{(g)} \quad \Delta H^\circ = 495,0 \text{ kJ}$

A partir dessas considerações sobre a variação de entalpia de uma reação química, é correto afirmar:

- (a) a variação de entalpia da equação termoquímica I representa um processo exotérmico.
- (b) a variação de entalpia da reação química entre o $\text{NO}_{(g)}$ e o oxigênio atômico $\text{O}_{(g)}$ é igual a $-551,6 \text{ kJ}$.
- (c) a variação de entalpia de reação entre o $\text{NO}_{(g)}$ e o oxigênio atômico, $\text{O}_{(g)}$, depende apenas da energia dos reagentes;
- (d) a energia de ligação $\text{O} = \text{O}$ é o calor liberado na ruptura de $1,0 \text{ mol}$ dessa ligação, de acordo com a equação termoquímica III.
- (e) a variação de entalpia associada às equações químicas II e III representam o calor de formação, respectivamente, de $\text{O}_{2(g)}$ e de $\text{O}_{(g)}$.

49 UFMG 2007 A produção de ácido nítrico é importante para a fabricação de fertilizantes e explosivos.

As reações envolvidas no processo de oxidação da amônia para formar ácido nítrico estão representadas nestas três equações:



- a) Escreva a equação química balanceada da reação completa de produção de ácido nítrico aquoso, $\text{HNO}_{3(aq)}$ e água a partir de $\text{NH}_{3(g)}$ e $\text{O}_{2(g)}$.
- b) Calcule o ΔH° da reação descrita no item "a" (Deixe seus cálculos registrados, explicitando, assim, seu raciocínio.).
- c) Calcule a massa, em gramas, de ácido nítrico produzido a partir de $3,40 \text{ g}$ de amônia (Deixe seus cálculos registrados, explicitando, assim, seu raciocínio.).

Entalpia-Padrão de Formação

50 Uerj 2008 O trióxido de enxofre é um poluente secundário, formado a partir da oxidação do dióxido de enxofre, poluente primário, em presença do oxigênio atmosférico.

Considere as seguintes entalpias-padrão de formação a 25°C e 1 atm :

$$\text{SO}_2 = -296,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{SO}_3 = -394,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Determine a variação de entalpia da reação de oxidação do dióxido de enxofre e apresente a fórmula estrutural plana do trióxido de enxofre.

51 Unesp 2007 A glicose, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, um dos carboidratos provenientes da dieta, é a fonte primordial de energia dos organismos vivos. A energia provém da reação com oxigênio molecular, formando dióxido de carbono e água como produtos. Aplicando a Lei de Hess, calcule a entalpia máxima que pode ser obtida pela metabolização de um mol de glicose. Entalpias molares de formação, $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$:

$$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_{6(s)} = -1.270; \text{CO}_{2(g)} = -400; \text{H}_2\text{O}_{(l)} = -290.$$

52 FGV 2008 No Brasil, a produção de etanol vem aumentando, impulsionada pelo aumento da frota de carros bicompostíveis. O uso do álcool como combustível, por ser renovável, reduz o impacto da emissão de gás carbônico causado na queima da gasolina. A entalpia-padrão de combustão completa do etanol, em $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, é igual a:

Dado:

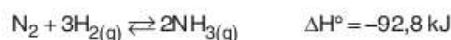
$$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_{(l)} \rightarrow \Delta H_f^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) = -278$$

$$\text{CO}_{2(g)} \rightarrow \Delta H_f^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) = -394$$

$$\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \Delta H_f^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) = -286$$

- (a) $+1.368$
- (b) $+958$
- (c) $+402$
- (d) -402
- (e) -1.368

53 UFBA 2011 (Adapt.) Atualmente, são produzidas, no mundo, bilhões de toneladas, por ano, de compostos nitrogenados, incluindo-se fertilizantes, explosivos, fibras têxteis e medicamentos. Dentre esses, os fertilizantes são os mais importantes, pois, sem eles, a produção agrícola mundial cairia e agravaria mais o problema da fome. A produção de amônia, $\text{NH}_{3(g)}$, a partir da síntese de Fritz Haber, em 1909 – representada resumidamente pelo sistema em equilíbrio químico –, substituiu o nitrato de sódio, fonte natural de compostos nitrogenados, utilizado até o início do século XX. Os estudos de Fritz Haber e de Carl Bosch, com base no equilíbrio químico, levaram à identificação das condições de temperatura e de pressão, favoráveis ao melhor rendimento na produção de amônia e, também, da velocidade de reação aliada à utilização de catalisadores, como fatores importantes do ponto de vista econômico e industrial.



A partir dessas informações e com base no sistema representado pela equação termoquímica de síntese da amônia, determine a entalpia-padrão de formação da amônia, ΔH_f° .

54 UFRJ 2011 Uma parte do polietileno produzido no processo pode ser queimada para gerar energia na usina de lixo. Sabendo que a fórmula mínima do polímero é CH_2 , escreva a equação da reação de combustão completa e calcule o calor (em kJ) gerado pela queima de 140 kg de polietileno. Use as entalpias-padrão de formação a seguir.

Entalpia-padrão de formação (kJ/mol)	
CH_2	-33
CO_2	-396
H_2O	-287

55 Unifesp 2007 A solubilidade da sacarose em água é devida à formação de forças intermoleculares do tipo _____ que ocorrem entre estas moléculas. Esse dissacarídeo, quando hidrolisado por ação de soluções aquosas de ácidos diluídos ou pela ação da enzima invertase, resulta em glicose e frutose. A combustão de 1 mol de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) libera _____ kJ de energia. Considere os dados da tabela e responda.

Substância	ΔH_f° (kJ/mol)
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_{6(s)}$	-1268
$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-286
$\text{CO}_{2(g)}$	-394

As lacunas do texto podem ser preenchidas corretamente por:

- (a) dipolo-dipolo e 2.812
 (b) dipolo-dipolo e 588
 (c) ligações de hidrogênio e 2.812
 (d) ligações de hidrogênio e 588
 (e) ligações de hidrogênio e 1.948.

56 Unicamp 2010 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 ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), 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?

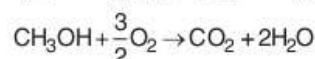
Dados: de entalpia de formação em kJ mol^{-1} :
 glicose = -1.274, água = -242, dióxido de carbono = -394.

57 Udesc 2009 Determine o calor de combustão (ΔH°) para o metanol (CH_3OH) quando ele é queimado, sabendo-se que ele libera dióxido de carbono e vapor de água, conforme reação descrita a seguir.

Substância	ΔH_f° , $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
CH_3OH	-239,0
CO_2	-393,5
H_2O	-241,8

FORMULÁRIO

$$\Delta H^\circ = \sum (\Delta H_f^\circ)_{\text{produto}} - \sum (\Delta H_f^\circ)_{\text{reagente}}$$



- (a) $\Delta H^\circ = +638,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ (d) $\Delta H^\circ = +396,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 (b) $\Delta H^\circ = -396,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ (e) $\Delta H^\circ = -874,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 (c) $\Delta H^\circ = -638,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

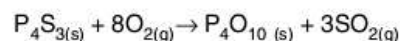
58 Ufes 2012 O metanol sofre combustão total, formando dióxido de carbono e vapor de água.

Substância	Calor padrão de formação a 25 °C ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)
$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	-241,8
$\text{CO}_{2(g)}$	-393,5
$\text{CH}_3\text{OH}_{(l)}$	-239,0

- a) Escreva a equação química balanceada da reação de combustão do metanol.
 b) Calcule o calor de combustão da reação, em $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, com base nos valores da tabela.
 c) Calcule a massa de CO_2 (em gramas), produzida na combustão de 128 gramas de metanol.

59 PUC-RS 2007 Considere as informações a seguir e preencha corretamente as lacunas.

A reação ocorrida na queima de um palito de fósforo deve-se a uma substância chamada trissulfeto de tetrafósforo, que inflama na presença de oxigênio, e pode ser representada pela equação:

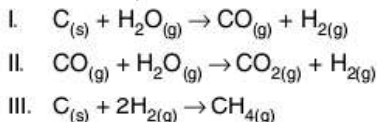


Entalpia-padrão das substâncias envolvidas na reação	
Composto	ΔH_f° (kJ/mol)
$\text{P}_4\text{S}_{3(s)}$	-151,0
$\text{P}_4\text{O}_{10(s)}$	-2.940,0
$\text{SO}_{2(g)}$	-296,8

A quantidade de calor _____ na reação de combustão de 22 g de $\text{P}_4\text{S}_{3(s)}$ é, aproximadamente, _____ kJ.

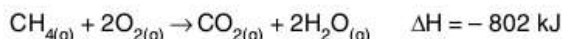
- (a) liberado; 367,4
- (b) liberado; 338,4
- (c) absorvido; 3.384
- (d) absorvido; 3.674
- (e) liberado; 3.674

60 Uerj 2007 (Adapt.) As reações de oxirredução I, II, III, descritas a seguir, compõem o processo de produção do gás metano a partir do carvão, que tem como subproduto o dióxido de carbono. Nessas reações, o carvão está representado por $C_{(s)}$ em sua forma alotrópica mais estável.



Entre as vantagens da utilização do metano como combustível estão a maior facilidade de distribuição, a queima com ausência de resíduos e o alto rendimento térmico.

O alto rendimento térmico pode ser observado na seguinte equação termoquímica.



Considere as entalpias de formação das substâncias a seguir:

Substância	Entalpia de formação (kJ . mol ⁻¹)
H ₂ O _(g)	-242
CO _(g)	-110
CO _{2(g)}	-393

Escreva a equação termoquímica que representa a produção do metano a partir do carvão.

61 Fuvest 2007 Existem vários tipos de carvão mineral, cujas composições podem variar, conforme exemplifica a tabela a seguir.

Tipo de carvão	Umidade (% em massa)	Material volátil* (% em massa)	Carbono não volátil (% em massa)	Outros constituintes** (% em massa)
antracito	3,9	4,0	84,0	8,1
betuminoso	2,3	19,6	65,8	12,3
sub-betuminoso	22,2	32,2	40,3	5,3
lignito	36,8	27,8	30,2	5,2

* Considere semelhante a composição do material volátil para os quatro tipos de carvão.

** Dentre os outros constituintes, o principal composto é a pirita, Fe²⁺ S₂²⁻.

- a) Qual desses tipos de carvão deve apresentar menor poder calorífico (energia liberada na combustão por unidade de massa de material)? Explique sua resposta.
- b) Qual desses tipos de carvão deve liberar maior quantidade de gás poluente (sem considerar CO e CO₂) por unidade de massa queimada? Justifique sua resposta.
- c) Escreva a equação química balanceada que representa a formação do gás poluente a que se refere o item b (sem considerar CO e CO₂).

- d) Calcule o calor liberado na combustão completa de 1,00 . 10³ kg de antracito (considere apenas a porcentagem de carbono não volátil).

Dados: Entalpia de formação do dióxido de carbono gasoso... -400 kJ/mol

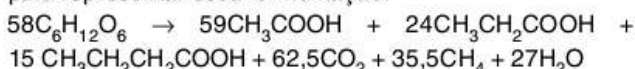
Massa molar do carbono..... 12 g/mol

62 Unicamp 2007 Quando se utiliza um biosistema integrado numa propriedade agrícola, a biodigestão é um dos processos essenciais desse conjunto. O biodigestor consiste de um tanque, protegido do contato com o ar atmosférico, onde a matéria orgânica de efluentes, principalmente fezes animais e humanas, é metabolizada por bactérias. Um dos subprodutos obtidos nesse processo é o gás metano, que pode ser utilizado na obtenção de energia em queimadores.

A parte sólida e líquida que sobra é transformada em fertilizante. Dessa forma, faz-se o devido tratamento dos efluentes e ainda se obtêm subprodutos com valor agregado.

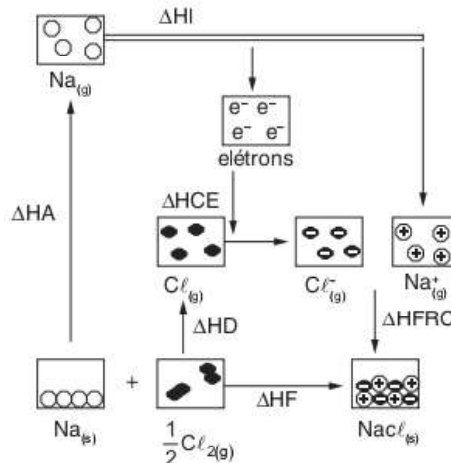
- a) Sabe-se que a entalpia molar de combustão do metano é de -803 kJ/mol; que a entalpia molar de formação desse mesmo gás é de -75 kJ/mol; que a entalpia molar de formação do CO₂ é de -394 kJ/mol. A partir dessas informações, calcule a entalpia molar de formação da água nessas mesmas condições.

No aparelho digestório de um ruminante ocorre um processo de fermentação de hexoses, semelhante ao que ocorre nos biodigestores. A equação a seguir tem sido utilizada para representar essa fermentação:



- b) Considere a seguinte afirmação: "o processo de fermentação digestiva de ruminantes contribui para o aquecimento global", você concorda? Responda sim ou não e explique sua resposta.
- c) Qual seria o número de moles de gás metano produzido na fermentação de 5,8 quilogramas de hexose ingeridos por um ruminante?

63 UEL 2009 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.



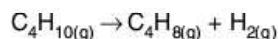
Dados:

- $\Delta H_A = (\Delta H \text{ de atomização do } Na_{(s)}) = 107,0 \text{ kJ/mol}$
 $\Delta H_D = (\Delta H \text{ de dissociação de } 1/2 C_{2(g)}) = 121,0 \text{ kJ/mol}$
 $\Delta H_I = (\Delta H \text{ de ionização do } Na_{(g)}) = 502,0 \text{ kJ/mol}$
 $\Delta H_{CE} = (\Delta H \text{ de captura de elétron pelo } C_{(g)}) = -355,0 \text{ kJ/mol}$
 $\Delta H_F = (\Delta H \text{ de formação da substância a partir dos elementos}) = -411,0 \text{ kJ/mol}$

O ΔH de formação do retículo cristalino (ΔH_{FRC}), em kJ/mol do $NaC_{(s)}$ 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) -1.141,0 kJ/mol

64 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:

$\Delta H_f^0 (C_4H_{8(g)}) = -11,4$; $\Delta H_f^0 (CO_{2(g)}) = -393,5$;
 $\Delta H_f^0 (H_2O_{(l)}) = -285,8$ e $\Delta H_c^0 (C_4H_{10(g)}) = -2.877,6$, em que ΔH_f^0 e ΔH_c^0 , em kJ/mol, representam as variações de entalpia de formação e de combustão a 298,15 K e 1 bar, respectivamente.

- (a) -3.568,3 (d) +125,4
 (b) -2.186,9 (e) +114,0
 (c) +2.186,9

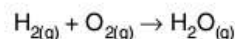
Energia de ligação

65 Unicamp 2012 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:

- (a) maior que a soma das energias envolvidas no rompimento de todas as ligações químicas, o que faz o processo ser endotérmico.
 (b) menor que a soma das energias envolvidas no rompimento de todas as ligações químicas, o que faz o processo ser exotérmico.
 (c) maior que a soma das energias envolvidas no rompimento de todas as ligações químicas, o que faz o processo ser exotérmico.
 (d) menor que a soma das energias envolvidas no rompimento de todas as ligações químicas, o que faz o processo ser endotérmico.

66 CFTMG As células combustíveis constituem uma alternativa promissora para substituir os derivados do petróleo na produção de energia, ao utilizarem o hidrogênio como fonte energética. A água é o produto obtido por meio dessa tecnologia, ao invés do dióxido de carbono, principal responsável pelo efeito estufa.

A seguir são representadas a equação não balanceada da combustão do gás hidrogênio e a tabela de energia das ligações envolvidas no estado padrão.



Ligações	Energias (kcal/mol)
H-H	104,2
O=O	119,1
H-O	110,6

A entalpia de combustão padrão do hidrogênio é, em kcal/mol, aproximadamente, igual a:

- (a) -114,9 (c) +2,1
 (b) -57,5 (d) +106,3

67 Uerj 2010 O metanal é um poluente atmosférico proveniente da queima de combustíveis e de atividades industriais. No ar, esse poluente é oxidado pelo oxigênio molecular formando ácido metanoico, um poluente secundário. Na tabela abaixo, são apresentadas as energias das ligações envolvidas nesse processo de oxidação.

Ligação	Energia de ligação (kJ · mol ⁻¹)
O = O	498
C - H	413
C - O	357
C = O	744
O - H	462

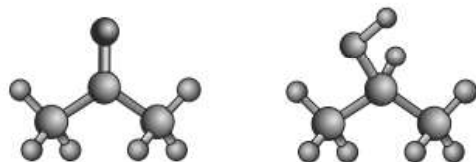
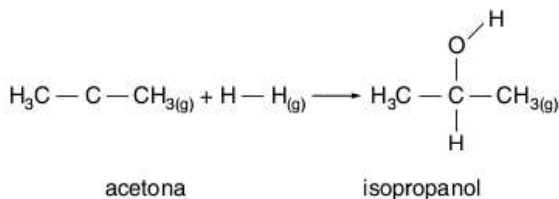
Em relação ao metanal, determine a variação de entalpia correspondente à sua oxidação, em kJ · mol⁻¹, e nomeie sua geometria molecular.

68 Uerj 2009 (Adapt.) No metabolismo das proteínas dos mamíferos, a ureia, representada pela fórmula $(NH_2)_2CO$, é o principal produto nitrogenado excretado pela urina. O teor de ureia na urina pode ser determinado por um método baseado na hidrólise da ureia, que forma amônia e dióxido de carbono. A seguir são apresentadas as energias das ligações envolvidas nessa reação de hidrólise.

Ligação	Energia de ligação (kJ · mol ⁻¹)
N - H	390
N - C	305
C = O	800
O - H	460

A partir da fórmula estrutural da ureia, determine a variação de entalpia correspondente a sua hidrólise, em kJ · mol⁻¹.

69 PUC-Rio 2007 Considere o processo industrial de obtenção do propan-2-ol (isopropanol) a partir da hidrogenação da acetona, representada pela equação a seguir.

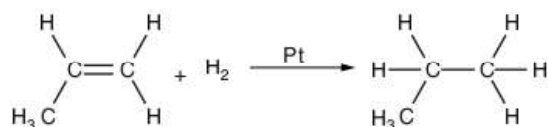


Ligação	Energia de ligação (kJ/mol)
C = O	745
H - H	436
C - H	413
C - O	358
O - H	463

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
- (b) +104
- (c) -410
- (d) +800
- (e) -836

70 UFRGS 2007 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 kJ. mol⁻¹.

- $\Delta H_{\text{C}=\text{C}}^\circ = 612$
- $\Delta H_{\text{C}-\text{C}}^\circ = 348$
- $\Delta H_{\text{H}-\text{H}}^\circ = 436$
- $\Delta H_{\text{C}-\text{H}}^\circ = 412$

Desses dados, conclui-se que o efeito térmico da reação apresentada, expresso em kJ, é aproximadamente igual a:

- (a) -228
- (b) -124
- (c) +124
- (d) +224
- (e) +288

71 ITA 2011 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.

Dado:

Ligação	Energia de ligação (kJ/mol)
C - C	347
C - H	413
C = O	803
H - H	436
H - O	464
O = O	498

- (a) 0,280
- (b) 1,18
- (c) 2,35
- (d) 10,5
- (e) 21,0

72 UFC 2006 Dadas as reações:

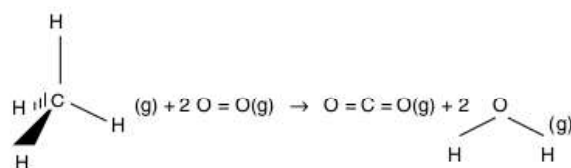
- I. $\text{H}_{2(\text{g})} + \text{Cl}_{2(\text{g})} \rightarrow 2\text{HCl}_{(\text{g})}$
- II. $\text{N}_{2(\text{g})} + 3\text{H}_{2(\text{g})} \rightarrow 2\text{NH}_{3(\text{g})}$

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

Determine o ΔH para as reações I e II.

73 UFMG Metano, o principal componente do gás natural, é um importante combustível industrial. A equação balanceada de sua combustão está representada na figura adiante.



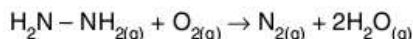
Consideram-se, ainda, as seguintes energias de ligação, em kJmol⁻¹:

- $E(\text{C}-\text{H}) = 416$
- $E(\text{O}=\text{O}) = 498$
- $E(\text{C}=\text{O}) = 805$
- $E(\text{O}-\text{H}) = 464$

Utilizando-se os dados anteriores, pode-se estimar que a entalpia de combustão do metano, em kJmol⁻¹, é:

- (a) -2.660
- (b) -806
- (c) -122
- (d) 122
- (e) 806

74 Unicamp A hidrazina ($\text{H}_2\text{N}-\text{NH}_2$) tem sido utilizada como combustível em alguns motores de foguete. A reação de combustão que ocorre pode ser representada, simplificada, pela seguinte equação:



A variação de entalpia dessa reação pode ser estimada a partir dos dados de entalpia das ligações químicas envolvidas. Para isso, considera-se uma absorção de energia quando a ligação é rompida, e uma liberação de energia quando a ligação é formada. A tabela abaixo apresenta dados de entalpia por mol de ligações rompidas.

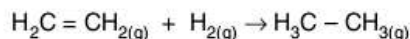
Ligação	Entalpia / kJmol^{-1}
H – H	436
H – O	464
N – N	163
N = N	514
N \equiv N	946
C – H	413
N – H	389
O = O	498
O – O	134
C = O	799

- Calcule a variação de entalpia para a reação de combustão de um mol de hidrazina.
- Calcule a entalpia de formação da hidrazina sabendo-se que a entalpia de formação da água no estado gasoso é de -242 kJmol^{-1} .

75 Dadas as energias de ligação:

Ligação	$\Delta_{\text{lig}}H$ (kcal/mol)
C = C	147
H – H	104
C – H	99
C – C	83

e a seguinte equação química:



Considerando, ainda, essa equação em duas etapas:

- $\text{H}_2\text{C} = \text{CH}_{2(g)} + \text{H}_{2(g)} \rightarrow 2\text{C}_{(g)} + 6\text{H}_{(g)}$
- $2\text{C}_{(g)} + 6\text{H}_{(g)} \rightarrow \text{H}_3\text{C} - \text{CH}_{3(g)}$

a) complete a seguinte tabela, para a primeira etapa:

Tipo de ligação quebrada	Nº de mols de ligações quebradas	Energia por mol de ligações	Energia total
			$\Delta H_I =$

b) complete a seguinte equação, para a segunda etapa:

Tipo de ligação formada	Nº de mols de ligações formadas	Energia por mol de ligações formadas	Energia total
			$\Delta H_{II} =$

c) Determine a energia global, utilizando a lei de Hess.

76 Dadas as entalpias de ligação:

Ligação	$\Delta_{\text{lig}}H$ kcal/mol
H – O	110
O = O	119
C = O	178
C – H	99

Determine a variação da entalpia das reações:

- $5\text{H}_2\text{C} = \text{O}_{(g)} + 4\text{O}_{2(g)} \rightarrow 3\text{CO}_{(g)} + 2\text{CO}_{2(g)} + 5\text{H}_2\text{O}_{(g)}$
- $\text{H}_2\text{C} = \text{O}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$

TEXTOS COMPLEMENTARES

O que impulsiona um processo espontâneo?

Ao colocar um saquinho de chá em uma xícara com água quente, você nota que o chá se difunde até que esteja distribuído uniformemente por toda a água. O que você nunca vai ver é o inverso desse processo, em que o chá seria reabsorvido. A preparação de chá, assim como todas as mudanças que ocorrem no mundo, possui um sentido “natural”.



Preparação de um chá.

O que é um processo espontâneo?

Processos que prosseguem em uma direção definida quando deixados por si só, e na ausência de qualquer tentativa de conduzi-los em sentido inverso, são conhecidos como processos naturais ou processos espontâneos. Em muitos casos, as nossas experiências da vida cotidiana nos ensinam a direção em que os processos espontâneos ocorrerem, e qualquer coisa que se opõe a essas expectativas é imediatamente percebida como algo estranho. Em outros casos, incluindo aqui as reações e os processos químicos, muitas vezes não existem diretrizes óbvias, de forma que é necessário aprender a aplicar as leis da termodinâmica que governam toda mudança espontânea.

Para responder à pergunta, vamos raciocinar sobre os resultados de três experimentos, cada um ilustrando um processo natural que acontece espontaneamente em uma única direção.

- **Experimento 1:** Um pacote de cem moedas organizadas lançado ao ar. Após chegarem ao chão, observa-se o número de caras e coroas obtido.
 - Alteração líquida: moedas organizadas → moedas randomizadas (números aproximadamente iguais de caras e coroas).
 - Variação de energia: não houve alteração relevante de energia.
 - Por que não ocorre em sentido inverso: as estatísticas mostram que a probabilidade de as moedas caírem todas com cara ou coroa voltada para cima é extremamente pequena.
- **Experimento 2:** Dois blocos idênticos de cobre, um a 200 °C e outro a 100 °C, são colocados em contato, em um ambiente termicamente isolado. Após certo tempo, as temperaturas de ambos os blocos atingem 150 °C.
 - Alteração líquida: bloco 1 (200 °C) + bloco 2 (100 °C) → blocos combinados (150 °C).
 - Variação de energia: Calor (energia cinética molecular) flui do bloco mais quente para o mais frio até que suas temperaturas fiquem iguais.

- Por que não ocorre no sentido inverso: Dispersão de energia cinética entre os átomos de cobre é um processo aleatório; a probabilidade de que tal processo poderia levar a uma repartição não uniforme da energia é ainda menor do que no caso das 100 moedas devido ao número muito maior (cerca de 10^{22}) de partículas envolvidas.
- **Experimento 3:** Um mol de gás, inicialmente a 300 K e 2 atm de pressão, expande o dobro do seu volume, mantendo a temperatura constante.
 - Alteração líquida: Aumento de volume de gás.
 - Variação de energia: Nenhuma alteração da energia se o gás se comportar idealmente.
 - Por que não ocorre no sentido inverso: Simples estatística. A probabilidade que N objetos movendo-se aleatoriamente (moscas em uma garrafa, por exemplo) ocupem apenas metade do recipiente é $(1/2)^N$. No caso do gás do experimento, os objetos seriam moléculas e os valores de N seriam $6 \cdot 10^{23}$. A probabilidade nesse caso é indistinguível de zero.

Todas as alterações descritas ocorrem espontaneamente, ou seja, uma vez que elas iniciam vão continuar até o final se não houver intervenção externa. Seria inconcebível que qualquer uma dessas alterações ocorresse no sentido inverso (isto é, ser desfeita) sem alterar as condições ou perturbar o sistema de alguma maneira.

O que determina a direção na qual a mudança espontânea ocorrerá?

Claramente não é variação na energia, uma vez que nos casos citados anteriormente a energia do sistema não se alterou. Se não houve perda líquida de energia quando estes processos ocorreram na direção natural, não seria necessária qualquer quantidade de energia para que eles ocorram no sentido inverso. Em outras palavras, ao contrário do que muitas pessoas acreditam:

O sentido de um processo espontâneo não é determinado pela variação da energia.

Dessa forma, a Primeira Lei da Termodinâmica não pode prever a direção de um processo espontâneo.

Entropia

A entropia é um dos conceitos mais fundamentais da ciência, com conseqüências que abrangem desde a cosmologia até a química. Em 1850, o físico alemão Rudolf Clausius criou o conceito de entropia como sendo “energia que vai para o lixo”. Sua definição passou por uma série de modificações ao longo dos 15 anos seguintes. A entropia é amplamente mal representada como uma medida de “desordem”, como será discutido a seguir.

O significado físico de entropia

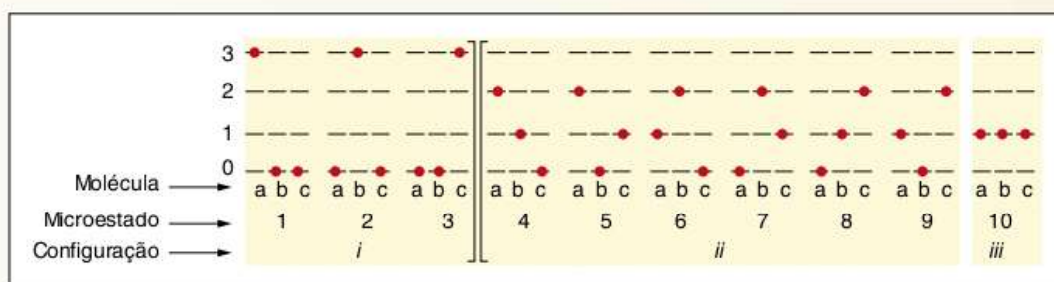
Entropia é uma medida do grau de espalhamento e compartilhamento de energia térmica dentro de um sistema. Esse “espalhamento e compartilhamento” pode ser propagação da energia térmica para um espaço maior ou a sua repartição entre microestados anteriormente inacessíveis do sistema.

Estados quânticos e microestados

No nível atômico e molecular, toda a energia é quantizada, cada partícula possui estados discretos de energia cinética e é capaz de aceitar a energia térmica somente em pacotes cujos valores correspondem às energias de um ou mais desses estados. Moléculas poliatômicas podem armazenar energia em movimentos rotacionais e vibracionais, e todas as moléculas e átomos possuem energia cinética translacional em qualquer temperatura acima de 0° absoluto.

O número de “maneiras” que a energia térmica pode ser distribuída entre essas formas permitidas de armazenamento de energia térmica pode ser calculado.

Suponha um sistema constituído por três moléculas e três quanta de energia para partilhar entre elas. Pode-se dar toda a energia cinética para uma das três moléculas, deixando as outras sem nenhuma, pode-se dar duas unidades para uma molécula e uma unidade para outra, ou pode-se compartilhar a energia de forma igual e dar uma unidade para cada molécula. Ao todo, existem 10 maneiras possíveis de distribuição de três quanta de energia entre três moléculas idênticas, como mostrado a seguir:



Possibilidades de distribuição de três quanta de energia entre três moléculas idênticas.

Cada uma das 10 maneiras de distribuição de energia é chamada de microestado.

À medida que aumenta o número de moléculas e aumenta o número de quanta de energia, o número de microestados acessíveis cresce explosivamente; se 1.000 quanta de energia são compartilhados por 1.000 moléculas, o número de microestados disponíveis será cerca de 10^{600} , número que excede em muito o número de átomos no universo observável!

A tabela a seguir mostra como este conceito aplica-se a uma série de processos comuns.

Sistema e processo	Fonte do aumento de entropia do sistema
Um baralho de cartas é embaralhado, ou 100 moedas, com a face “cara” para cima, são arremessadas ao ar.	Isto não tem nada a ver com entropia porque objetos macroscópicos são incapazes de trocar energia térmica com o ambiente dentro da escala de tempo do processo.
Dois blocos idênticos de cobre, um à temperatura de 20 °C e o outro a 40 °C, são colocados em contato.	O bloco mais frio contém menos microestados de energia; o calor flui do bloco quente para o frio até igualar o número de microestados nos dois blocos.
Um gás se expande isotermicamente a duas vezes o seu volume inicial.	Uma quantidade constante de energia térmica se propaga ao longo de um volume maior de espaço.
1 mol de água é aquecida em 1 °C.	O aumento da energia térmica torna microestados adicionais acessíveis. (O aumento é por um fator de aproximadamente $10^{200.000.000.000.000.000.000.000}$).
Volumes iguais de dois gases são misturados.	O efeito é o mesmo que a expansão de cada gás para duas vezes o seu volume, a energia térmica em cada um é espalhada através de um volume maior.
1 mol de H ₂ é colocado em um recipiente e aquecido a 3000 K.	As moléculas de H ₂ dissociam-se em H porque a esta temperatura há mais microestados termicamente acessíveis nos dois mols de H.
O sistema anterior é resfriado a 300 K.	A composição volta a ser moléculas de H ₂ , porque esta molécula contém mais microestados acessíveis termicamente a temperaturas baixas.

Entropia é uma propriedade extensiva da matéria, isto é, é proporcional à quantidade de matéria de um sistema; assim, 100 g de cobre metálico têm o dobro da entropia de 50 g, à mesma temperatura. Isso faz sentido, porque a quantidade maior de cobre contém o dobro de níveis de energia quantizados capazes de conter a energia térmica.

É muito comum encontrar entropia sendo descrita como uma medida da desordem. Em um sentido estrito técnico isso é correto, uma vez que o espalhamento e compartilhamento de energia térmica tem o efeito de randomização da disposição de energia térmica dentro de um sistema. Levando esses conceitos para sistemas macroscópicos, podemos produzir analogias interessantes, mas não é mais ciência. É melhor evitar o termo “desordem” na discussão de entropia, pois a entropia só se aplica a sistemas no nível atômico-molecular capazes de trocar energia térmica com o ambiente.

Entropia e processos espontâneos

Como foi visto, processos que ocorrem espontaneamente seguem sempre em uma direção que leva ao espalhamento e compartilhamento de energia térmica.

Um gás se expande e soluções se misturam, porque a energia térmica de suas moléculas pode se espalhar ao longo de um volume maior.

Moléculas do gás hidrogênio se dissociam em átomos de H, pois assim poderão compartilhar energia térmica entre mais partículas em um volume maior (desde que a temperatura seja alta o suficiente para produzir um grande número de novos microestados energeticamente acessíveis).

Devido aos processos naturais conduzirem ao espalhamento e compartilhamento de energia térmica, e em razão da entropia ser uma medida da extensão em que a energia é dispersa em todo o mundo, segue-se que:

Em qualquer processo espontâneo, a entropia do mundo aumenta.

À primeira vista, isso parece ser incompatível com as observações de casos comuns em que há uma clara diminuição na entropia, tal como um líquido congelando, a formação de um precipitado, ou o crescimento de um organismo, mas é a entropia do sistema mais a entropia da vizinhança que conta. É importante entender que o critério para que o processo seja espontâneo é o somatório da variação de entropia do sistema mais a variação de entropia da vizinhança. Essa soma representa a variação de entropia do “mundo”, que denotamos por ΔS_{total} :

$$\Delta S_{\text{total}} = \Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{vizinhança}}$$

A única forma da entropia da vizinhança ser afetada é pela troca de calor com o sistema:

$$\Delta S_{\text{vizinhança}} = \frac{-\Delta H_{\text{sistema}}}{T_{\text{vizinhança}}}$$

Se não houver um fluxo de calor para dentro ou para fora do sistema, a variação de entropia do sistema e a variação de entropia do mundo serão idênticas. Exemplos de tais processos, os quais são quase sempre espontâneos, é a livre expansão de um gás ideal para um vácuo e a mistura de dois gases ideais. Na prática, quase todos os processos que envolvem mistura e difusão são espontâneos e devido exclusivamente ao aumento da entropia do sistema.

A maioria dos processos que envolvem reações químicas e mudanças de estado físico envolvem troca de calor com o ambiente, de modo que a tendência em ocorrer espontaneamente nem sempre pode ser prevista analisando apenas o sistema isolado. Além disso, considerando o termo $-\Delta H/T$, a espontaneidade desses processos dependerá da temperatura.

Energia livre de Gibbs

Vimos que é a soma das variações de entropia do sistema e da vizinhança que determina se um processo irá ocorrer espontaneamente ou não. Em termodinâmica química, é muito mais importante concentrar a atenção sobre o sistema em vez da vizinhança e a todo custo evitar ter que calcular a variação de entropia da vizinhança, pois isso seria extremamente complicado.

A energia livre nos permite fazer isso para as mudanças que ocorrem a uma temperatura e pressão constantes (a energia livre de Gibbs) ou temperatura e volume constantes (a energia livre de Helmholtz).

Aqui trataremos apenas da energia livre de Gibbs. A energia livre de Helmholtz é de interesse principalmente para engenheiros químicos (cuja escala industrial de processos é muitas vezes limitada a tanques e reatores de volume fixo) e alguns geoquímicos cujo interesse está centrado sobre a química que ocorre em regiões profundas da Terra.

A energia livre de Gibbs é definida como sendo:

$$G = H - TS$$

Em que S refere-se à entropia do sistema. Uma vez que H (entalpia), T (temperatura absoluta) e S (entropia) são funções de estado, temos que G também o é. Dessa forma, para qualquer processo, pode-se escrever essa importante relação:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Considerando que, para determinar se a reação é espontânea, o único critério necessário é a variação de entropia do “mundo”, como esta simples equação pode abranger o ΔS_{total} ?

Começando com a definição:

$$\Delta S_{\text{total}} = \Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{vizinhança}}$$

Primeiro, para se eliminar $\Delta S_{\text{vizinhança}}$ da equação pergunta-se: Como uma reação química afeta a entropia da vizinhança?

Como a maioria das reações é ou exotérmica ou endotérmica, elas são acompanhadas por um fluxo de calor entre o sistema e a vizinhança. Esse fluxo de calor é conhecido como variação de entalpia da reação (ΔH) quando a reação é realizada a uma pressão constante. Dessa forma, como $\Delta S_{\text{vizinhança}} = \frac{-\Delta H_{\text{sistema}}}{T_{\text{vizinhança}}}$, podemos reescrever a equação como:

$$\Delta S_{\text{total}} = \Delta S_{\text{sistema}} - \frac{\Delta H_{\text{sistema}}}{T_{\text{vizinhança}}}$$

Multiplicando a equação por $(-T)$, teremos:

$$-T\Delta S_{\text{total}} = \Delta H_{\text{sistema}} - T\Delta S_{\text{sistema}}$$

Que expressa a variação da entropia total (do mundo) em termos das propriedades termodinâmicas exclusivas do sistema envolvido. Representando-se $-T\Delta S$ por ΔG , chega-se à expressão definida como energia livre de Gibbs.

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

ΔS_{total}

$\Delta S_{\text{vizinhança}}$

$\Delta S_{\text{sistema}}$

A importância da energia livre de Gibbs é o fato de ser uma variável única que estabelece se uma reação química é termodinamicamente possível ou não. Se a energia livre dos reagentes for maior que a dos produtos, a entropia do mundo vai aumentar, portanto, a reação irá ocorrer e será espontânea. Por outro lado, se a energia livre dos produtos for maior que a dos reagentes, a reação não será espontânea no sentido dado, mas tenderá a ocorrer no sentido inverso.

Uma consequência importante do fato de a energia livre fluir para o lado menor de energia é que quando os lados estiverem equilibrados, a reação entra em equilíbrio.

Estas relações podem ser assim resumidas:

- $\Delta G < 0$ – reação espontânea no sentido direto: $A \rightarrow B$.
- $\Delta G > 0$ – reação espontânea no sentido inverso: $A \leftarrow B$.
- $\Delta G = 0$ – reação em equilíbrio; quantidades de A e B não mudam.

O papel importante da temperatura

Lembrando a condição para a mudança espontânea:

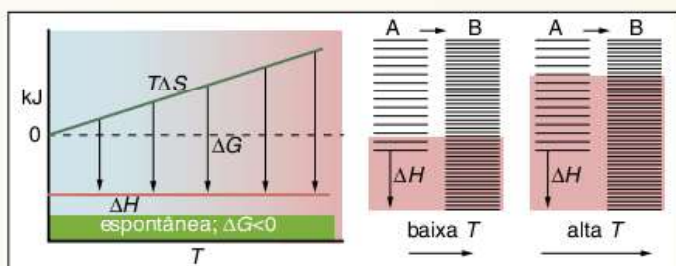
$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0$$

Pode-se notar pela equação que o sinal da entropia determina se a reação torna-se mais ou menos espontânea com o aumento da temperatura. Como para dada reação o sinal do ΔH pode ser positivo (endotérmica) ou negativo (exotérmica) e a entropia pode aumentar ou diminuir, temos que existem quatro possibilidades em que a temperatura pode influenciar a espontaneidade da reação.

Caso 1: $\Delta H < 0$ e $\Delta S > 0$

Sob essas condições, ambos os termos ΔH e $-T\Delta S$ são negativos, então ΔG é negativo independentemente da temperatura. Reações exotérmicas em que há aumento de entropia serão espontâneas em todas as temperaturas.

O esquema a seguir ilustra uma situação hipotética em que A é transformado em B. O gráfico de energia versus temperatura mostra as curvas de ΔH e $T\Delta S$. As figuras à direita do gráfico representam A e B em duas situações diferentes de temperatura representada pelo hachurado vermelho. Os traços abaixo de A e B representam a entropia de cada um deles como estados de energia hipotéticos.

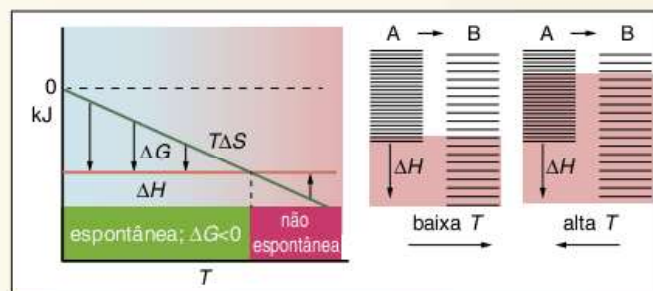


Caso 2: $\Delta H < 0$ e $\Delta S < 0$

Se a reação for exotérmica, mas houver diminuição de entropia, o ΔG será negativo apenas em temperaturas em que $|T\Delta S| < |\Delta H|$. Isto significa que existe uma temperatura em que

$T = \frac{\Delta H}{\Delta S}$ e a reação entra em equilíbrio. A reação será espontânea

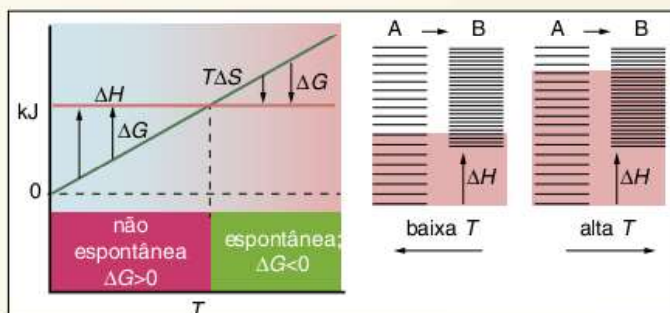
apenas abaixo dessa temperatura. O congelamento de um líquido ou a condensação de um gás são exemplos dessa condição.



Caso 3: $\Delta H > 0$ e $\Delta S > 0$

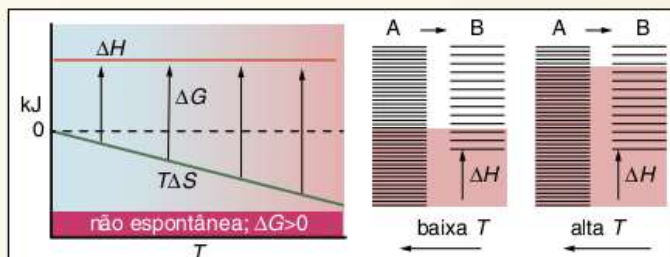
Esse caso é o inverso do anterior. Para que o processo seja espontâneo, o aumento da entropia deve ser maior que a desvantagem do processo endotérmico, assim $T\Delta S > \Delta H$. Uma vez que o efeito da temperatura é o de "aumentar" a influência do ΔS negativo, o processo será espontâneo a temperaturas acima de $T = \frac{\Delta H}{\Delta S}$.

Processos de fusão e ebulição são bons exemplos dessa situação.



Caso 4: $\Delta H > 0$ e $\Delta S < 0$

Com ambos, ΔH e ΔS trabalhando contra a reação, não há como ser espontânea em nenhuma temperatura. A substância A sempre terá um número maior de estados de energia acessíveis, e por isso é sempre a forma preferida.



Disponível em: <<http://www.chem1.com/acad/webtext/thermeq/index.html>>.

RESUMINDO

- **Calorimetria:** 1 caloria é a quantidade de energia térmica necessária para elevar de 14,5 °C para 15,5 °C a temperatura de 1 g de água.

$$1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$$

- **Entalpia:** é o calor envolvido em um processo químico ou físico.

- Variação de entalpia (ΔH): a quantidade de calor envolvido em um processo químico ou físico, à pressão constante.

$$\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$$

- Processos exotérmicos: $H_{\text{final}} < H_{\text{inicial}} \therefore \Delta H < 0$
reagentes \rightarrow produtos + energia
reagentes \rightarrow produtos; $\Delta H < 0$
- Processos endotérmicos: $H_{\text{final}} > H_{\text{inicial}} \therefore \Delta H > 0$
reagentes + energia \rightarrow produtos
reagentes \rightarrow produtos; $\Delta H > 0$

- Fatores que influenciam na variação da entalpia:

- Quantidade de reagentes e produtos: o calor absorvido ou liberado em uma reação depende diretamente da quantidade de reagentes envolvidos.
- Estado físico dos reagentes e produtos: os processos físicos de mudança de estados consomem ou liberam energia. Portanto, a obtenção de um produto no estado gasoso fornecerá um ΔH diferente do que a obtenção desse mesmo produto nos estados líquido ou sólido.

$$H_{(g)} > H_{(l)} > H_{(s)}$$

- Forma alotrópica dos reagentes e produtos: existe uma diferença na entalpia de dois alótropos, de forma que o ΔH de uma reação também não será o mesmo quando se utiliza diferentes alótropos na reação.

- **Equação termoquímica:** é uma forma de se representar uma reação química com informações relevantes sobre a variação de entalpia envolvida.

Dados que devem estar presentes:

- ΔH da reação em kJ ou kcal;
- coeficientes estequiométricos dos reagentes e produtos;
- estado físico de todos os participantes;
- forma alotrópica de todos os participantes;
- temperatura e pressão da reação. Se não houver indicação da temperatura e pressão, considera-se que a reação ocorreu nas condições ambientes de 25 °C e 1 atm.

- **Lei de Hess:** A variação de entalpia (ΔH) de uma reação química depende apenas dos estados inicial e final da reação, não importando o caminho da reação. Utilizando a Lei de Hess, é possível trabalhar com equações químicas como se fossem equações matemáticas.

$$\Delta H_g = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \dots$$

- **Estado padrão das substâncias:** O estado padrão de uma substância é a variedade alotrópica mais estável da substância, em seu estado físico mais comum a 25 °C e 1 atm.
◦ Arbitrariamente, qualquer substância simples no estado padrão possui entalpia igual a zero.

- **Entalpia-padrão de formação:** É o calor liberado ou absorvido na reação de formação de 1 mol de um composto, por meio de substâncias simples no seus estados padrão nas condições padrão de 25 °C e 1 atm.

- Pode-se calcular a variação da entalpia de uma reação conhecendo-se a entalpia de formação dos reagentes e produtos:

$$\Delta H = \sum \Delta H_{\text{produtos}}^{\circ} - \sum \Delta H_{\text{reagentes}}^{\circ}$$

- **Energia de ligação:** é a energia necessária para quebrar 1,0 mol de determinada ligação no estado gasoso a 25 °C e 1 atm.

- Pode-se calcular a variação de entalpia de uma reação sabendo que a quebra de ligações nos reagentes ocorre com absorção de energia e formação de ligações nos produtos com liberação de energia.

■ QUER SABER MAIS?



SITE

- Processos endotérmicos e exotérmicos.
<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc31_4/04-CCD-7008.pdf>

Exercícios complementares

Entalpia

1 UFMG 2010 Ao se preparar uma solução aquosa concentrada de sal de cozinha, NaCl, observou-se, durante a dissolução, um resfriamento do sistema.

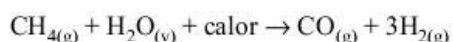
Considerando-se a situação descrita e outros conhecimentos sobre o assunto, é correto afirmar que:

- (a) a dissolução do NaCl aumenta a energia cinética média das moléculas da água.
- (b) a quantidade de NaCl dissolvida determina o grau de resfriamento do sistema.
- (c) a quebra do retículo cristalino do NaCl é um processo exotérmico.
- (d) a solução transfere energia, na forma de calor, para a vizinhança.

2 Enem 2010 O abastecimento de nossas necessidades energéticas futuras dependerá certamente do desenvolvimento de tecnologias para aproveitar a energia solar com maior eficiência. A energia solar é a maior fonte de energia mundial. Num dia ensolarado, por exemplo, aproximadamente 1 kJ de energia solar atinge cada metro quadrado da superfície terrestre por segundo. No entanto, o aproveitamento dessa energia é difícil porque ela é diluída (distribuída por uma área muito extensa) e oscila com o horário e as condições climáticas. O uso efetivo da energia solar depende de formas de estocar a energia coletada para uso posterior.

T. Brown. Química, a ciência central. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005.

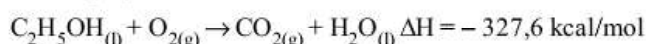
Atualmente, uma das formas de se utilizar a energia solar tem sido armazená-la por meio de processos químicos endotérmicos que mais tarde podem ser revertidos para liberar calor. Considerando a reação:



e analisando-a como potencial mecanismo para o aproveitamento posterior da energia solar, conclui-se que se trata de uma estratégia:

- (a) insatisfatória, pois a reação apresentada não permite que a energia presente no meio externo seja absorvida pelo sistema para ser utilizada posteriormente.
- (b) insatisfatória, uma vez que há formação de gases poluentes e com potencial poder explosivo, tomando-a uma reação perigosa e de difícil controle.
- (c) insatisfatória, uma vez que há formação de gás CO que não possui conteúdo energético passível de ser aproveitado posteriormente e é considerado um gás poluente.
- (d) satisfatória, uma vez que a reação direta ocorre com absorção de calor e promove a formação das substâncias combustíveis que poderão ser utilizadas posteriormente para obtenção de energia e realização de trabalho útil.
- (e) satisfatória, uma vez que a reação direta ocorre com liberação de calor havendo ainda a formação das substâncias combustíveis que poderão ser utilizadas posteriormente para obtenção de energia e realização de trabalho útil.

3 CFTSC 2010 A energia liberada nas reações químicas está presente em várias atividades da nossa vida diária. Por exemplo: o calor liberado na queima do gás butano que cozinha os nossos alimentos, o calor liberado na combustão do álcool ou da gasolina que movimenta nossos veículos. É através das reações químicas envolvendo os alimentos no nosso organismo que obtemos a energia necessária para manutenção da vida. A maioria das reações químicas ocorre produzindo variações de energia, que frequentemente se manifestam na forma de variações de calor. A termoquímica ocupa-se do estudo quantitativo das variações térmicas que acompanham as reações químicas. Dada a equação não balanceada da combustão do etanol:



Sobre a equação acima, é correto afirmar que:

- (a) os números 1–3–2–5 ajustam corretamente a equação.
- (b) a queima de 23 g de álcool produz 22,4 L de CO₂, medidos nas CNTP.
- (c) é uma reação endotérmica (entalpia negativa) que necessita do calor para ocorrer.
- (d) o nome do álcool representado na reação é o álcool propílico;
- (e) o número de oxidação do carbono no gás carbônico é –4.

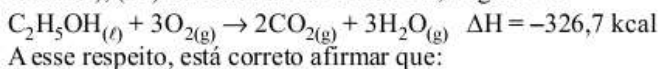
4 CFTSC Observe as equações termoquímicas:

- I. $\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_{2(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)} \quad \Delta H = +68,3 \text{ kcal.}$
- II. $\text{CH}_{4(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(g)} \quad \Delta H = -210,8 \text{ kcal.}$
- III. $\text{H}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)} \quad \Delta H = -13,8 \text{ kcal.}$
- IV. $\text{CaO}_{(g)} \rightarrow \text{Ca}_{(s)} + 3\text{H}_{2(g)} \quad \Delta H = +20,2 \text{ kcal.}$

São exotérmicas as reações indicadas nas equações:

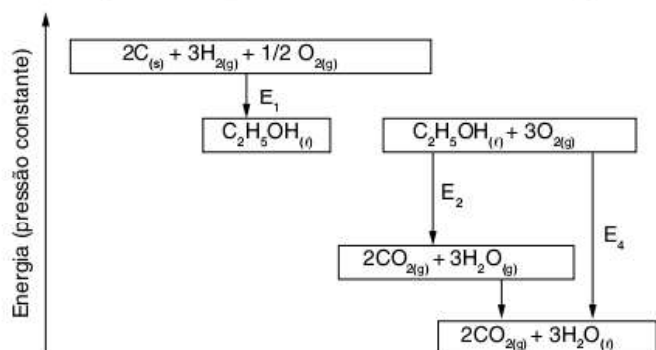
- (a) II e III. (c) I e IV. (e) I, II e IV.
- (b) I e II. (d) II e IV.

5 PUC-Rio 2008 Considere: (I) a variação de entalpia (ΔH) na combustão de 1 mol de etanol é o calor de reação que ocorre em pressão constante (q_p), (II) essa reação, nessas condições, se dá com expansão de volume (variação de energia na forma de trabalho), (III) a densidade do etanol é 0,79 g mL⁻¹.



- (a) o valor de ΔH para a combustão de 5 mol de etanol é igual a –3.267 kJ.
- (b) a reação é exotérmica e o trabalho de expansão produzido na combustão do etanol não é fundamental para que este seja utilizado como combustível em motores a pistão.
- (c) o volume dos gases produzidos pela reação completa de 1 mol de etanol é igual a 44,8 L em condições normais de temperatura e pressão (CNTP).
- (d) a reação inversa ao indicado no problema é endotérmica, e o volume de 1 mol etanol líquido produzido no processo é igual a 22,4 L.
- (e) se o etanol líquido for aquecido até seu ponto de ebulição (78,3 °C a 1 atm), a mudança de fase, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(g)}$, ocorre em temperatura constante.

6 UFPR 2008 A perspectiva de esgotamento das reservas mundiais de petróleo nas próximas décadas tem incentivado o uso de biocombustíveis. Entre eles está o etanol, que no Brasil já vem sendo usado como combustível de automóveis há décadas. Usando o gráfico a seguir, considere as afirmativas a seguir:



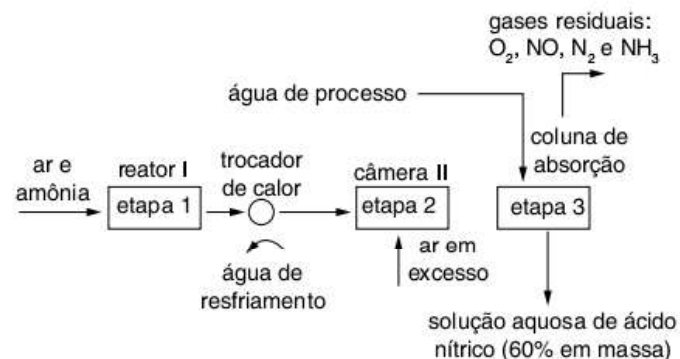
1. A energia E_2 refere-se à entalpia de formação do etanol.
2. E_3 é a energia molar de vaporização da água.
3. A entalpia de formação do etanol é um processo endotérmico.
4. E_4 é a entalpia de combustão do etanol.

Assinale a alternativa correta.

- (a) Somente a afirmativa 4 é verdadeira.
- (b) Somente a afirmativa 1 é verdadeira.
- (c) Somente as afirmativas 3 e 4 são verdadeiras.
- (d) Somente as afirmativas 1, 2 e 3 são verdadeiras.
- (e) Somente as afirmativas 2 e 3 são verdadeiras.

7 UEL 2008 O ácido nítrico, HNO_3 , é usado como matéria-prima na produção de fertilizantes e explosivos. O processo patenteado pela primeira vez em 1902 pelo químico Wilhelm Ostwald é o mais importante processo industrial para a fabricação do ácido nítrico. A tabela e o diagrama simplificado mostram a produção de ácido nítrico por oxidação catalítica.

Etapa 1	$4\text{NH}_3(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \xrightarrow{850\text{ }^\circ\text{C}, 5\text{ atm, Pt/Rh}} 4\text{NO}(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
Etapa 2	$2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$
Etapa 3	$3\text{NO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2\text{HNO}_3(\text{aq}) + \text{NO}(\text{g})$



Dados:

- Na oxidação da amônia, etapa 1, o calor envolvido na reação mantém o catalisador aquecido.
- O reator 1 é um sistema fechado.
- O NO que sai pelo topo é produzido dentro da coluna de absorção.

A produção da solução aquosa de ácido nítrico é de 10.000 kg/h. Massas molares (g/mol): N = 14; O = 16; H = 1.

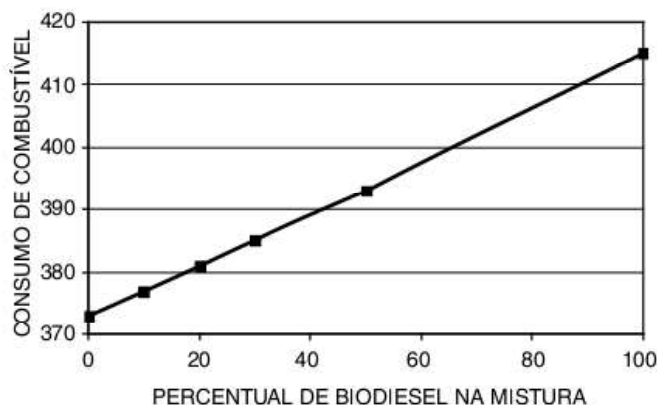
São feitas as seguintes afirmativas com relação às reações das etapas 1, 2 e 3 do processo de obtenção do ácido nítrico:

- I. Para a etapa 1, a soma das entalpias dos reagentes é menor que a soma das entalpias dos produtos da reação.
- II. Na etapa 2, o monóxido de nitrogênio é um reagente e, na etapa 3, ele é um produto; portanto, pode ser reciclado no processo.
- III. Nas condições da etapa 1 (850 °C, 5 atm), a razão entre o volume de NO e o volume de NH_3 é igual a 1.
- IV. A solução obtida após uma hora do processo contém aproximadamente $6 \cdot 10^{25}$ ions NO_3^- .

Assinale a alternativa que contém todas as afirmativas corretas.

- (a) I e II.
- (b) I e III.
- (c) II e IV.
- (d) I, III e IV.
- (e) II, III e IV.

8 UFPA 2011 O uso de combustíveis renováveis vem assumindo grande importância no cenário mundial, devido principalmente à escassez do petróleo e à conscientização da necessidade de redução de poluentes na atmosfera. O principal combustível em pauta para a substituição do óleo diesel é o biodiesel. O gráfico mostra a relação entre o consumo de combustível num motor e o percentual de biodiesel nas misturas de diesel e biodiesel.

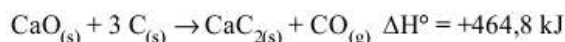


E. W. Menezes; R. Cataluna. "Desempenho e emissões em formulações diesel/biodiesel". In: 31ª Reunião Anual da Sociedade Brasileira de Química. Poços de Caldas, 2008. Disponível em: <www.sbrq.org.br>. Acesso em: 27 out. 2010. (Adapt.).

Com base nas informações do gráfico e na literatura sobre termoquímica de combustão, é correto afirmar:

- (a) a operação do motor com 100% de biodiesel tem o menor consumo de combustível.
- (b) a operação do motor com 20% de biodiesel é, energeticamente, a mais econômica.
- (c) o calor de combustão do biodiesel é maior que o do diesel.
- (d) o calor de combustão do biodiesel é igual ao do diesel.
- (e) o calor de combustão do biodiesel é menor que o do diesel.

9 Fatec O carbeto de cálcio, CaC_2 , é fabricado pela redução da cal (CaO) pelo carvão, a alta temperatura.



Sobre o carbeto de cálcio e sua obtenção são feitas as seguintes afirmações:

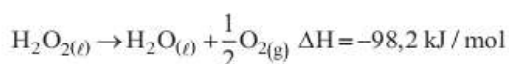
- O carbeto de cálcio pode ser usado para fabricar acetileno, importante produto orgânico industrial.
- A obtenção de carbeto de cálcio é endotérmica.
- A quantidade de calor liberada quando 10 g de CaO reagem com carbono em excesso é igual a 183 kJ.

Dessas afirmações, somente:

- I e II são corretas.
- I e III são corretas.
- I é correta.
- II é correta.
- III é correta.

Exercícios envolvendo ΔH

10 Unesp 2012 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.

11 UEL 2008 No rótulo de uma garrafa de vinho encontramos as informações a seguir:

Informação nutricional (Porção de 100 mL)

Valor energético – 75,0 kcal

Proteína – 0,375 g

Carboidrato – 6,00 g

Gordura – 0,00 g

Considerar que o carboidrato e a proteína fovecem, cada um, 4,00 kcal/g, o álcool fovece 7,00 kcal/g e que nenhum outro componente calórico está presente.

Dado: densidade do álcool é 0,790 g/mL.

Com base nas informações e nos conhecimentos, analise as afirmações.

- O conteúdo de álcool em 100 mL de vinho fornece 49,5 kcal.
- A quantidade de álcool em 1.000 mL de vinho fornece 66 % do valor energético do vinho.
- A massa de álcool em 1.000 mL de vinho é 7,07 g.
- O volume de álcool em 100 mL de vinho é 8,95 mL.

Assinale a alternativa que contém todas as afirmativas corretas.

- I e IV.
- II e III.
- III e IV.
- I, II e III.
- I, II e IV.

12 Acafe 2011 No jornal *Folha de S.Paulo*, de 16 de setembro de 2011, foi publicada uma reportagem sobre o Shopping Center Norte de São Paulo – SP: “[...] Segundo a Cetesb, foi encontrado gás metano no terreno, que serviu como depósito de lixo na década de 1980, antes da construção do shopping [...]”. Dados: $\text{CH}_4 = 16 \text{ g/mol}$; Entalpia de combustão do metano = $-889,5 \text{ kJ/mol}$.

Com base no texto anterior e nos conceitos químicos, analise as afirmações a seguir.

- O gás metano é uma molécula apolar, possui estrutura tetraédrica e fórmula molecular CH_4 .
- O gás metano é um dos principais gases presentes no biogás.
- A energia liberada na combustão de 100 kg de metano é $+5,56 \cdot 10^6 \text{ kJ}$, aproximadamente.
- Caso a concentração do gás metano na região do shopping seja elevada, há o risco de ocorrer explosões.

Assinale a alternativa correta.

- Apenas a afirmação III está correta.
- Apenas I, II e IV estão corretas.
- Apenas I e IV estão corretas.
- Todas as afirmações estão corretas.

13 Enem 2010 No que tange à tecnologia de combustíveis alternativos, muitos especialistas em energia acreditam que os álcoois vão crescer em importância em um futuro próximo.

Realmente, álcoois como metanol e etanol têm encontrado alguns nichos para uso doméstico como combustíveis há muitas décadas e, recentemente, vêm obtendo uma aceitação cada vez maior como aditivos, ou mesmo como substitutos para gasolina em veículos.

Algumas das propriedades físicas desses combustíveis são mostradas no quadro seguinte.

Álcool	Densidade a 25 °C (g/mL)	Calor de combustão (kJ/mol)
Metanol (CH_3OH)	0,79	-726,0
Etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$)	0,79	-1.367,0

Dado: Massas molares em g/mol:

H = 1,0; C = 12,0; O = 16,0.

Considere que, em pequenos volumes, o custo de produção de ambos os álcoois seja o mesmo. Dessa forma, do ponto de vista econômico, é mais vantajoso utilizar:

- metanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 22,7 kJ de energia por litro de combustível queimado.
- etanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 29,7 kJ de energia por litro de combustível queimado.
- metanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 17,9 MJ de energia por litro de combustível queimado.

- (d) etanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 23,5 MJ de energia por litro de combustível queimado.
- (e) etanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 33,7 MJ de energia por litro de combustível queimado.

14 UFGM 2010 Para se minimizar o agravamento do efeito estufa, é importante considerar-se a relação entre a energia obtida e a quantidade de CO₂ liberada na queima do combustível. Neste quadro, apresentam-se alguns hidrocarbonetos usados como combustíveis, em diferentes circunstâncias, bem como suas correspondentes variações de entalpia de combustão completa.

Hidrocarboneto	ΔH de combustão/ (kJ/mol)
CH ₄	-890
C ₂ H ₂	-1.300
C ₃ H ₈	-2.220
n - C ₄ H ₁₀	-2.880

Tendo-se em vista essas informações, é correto afirmar que, entre os hidrocarbonetos citados, aquele que, em sua combustão completa, libera a maior quantidade de energia por mol de CO₂ produzido é o:

- (a) CH₄.
- (b) C₂H₂.
- (c) C₃H₈.
- (d) n-C₄H₁₀.

15 Unesp 2010 A tabela apresenta informações sobre as composições químicas e as entalpias de combustão para três diferentes combustíveis que podem ser utilizados em motores de combustão interna, como o dos automóveis.

Combustível	ΔH combustão kcal mol ⁻¹	Massas molares g mol ⁻¹
Gasolina (C ₈ H ₁₈)	-1.222,5	114,0
Etanol (C ₂ H ₅ OH)	-326,7	46,6
Hidrogênio (H ₂)	-68,3	2,0

Com base nas informações apresentadas e comparando esses três combustíveis, é correto afirmar que:

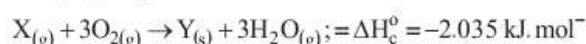
- (a) a gasolina é o que apresenta menores impacto ambiental e vantagem energética.
- (b) o álcool é o que apresenta maiores impacto ambiental e vantagem energética.
- (c) o hidrogênio é o que apresenta menor impacto ambiental e maior vantagem energética.
- (d) a gasolina é o que apresenta menor impacto ambiental e maior vantagem energética.
- (e) o álcool é o que apresenta menor impacto ambiental e maior vantagem energética.

16 UFC 2008 Considere um recipiente hermeticamente fechado com capacidade de 1.000 L e a uma temperatura de 27 °C, onde é adicionado 1 L de água. Despreze os efeitos da temperatura sobre a densidade da água.

Dados: densidade da água = 1 g · mL⁻¹; pressão de vapor da água a 27 °C = 0,035 atm e R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹.

- a) Nessas condições, haverá a evaporação completa desta massa de água? Justifique numericamente a sua resposta, considerando gás com comportamento ideal.
- b) Sabendo que o calor de vaporização da água a 100 °C é 40,7 kJ · mol⁻¹, qual deverá ser a quantidade de calor necessária para vaporizar 1 L de água?

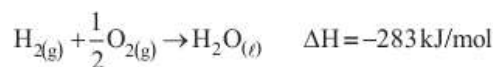
17 ITA 2012 Considere a reação de combustão do composto X, de massa molar igual a 27,7 g · mol⁻¹, representada pela seguinte equação química balanceada:



Calcule o valor numérico, em kJ, da quantidade de calor liberado na combustão de:

- a) 1,0 · 10³ g de X
- b) 1,0 · 10² g mol de X
- c) 2,6 · 10²² moléculas de X
- d) uma mistura de 10,0 g de X e 10,0g de O₂.

18 UFRGS A reação global da célula de combustível está representada na equação termoquímica a seguir.



Sabendo-se que cada grama de água absorve 2,28 kJ de calor ao vaporizar, a entalpia de formação de um mol de água gasosa é:

- (a) 2,28 kJ
- (b) 41 kJ
- (c) -41 kJ
- (d) 242 kJ
- (e) -242 kJ

19 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 H₂O_(g). Dadas para o etanol CH₃CH₂OH_(g) a massa molar (g · mol⁻¹) igual a 46 e a densidade igual a 0,80 g/cm³, 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 CH₃CH₂OH_(g) é igual a -1.277 kJ/mol.

20 UFPR 2010 Num experimento, um aluno dissolveu 4,04 g de nitrato de potássio em água a 25 °C, totalizando 40 g de solução salina. Considere que não há perda de calor para as vizinhanças e a capacidade calorífica da solução salina é 4,18 J · g⁻¹ · K⁻¹. A entalpia de dissolução do nitrato de potássio é $\Delta H = 34,89 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Massas molares (g · mol⁻¹): K = 40, N = 14, O = 16.

Com base nos dados fornecidos, a temperatura final da solução será de:

- (a) 20,1 °C
- (b) 16,6 °C
- (c) 33,4 °C
- (d) 29,9 °C
- (e) 12,8 °C

21 UFSC 2010 Desde os primórdios, a humanidade vem produzindo energia através da queima de combustíveis. Inicialmente, a energia liberada pela vegetação existente era suficiente. O aumento pela demanda por energia, mesmo antes da Revolução Industrial, levou a humanidade a buscar a energia armazenada nos combustíveis fósseis. Mais recentemente, a civilização moderna também obtém energia através do uso de átomos de urânio, que são consumidos em reatores nucleares. A elevada emissão de CO₂ e de outros gases na atmosfera e os resíduos radiativos de centrais nucleares levaram o ser humano a uma grande preocupação com as questões relacionadas ao meio ambiente.

Seguem, a seguir, dados sobre o poder energético em kJ/mol de alguns combustíveis.

Combustível	Massa molar	ΔH°
Carbono _(grafite)	12	-393,5
⁹² U ²³⁵ _(s)	92	-2.10 ¹⁰
Metano _(g)	16	-889,5

Assinale a(s) proposição(ões) correta(s).

- 1 O Protocolo de Kyoto é um acordo internacional que visa reduzir as emissões de gases poluentes. O aumento da concentração de CO₂ na atmosfera, resultante da queima em larga escala de combustíveis fósseis, está associado claramente ao aumento do efeito estufa, que pode resultar no aquecimento global do planeta.
- 2 O carvão, o petróleo e o gás natural são exemplos de combustíveis fósseis.
- 4 A energia produzida pela queima de 60 kg de carbono irá produzir mais energia que a fissão nuclear de 1 mol de átomos de ⁹²U²³⁵.
- 8 A reação de fusão nuclear do U-235 pode ser assim representada:

$${}_{92}^{235}\text{U} + {}_0^1\text{n} \rightarrow {}_{56}^{141}\text{Ba} + {}_{36}^{92}\text{Kr} + 3{}_0^1\text{n} \quad \Delta H = -2.10^{10} \text{ kJ/mol}$$
- 16 Como as centrais nucleares são muito seguras, seu lixo nuclear pode ser descartado de imediato nos lixões, uma vez que não provocam riscos ambientais.
- 32 Uma empresa passou a utilizar o gás metano como combustível. Sabendo que ela consome 320 kg do combustível por dia, podemos dizer que a energia liberada em cada dia é de 17.790 kJ.

64 A energia liberada pela combustão de um mol carbono diamante será superior à combustão de um mol carbono grafite.

Soma =

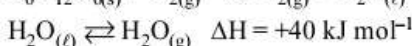
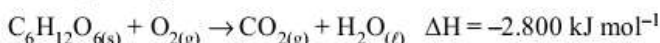
22 UEG 2008 Manter uma temperatura constante é uma das funções fisiológicas primárias do corpo humano, essencial ao correto funcionamento muscular e ao controle cinético das reações bioquímicas. Aproximadamente, 40% da energia produzida pela queima da glicose é empregada nas contrações musculares e nervosas. O restante se manifesta como calor, que é utilizado para manter a temperatura corporal. Quando o organismo produz intenso calor, o excesso deve ser dissipado para as vizinhanças, o que pode ocorrer por radiação, convecção e evaporação (suor). Para responder a esta questão, considere que a evaporação é o único sistema de dissipação do calor. As equações químicas a seguir representam os dois processos especificados no texto.

Dados:

capacidade calorífica média do corpo: $4 \cdot 10^3 \text{ J } ^\circ\text{C}^{-1} \text{ kg}^{-1}$.

densidade da água: 1 g mL^{-1} .

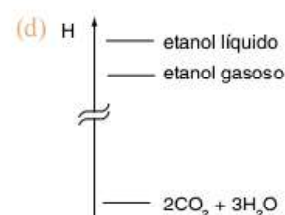
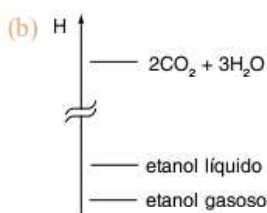
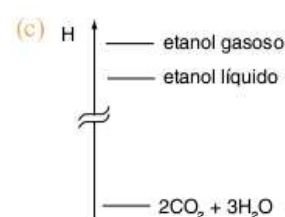
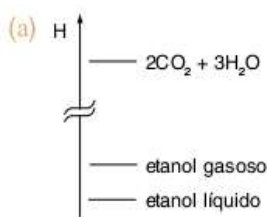
aceleração da gravidade: 10 m s^{-2} .



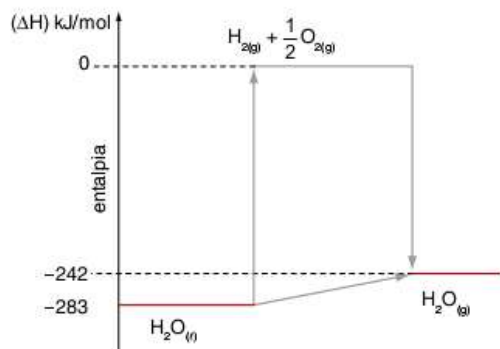
Tendo em vista as informações apresentadas, responda ao que se pede.

- a) Calcule o volume de água líquida que um atleta deve transpirar ao oxidar 45 g de glicose.
- b) Admitindo não ocorrer transpiração ao subir uma escada de 10 metros de altura, calcule a variação na temperatura corpórea que um homem de 100 kg sofreria.

23 UFMG Nos diagramas a seguir, as linhas horizontais correspondem a entalpias de substâncias ou de misturas de substâncias. O diagrama que, qualitativamente, indica as entalpias relativas de 1 mol de etanol líquido, 1 mol de etanol gasoso e dos produtos da combustão de 1 mol desse álcool, 2CO₂ + 3H₂O, é:



24 Cesgranrio Considere o diagrama de entalpia a seguir:



Assinale a opção que contém a equação termoquímica correta:

- (a) $H_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(g)}; \Delta H = +242 \text{ kJ mol}^{-1}$
- (b) $H_2O_{(l)} \rightarrow H_2O_{(g)}; \Delta H = -41 \text{ kJ mol}^{-1}$
- (c) $H_2O_{(l)} \rightarrow H_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)}; \Delta H = +283 \text{ kJ mol}^{-1}$
- (d) $H_2O_{(g)} \rightarrow H_2 + \frac{1}{2} O_{2(g)}; \Delta H = 0 \text{ kJ mol}^{-1}$
- (e) $H_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}; \Delta H = +41 \text{ kJ mol}^{-1}$

25 UFRS Dadas as equações termoquímicas, a 1 atm e 25 °C.

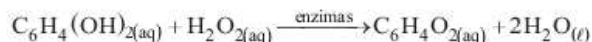
1. $CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(s)}$
 $\Delta H_1 = -888 \text{ kJ/mol}$
2. $C_2H_6O_{(l)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)} + 3H_2O_{(g)}$
 $\Delta H_2 = -1.373 \text{ kJ/mol}$
3. $C_8H_{18(l)} + \frac{25}{2} O_{2(g)} \rightarrow 8CO_{2(g)} + 9H_2O_{(g)}$
 $\Delta H_3 = -5.110 \text{ kJ/mol}$
4. $H_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}$
 $\Delta H_4 = -286 \text{ kJ/mol}$
5. $C_{(grafite)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$
 $\Delta H_5 = -393,5 \text{ kJ/mol}$

O combustível que libera a maior quantidade de calor por grama consumido é:

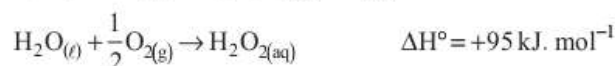
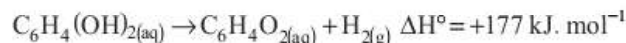
- (a) $CH_{4(g)}$
- (b) $C_2H_6O_{(l)}$
- (c) $C_8H_{18(l)}$
- (d) $H_{2(g)}$
- (e) $C_{(grafite)}$

Lei de Hess

26 Fuvest 2010 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:



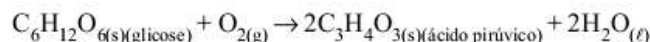
O calor envolvido nessa transformação pode ser calculado, considerando-se os processos:



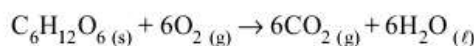
Assim sendo, o calor envolvido na reação que ocorre no organismo do besouro é:

- (a) $-558 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- (b) $-204 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- (c) $+177 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- (d) $+558 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- (e) $+585 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

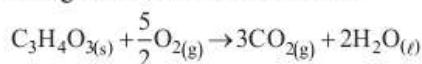
27 UEG 2008 A respiração celular é um processo vital e ocorre por meio de reações químicas. Um exemplo pode ser a conversão da glicose em ácido pirúvico por meio da reação:



Considere as reações a 25 °C e 1 atm:



Energia liberada = 2.808 kJ/mol

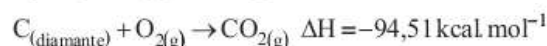
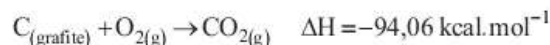


Energia liberada = 1.158 kJ/mol

Pode-se então afirmar que, na formação do ácido pirúvico a partir de 1 mol de glicose, há:

- (a) liberação de 492 kJ de energia.
- (b) absorção de 492 kJ de energia.
- (c) liberação de 1.650 kJ de energia.
- (d) absorção de 1.650 kJ de energia.
- (e) liberação de 5.124 kJ de energia.

28 UFJF 2012 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 nas reações acima, considere as seguintes afirmações.

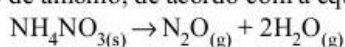
I. De acordo com a Lei de Hess, a variação de entalpia da transformação do $C_{(\text{grafite})}$ em $C_{(\text{diamante})}$ é $-0,45 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$.

II. A queima de 1 mol de $C_{(\text{diamante})}$ libera mais energia do que a queima de 1 mol de $C_{(\text{grafite})}$.

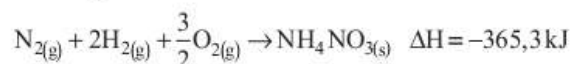
III. A formação de $\text{CO}_{2(\text{g})}$ é endotérmica em ambos os processos. Assinale a alternativa correta.

- (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.

29 Uespi 2012 O N_2O é conhecido como gás hilariante, pois age sobre o sistema nervoso central, provocando riso de forma histórica. Esse gás pode ser produzido pela decomposição térmica do nitrato de amônio, de acordo com a equação:

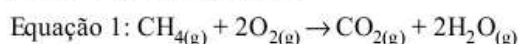


Utilizando os dados termoquímicos abaixo, calcule a quantidade de calor liberada nesse processo de obtenção do gás hilariante.

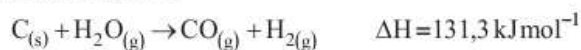


- (a) 205,1 kJ
 (b) 36,7 kJ
 (c) 146,3 kJ
 (d) 95,4 kJ
 (e) 46,7 kJ

30 Udesc 2012 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.

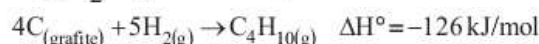
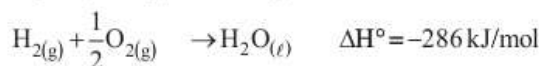
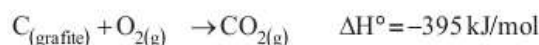


O valor da entalpia da equação 1, em kJ, é:

- (a) -704,6
 (b) -725,4
 (c) -802,3
 (d) -524,8
 (e) -110,5

31 UFSC (Adapt.) O butano (C_4H_{10}) é um gás incolor, inodoro e inflamável, derivado do petróleo, utilizado como gás de cozinha.

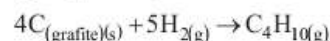
- a) Escreva a equação da reação de combustão de **um** mol de butano devidamente balanceada.
 b) A partir das equações termoquímicas mostradas a seguir, determine o valor numérico do ΔH° de combustão do butano em kJ/mol.



32 EsPCEx-Aman 2012 Considere, no quadro abaixo, as seguintes entalpias de combustão nas condições padrão (25 °C e atm), expressas em $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

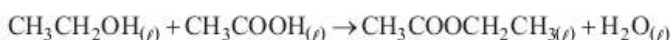
Fórmula molecular e fase de agregação	$\Delta H^\circ_{(\text{combustão})}$
$\text{C}_{\text{grafite}(\text{s})}$	-393,3
$\text{H}_{2(\text{g})}$	-285,8
$\text{C}_4\text{H}_{10(\text{g})}$	-2.878,6

A alternativa que corresponde ao valor da entalpia da reação abaixo, nas condições padrão, é:



- (a) +68,6 $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 (b) -123,6 $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 (c) +248,8 $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 (d) +174,4 $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 (e) -352,5 $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

33 UFTM (Adapt.) O acetato de etila é um solvente bastante utilizado na indústria química e também pode ser utilizado como flavorizante, para conferir sabor artificial de maçã ou pera aos alimentos. Este composto pode ser preparado a partir da reação apresentada a seguir:



Na tabela são apresentadas as entalpias-padrão de combustão (ΔH°_c).

Substância	$\Delta H^\circ_c (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}_{(\text{l})}$	-1368
$\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{l})}$	-875
$\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3_{(\text{l})}$	-2.231

Calcule o calor de reação da reação de preparação do acetato de etila.

Entalpia – Padrão de Formação

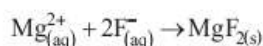
34 ITA 2008 Assinale a opção errada que apresenta (em kJ/mol) a entalpia-padrão de formação (ΔH_f°) da substância a 25 °C.

- (a) $\Delta H_f^\circ(\text{H}_{2(\text{g})}) = 0$
- (b) $\Delta H_f^\circ(\text{F}_{2(\text{g})}) = 0$
- (c) $\Delta H_f^\circ(\text{N}_{2(\text{g})}) = 0$
- (d) $\Delta H_f^\circ(\text{Br}_{2(\text{g})}) = 0$
- (e) $\Delta H_f^\circ(\text{C}_{\ell 2(\text{g})}) = 0$

35 UFPR 2012 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:

	$\Delta_{\text{form}} H^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$
$\text{Mg}_{(\text{aq})}^{2+}$	-467
$\text{F}_{(\text{aq})}^-$	-335
$\text{MgF}_{2(\text{s})}$	-1.124



- 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.

36 Unifesp 2008 Quando o óxido de magnésio está na presença de uma atmosfera de gás carbônico, este é convertido a carbonato de magnésio. São dadas as entalpias-padrão de formação:



A formação de um mol de carbonato de magnésio, a partir do óxido de magnésio e gás carbônico, é uma reação:

- (a) endotérmica, com valor absoluto de entalpia de 100 kJ.
- (b) exotérmica, com valor absoluto de entalpia de 100 kJ.
- (c) endotérmica, com valor absoluto de entalpia de 888 kJ.
- (d) exotérmica, com valor absoluto de entalpia de 888 kJ.
- (e) endotérmica, com valor absoluto de entalpia de 1.304 kJ.

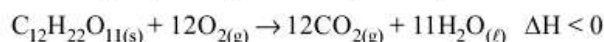
37 UFRGS 2008 Assinale a alternativa que preenche corretamente as lacunas do texto a seguir, na ordem em que aparecem. Por ser uma fonte renovável de energia, o etanol tem sido cada vez mais usado como combustível para automóveis. Os calores de formação das substâncias envolvidas na combustão do etanol são apresentados no quadro a seguir.

Substância	$\Delta H_f^\circ (\text{kJ/mol})$ a 25 °C
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}_{(\ell)}$	-277,6
$\text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$	-285,8
$\text{CO}_{2(\text{g})}$	-393,5

Sabendo-se que, a 25 °C e 1 atm, um mol de um gás ocupa um volume de aproximadamente 24,4 litros, é correto afirmar que a combustão de um mol de etanol líquido irá liberar _____ kJ de energia na forma de calor e _____ litros de gás carbônico.

- (a) 401,7 – 24,4
- (b) 803,4 – 48,8
- (c) 803,4 – 24,4
- (d) 1.366,8 – 48,8
- (e) 1.366,8 – 24,4

38 UEL 2008 A sacarose é um alimento importante para o ser humano. O metabolismo dos açúcares envolve reações que são as fontes de energia para que a célula possa realizar os trabalhos mecânico, elétrico e químico. O metabolismo de açúcares durante a respiração é representado pela reação de combustão:



Dados:

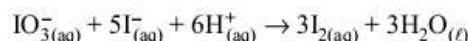
$\Delta H_{(\text{formação})}^\circ \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} = -2.222 \text{ kJ/mol}$; $\text{CO}_2 = -394 \text{ kJ/mol}$; $\text{H}_2\text{O} = -286 \text{ kJ/mol}$.

Massas molares (g/mol): C = 12; O = 16; H = 1.

Qual a massa de sacarose necessária para a liberação de 314 kJ de energia?

- (a) 11 g
- (b) 25 g
- (c) 19 g
- (d) 29 g
- (e) 31 g

39 UFSM 2008 O $\text{I}_{2(\text{aq})}$ pode ser obtido em solução a partir da reação do iodato, $\text{IO}_{3(\text{aq})}^-$, com o íon iodeto, $\text{I}_{(\text{aq})}^-$, em meio ácido, conforme a reação:



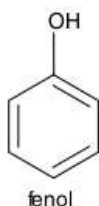
Substância	H_f° (entalpia-padrão de formação 25 °C, 1 atm) ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)
$\text{IO}_{3(\text{aq})}^-$	-221
$\text{I}_{(\text{aq})}^-$	-55
$\text{H}_{(\text{aq})}^+$	0
$\text{I}_{2(\text{aq})}$	23
$\text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$	-286

A reação apresentada é _____, e a entalpia da reação, em $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, é _____.

Assinale a alternativa que completa as lacunas.

- (a) exotérmica; -13
- (b) exotérmica; -293
- (c) exotérmica; -1.285
- (d) endotérmica; +13
- (e) endotérmica; +293

40 UFTM O fenol é um composto que pode ser utilizado na fabricação de produtos de limpeza, para desinfecção de ambientes hospitalares.



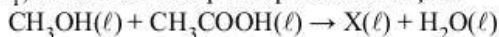
Considere as entalpias-padrão de formação, relacionadas na tabela.

Substâncias	ΔH_f° (kJ·mol ⁻¹)
Fenol (s)	-165
H ₂ O(l)	-286
CO ₂ (g)	-394

A energia liberada, em kJ, na combustão completa de 1 mol de fenol é:

- (a) 515 (c) 1.875 (e) 3.057
 (b) 845 (d) 2.733

41 Unifesp 2012 (Adapt.) Considere a reação orgânica representada na equação e os valores de entalpia-padrão de formação (ΔH_f°) das substâncias participantes da reação.



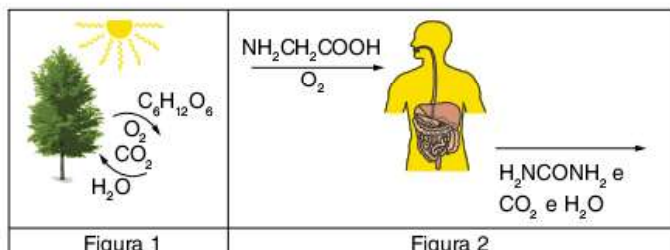
Substância	ΔH_f° (kJ · mol ⁻¹)
CH ₃ OH(l)	- 239
CH ₃ COOH(l)	- 484
X(l)	- 442
H ₂ O(l)	- 286

A substância X é um líquido inflamável usado como solvente na fabricação de colas.

Calcule a entalpia da reação descrita. Como essa reação é classificada quanto ao calor de reação?

42 UEL 2007 As figuras 1 e 2 representam dois processos importantes envolvendo energia, responsáveis pela manutenção da vida. Na figura 1 a energia do Sol, ao atingir a superfície da Terra, é a responsável por um processo biológico denominado fotossíntese que contribui para tornar o mundo habitável. A figura 2 está representando o sistema digestivo do ser humano. O aminoácido denominado glicina é oxidado, no corpo humano, formando ureia, dióxido de carbono e água.

A tabela fornece as entalpias-padrão de formação das substâncias envolvidas nos processos representados nas figuras 1 e 2.



Substância	ΔH° de formação (kcal/mol)
CO ₂ (g)	-94
H ₂ O(l)	-68
C ₆ H ₁₂ O ₆ (s)	-303
O ₂ (g)	-0
NH ₂ CH ₂ COOH(s)	-127
H ₂ NCONH ₂ (s)	-80

Com base nas informações dadas nas figuras 1 e 2, na tabela e nos conhecimentos sobre o tema, considere as afirmativas a seguir.

- I. A equação química que representa, de maneira simplificada, o processo da figura 1 é:

$$6\text{CO}_2(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) + 6\text{O}_2(\text{g})$$
- II. No processo representado pela figura 2, para a obtenção de 1 mol de ureia, deverá ocorrer a oxidação de 1 mol de glicina.
- III. A reação química representada na figura 2 é uma fonte de energia (calor) para o corpo.
- IV. As quantidades de energia envolvidas nos processos representados nas figuras 1 e 2 são 560 kcal/mol de glicose e 1.306 kcal/mol de ureia.

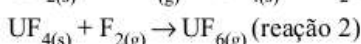
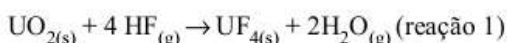
Assinale a alternativa que contém todas as afirmativas corretas:

- (a) I e II.
 (b) I e III.
 (c) II e IV.
 (d) I, III e IV.
 (e) II, III e IV.

Texto para a questão 43.

A geração de energia elétrica por reatores nucleares vem enfrentando grande oposição por parte dos ambientalistas e da população em geral ao longo de várias décadas, em função dos acidentes ocorridos nas usinas nucleares e da necessidade de controle dos resíduos radioativos por um longo período de tempo. Recentemente, o agravamento da crise energética, aliado à poluição e ao efeito estufa, resultantes do uso de combustíveis fósseis, e à redução dos resíduos produzidos nas usinas nucleares, têm levado até mesmo os críticos a rever suas posições.

O funcionamento da maioria dos reatores nucleares civis baseia-se no isótopo ²³⁵U do urânio, ⁹²U²³⁵. O urânio natural apresenta uma distribuição isotópica de aproximadamente 0,72% de ²³⁵U e 99,27% de ²³⁸U. Para sua utilização em reatores, o urânio deve ser enriquecido até atingir um teor de 3 a 4% em ²³⁵U. Um dos métodos utilizados nesse processo envolve a transformação do minério de urânio em U₃O₈ sólido ("yellow cake"), posteriormente convertido em UO₂ sólido e, finalmente, em UF₆ gasoso, segundo as reações representadas pelas equações:



43 UFSCar 2008 Considere a reação global de produção de UF_6 a partir da reação entre UO_2 , HF e F_2 e as informações adicionais sobre entalpias de formação fornecidas a seguir.

Substância (estado físico)	Entalpia de formação a 25 °C ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)
$\text{UO}_{2(s)}$	-1.130
$\text{HF}_{(g)}$	-270
$\text{UF}_{6(g)}$	-2.110
$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	-240

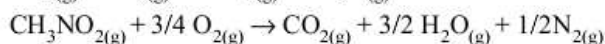
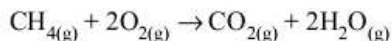
É correto afirmar que, a 25 °C, a reação de formação de UF_6 a partir de UO_2 , conforme descrito pela equação da reação global, é _____ kJ por mol de UF_6 formado.

Assinale a alternativa com as informações que preenchem corretamente a lacuna da frase acima.

- exotérmica, liberando 380.
- exotérmica, liberando 950.
- exotérmica, liberando 2.110.
- endotérmica, absorvendo 2.110.
- endotérmica, absorvendo 1.080.

44 UFMG 2008 O metano, CH_4 , principal constituinte do gás natural, é um combustível conhecido. Um segundo composto também empregado como combustível é o nitrometano, CH_3NO_2 , que é utilizado em certos carros de corrida e em aeromodelos.

Analisar a equação balanceada que representa a combustão completa de cada um desses combustíveis.



- Uma característica importante de um combustível está relacionada à capacidade de os produtos de sua queima exercerem pressão sobre o pistão de um cilindro do motor. Isso pode ser avaliado por meio de um quociente Q, que se obtém aplicando-se esta fórmula:

$Q = \text{Quantidade em mols de produtos gasosos} / \text{Quantidade em mols de reagentes gasosos}$.

Considerando-se as equações acima representadas, CALCULE o valor de Q para a combustão do metano e do nitrometano.

(Deixe seus cálculos indicados, evidenciando, assim, seu raciocínio.)

- Outra característica de um combustível, também importante, é a sua entalpia de combustão, ΔH° .

No quadro da figura 1, estão indicados os valores de ΔH° de formação de alguns compostos na mesma temperatura. Considerando esses valores de ΔH° de formação, CALCULE o ΔH° de combustão de 1 mol de nitrometano gasoso. (Deixe seus cálculos indicados, evidenciando, assim, seu raciocínio.)

- No funcionamento de um motor, uma mistura de combustível e ar entra no cilindro e é comprimida pelo pistão. Ao ser queimada, essa mistura provoca o deslocamento do pistão dentro do cilindro, como mostrado na figura 2.

Analisar o quadro da figura 3, em que se apresentam o ΔH° de combustão e as quantidades estequiométricas de dois combustíveis e do oxigênio em um cilindro, que opera ora com um, ora com outro desses combustíveis.

Com base no valor de ΔH° de combustão do nitrometano obtido no item 2 desta questão, calcule o calor liberado na combustão de 1,7 mol de nitrometano.

- Considerando a resposta dada no item 1 – ou seja, o valor calculado de Q – e no item 3, ambos desta questão, EXPLIQUE por que o nitrometano, em comparação com o metano, é um combustível que imprime maior potência a um motor.

Figura 1

Composto	ΔH° de formação (kJ/mol)
Nitrometano, $\text{CH}_3\text{NO}_{2(g)}$	-75
Dióxido de carbono, $\text{CO}_{2(g)}$	-394
Água, $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	-242

Figura 2

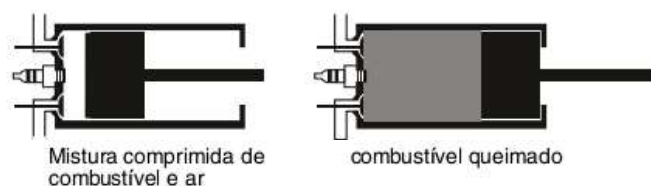


Figura 3

Combustível	ΔH° combustão (kJ/mol)	Quantidade em mol		
		Combustível	Oxigênio	Total
CH_4	-804	1,0	2,0	3,0
CH_3NO_2	Valor obtido no item 2	1,7	1,3	3,0

Energia de ligação

45 UFRGS (Adapt.) Observe a seguinte tabela.

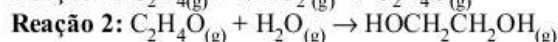
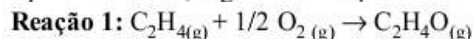
Ligação	ΔH (KJ mol^{-1})
C – H	412
C – C	348
C = C	612
H – H	436

De acordo com as entalpias de ligação relacionadas na tabela, qual será a variação de entalpia de reação de hidrogenação do 2-buteno?

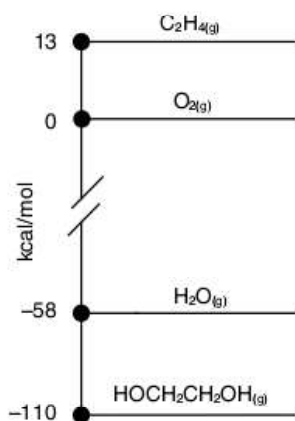


- (a) -124 kJ mol^{-1} . (d) $+80 \text{ kJ mol}^{-1}$.
 (b) -80 kJ mol^{-1} . (e) $+124 \text{ kJ mol}^{-1}$.
 (c) $+44 \text{ kJ mol}^{-1}$.

46 UFRJ 2010 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:

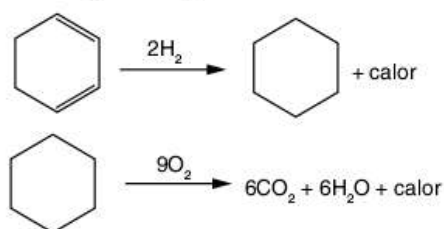


- a) Sabendo que as duas reações são exotérmicas e que a reação 1 produz 25 kcal por mol de eteno reagido, e usando a escala de entalpia-padrão de formação mostrada no diagrama abaixo, calcule o calor envolvido na reação 2, em kcal por mol de etilenoglicol produzido.



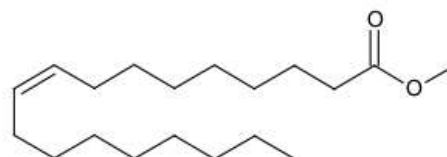
- b) Sabendo que a energia da ligação C – H é de 100 kcal/mol (mol de ligação) e que a energia envolvida na reação $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) \rightarrow 2\text{C}(\text{g}) + 4\text{H}(\text{g})$ é igual a 547 kcal por mol de eteno, calcule a energia da ligação C = C, em kcal/mol.

47 Ufla Entalpia de combustão refere-se ao calor absorvido ou desprendido durante a queima de um composto. Analogamente, entalpia de hidrogenação refere-se à energia absorvida ou liberada no processo de adição de hidrogênio em um composto. Considerando que a adição de H_2 , a uma dupla ligação, libera $28,6 \text{ kcal mol}^{-1}$ e que a queima de um grupo metileno (CH_2) libera $157,4 \text{ kcal mol}^{-1}$, indique quais são os valores de $\Delta H_{\text{combustão}}$ e $\Delta H_{\text{hidrogenação}}$ (em kcal mol^{-1}), respectivamente, para as transformações a seguir.



- (a) $-944,4$ e $-57,2$
 (b) $157,4$ e $28,6$
 (c) $-944,4$ e $-114,4$
 (d) $157,4$ e $114,4$

48 UFRJ 2009 (Adapt.) O biodiesel tem sido considerado uma importante alternativa bioenergética ao diesel produzido a partir do petróleo. O biodiesel é constituído por uma mistura de ésteres derivados de óleos vegetais. Quando o biodiesel é obtido a partir da reação de óleo de soja com metanol, um de seus principais componentes é o oleato de metila, cuja fórmula estrutural está representada a seguir.



Oleato de metila

Calcule a soma das energias de ligação do oleato de metila, sabendo que a soma das energias de ligação presentes no ácido oleico é de 21.169 kJ/mol .

Utilize, para o cálculo, as energias de ligação apresentadas a seguir.

Energias de Ligação (kJ/mol)						
C – H	C – C	C = C	C = O	C – O	O = O	O – H
414	335	600	750	336	494	461

Entropia

49 UnB 2011 Na termodinâmica, a medida da desordem da matéria e da energia é quantificada pelo conceito de entropia. De fato, quando a matéria e a energia se tornam desordenadas, a entropia aumenta. Por exemplo, muitas das cadeias laterais dos aminoácidos, usados na formação das cadeias polipeptídicas das proteínas, são hidrofóbicas, diminuindo a entropia e resultando em uma contribuição negativa para a variação entrópica do sistema. Essa tendência favorece a formação de um enovelamento randômico em relação a um arranjo bem organizado dos grupos peptídicos.

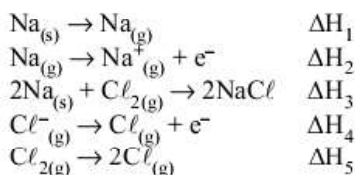
P. Atkins. Físico-química: fundamentos. 3 ed. Rio de Janeiro: LTC, 2001. (Adapt.).

Tendo o texto como referência inicial, julgue os itens que se seguem, acerca de aspectos a ele relacionados.

- (a) Quando a temperatura de um sólido cristalino é aumentada a partir do zero absoluto, passando-se pelos processos de fusão e ebulição, espera-se que a entropia desse sistema diminua, uma vez que se trata de um processo exotérmico.
 (b) As cadeias laterais dos aminoácidos formadores dos polipeptídios são hidrofóbicas devido à presença de grupamentos ácido carboxílico e amina.

- (c) A evolução da vida na Terra e a consequente organização de seus componentes em sistemas modernos mais organizados, se comparadas ao ambiente caótico dos tempos da formação do planeta, resultam em aparente decréscimo de entropia desse sistema. Isso pode ser explicado pelo fato de o planeta Terra não ser um sistema isolado.
- (d) Um organismo diminui sua própria entropia quando organiza aminoácidos em moléculas como a hemoglobina. Nesse processo, a entropia do ambiente no qual o organismo se encontra aumenta, pois moléculas como o glicogênio são convertidas em calor e em moléculas menores e menos complexas.

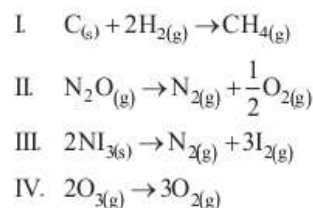
50 UEG 2007 As equações termoquímicas a seguir representam etapas de alguma forma relacionadas com a formação do cloreto de sódio.



Sobre esse assunto, é correto afirmar:

- (a) na transformação $\text{Na}_{(s)} \rightarrow \text{Na}_{(g)}$ há um aumento de entropia do sistema, e ΔH_1 é a diferença entre o calor de fusão e o de vaporização do sódio metálico.
- (b) a Lei de Hess estabelece que a variação de entalpia de uma transformação física ou química independe da temperatura e do número de etapas intermediárias em que o processo possa ser dividido. Como é uma propriedade de estado, seu valor depende apenas dos estados final e inicial.
- (c) é possível concluir que a reação $\text{Na}^+_{(g)} + \text{Cl}^-_{(g)} \rightarrow \text{NaCl}_{(s)}$ libera um calor sob pressão constante equivalente a $\Delta H_4 + \Delta H_3/2 - (\Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_5/2)$.
- (d) se $\Delta H_5 > \Delta H_4$, então a reação $\text{Cl}_{2(g)} + 2e^- \rightarrow 2\text{Cl}^-_{(g)}$ será endotérmica.

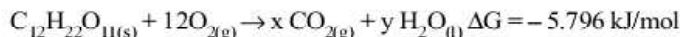
51 ITA 2012 Considere as reações representadas pelas seguintes equações químicas:



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 e III e IV.
- (d) Apenas III.
- (e) Apenas IV.

52 Uespi 2012 A sacarose, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, também conhecida como açúcar de mesa ou açúcar comum comercial, é encontrada na cana-de-açúcar e na beterraba. No Brasil, a sacarose é obtida por cristalização do caldo de cana e utilizada na alimentação, na fabricação de álcool etc. A combustão da sacarose produz dióxido de carbono e água, conforme a equação a seguir:



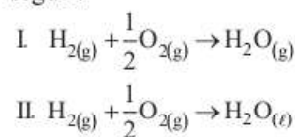
Com relação a esta reação, é correto afirmar que os coeficientes x e y são, respectivamente:

- (a) 6 e 10 e a reação é espontânea.
- (b) 8 e 6 e a reação é não espontânea.
- (c) 11 e 12 e a reação é espontânea.
- (d) 12 e 11 e a reação é espontânea.
- (e) 8 e 11 e a reação é não espontânea.

53 ITA 2012 A tabela mostra a variação de entalpia de formação nas condições padrão a 25 °C de algumas substâncias. Calcule a variação da energia interna de formação, em kJ mol^{-1} , nas condições padrão dos compostos tabelados. Mostre os cálculos realizados.

Substância	$\Delta H_f^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$
$\text{AgCl}_{(s)}$	-127
$\text{CaCO}_{3(s)}$	-1.207
$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-286
$\text{H}_2\text{S}_{(g)}$	-20
$\text{NO}_{2(g)}$	+34

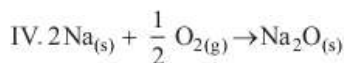
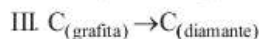
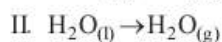
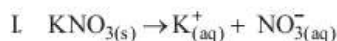
54 ITA 2010 Considere duas reações químicas, mantidas à temperatura e pressão ambientes, descritas pelas equações a seguir:



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.

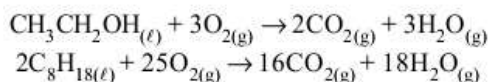
55 ITA 2008 Considere que os quatro processos químicos, descritos a seguir nos itens I a IV, são realizados isobárica e isotermicamente.



Qual das opções a seguir contém os processos químicos cuja variação de energia interna é nula?

- (a) Apenas I e II.
- (b) Apenas I, II e III.
- (c) Apenas II e III.
- (d) Apenas III e IV.
- (e) Nenhum processo.

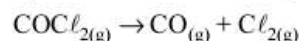
56 PUC-Rio 2008 A energia produzida na forma de trabalho e a quantidade emitida de gases que contribuem com o aquecimento global são dois fatores importantes na escolha de um combustível para veículos automotores. A quantidade de energia produzida na forma de trabalho pode ser avaliada pela diferença entre quantidades de produtos e de reagentes gasosos das reações de combustão. Quanto maior for essa diferença, mais trabalho é realizado.



Comparando a combustão completa do etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) e da gasolina (representada pelo hidrocarboneto C_8H_{18}), nas equações acima, é correto afirmar que:

- (a) quantidades iguais, em mol, de gasolina e de etanol produzem a mesma quantidade de energia na forma de trabalho.
- (b) a gasolina produz oito vezes mais trabalho que uma quantidade, em mol, equivalente de etanol.
- (c) o etanol produz aproximadamente 25% do trabalho produzido por quantidade, em mol, equivalente de gasolina.
- (d) a gasolina produz quatro vezes mais gases que contribuem para o aquecimento global do que uma quantidade, em mol, equivalente de etanol.
- (e) os dois combustíveis são equivalentes em termos de poluição e de eficiência energética, quando se consideram quantidades equivalentes em mol.

57 Uece 2008 O conhecimento da energia livre é aplicado na indústria para a redução de gastos e otimização de alguns processos de produção. Considerando a reação:



e os valores $\Delta H = -108,28 \text{ kJ}$ e $\Delta S = -131,63 \text{ J/K}$ a $25 \text{ }^\circ\text{C}$, assinale a alternativa que indica a temperatura na qual a reação é espontânea.

- (a) $549 \text{ }^\circ\text{C}$
- (b) $627 \text{ }^\circ\text{C}$
- (c) $727 \text{ }^\circ\text{C}$
- (d) $823 \text{ }^\circ\text{C}$

58 UFPR 2011 Um dos principais mecanismos de degradação de compostos orgânicos (aqui representado pela forma genérica de hidrato de carbono " CH_2O ") em ambientes na ausência de oxigênio é expresso pela equação química não balanceada a seguir:



Com base nas informações fornecidas, considere as seguintes afirmativas:

1. O agente oxidante da reação é SO_4^{2-} .
2. O agente redutor da reação é H^+ .
3. O número de oxidação do elemento enxofre no íon HS^- é igual a +2.
4. A reação acima é espontânea, de acordo com a Lei de Gibbs.
5. A equação corretamente balanceada é:
 $2\text{CH}_2\text{O} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow 2\text{CO}_2 + \text{HS}^- + 2\text{H}_2\text{O}$.

Assinale a alternativa correta.

- (a) Somente as afirmativas 3 e 5 são verdadeiras.
- (b) Somente as afirmativas 1, 3 e 4 são verdadeiras.
- (c) Somente as afirmativas 1, 2 e 3 são verdadeiras.
- (d) Somente as afirmativas 1, 4 e 5 são verdadeiras.
- (e) Somente as afirmativas 2, 4 e 5 são verdadeiras.