



PRÉ-VESTIBULAR
EXTENSIVO

2

**MATERIAL DO
PROFESSOR**

Química

**CIÊNCIAS DA NATUREZA
E SUAS TECNOLOGIAS**

Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

DOM BOSCO - SISTEMA DE ENSINO
PRÉ-VESTIBULAR 2
Ciências da natureza e suas tecnologias.
© 2019 – Pearson Education do Brasil Ltda.

Vice-presidência de Educação	Juliano Melo Costa
Gerência editorial nacional	Alexandre Mattioli
Gerência de produto	Silvana Afonso
Autoria	José Roberto Migliato Filho, Thiago Ferreira Luz
Coordenação editorial	Luiz Molina Luz, Luciano Delfini
Edição de conteúdo	Luiz Molina Luz
Assistência de edição	Ana Carolina de Almeida Paulino
Leitura crítica	José Roberto Migliato Filho, Thiago Ferreira Luz
Preparação e revisão	Fabiana Cosenza Oliveira, Roseli Deienno Braff
Gerência de Design	Cleber Figueira Carvalho
Coordenação de Design	Diogo Mecabo
Edição de arte	Alexandre Silva
Coordenação de pesquisa e licenciamento	Maiti Salla
Pesquisa e licenciamento	Cristiane Gameiro, Heraldo Colon, Andrea Bolanho, Sandra Sebastião, Shirlei Sebastião
Ilustrações	Carla Viana, Bruna Tiso, Carol Plumari
Cartografia	Allmaps
Projeto Gráfico	Apis design integrado
Diagramação	Editorial 5
Capa	Apis design integrado
Imagem de capa	mvp64/istock
Produtor multimídia	Cristian Neil Zaramella
PCP	George Baldim

Todos os direitos desta publicação reservados à
Pearson Education do Brasil Ltda.

Av. Santa Marina, 1193 - Água Branca
São Paulo, SP – CEP 05036-001
Tel. (11) 3521-3500

www.pearson.com.br

Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

APRESENTAÇÃO

Um bom material didático voltado ao vestibular deve ser maior que um grupo de conteúdos a ser memorizado pelos alunos. A sociedade atual exige que nossos jovens, além de dominar conteúdos aprendidos ao longo da Educação Básica, conheçam a diversidade de contextos sociais, tecnológicos, ambientais e políticos. Desenvolver as habilidades a fim de obterem autonomia e entenderem criticamente a realidade e os acontecimentos que os cercam são critérios básicos para se ter sucesso no Ensino Superior.

O Enem e os principais vestibulares do país esperam que o aluno, ao final do Ensino Médio, seja capaz de dominar linguagens e seus códigos; construir argumentações consistentes; selecionar, organizar e interpretar dados para enfrentar situações-problema em diferentes áreas do conhecimento; e compreender fenômenos naturais, processos histórico-geográficos e de produção tecnológica.

O Pré-Vestibular do Sistema de Ensino Dom Bosco sempre se destacou no mercado editorial brasileiro como um material didático completo dentro de seu segmento educacional. A nova edição traz novidades, a fim de atender às sugestões apresentadas pelas escolas parceiras que participaram do Construindo Juntos – que é o programa realizado pela área de Educação da Pearson Brasil, para promover a troca de experiências, o compartilhamento de conhecimento e a participação dos parceiros no desenvolvimento dos materiais didáticos de suas marcas.

Assim, o Pré-Vestibular Extensivo Dom Bosco by Pearson foi elaborado por uma equipe de excelência, respaldada na qualidade acadêmica dos conhecimentos e na prática de sala de aula, abrangendo as quatro áreas de conhecimento com projeto editorial exclusivo e adequado às recentes mudanças educacionais do país.

O novo material envolve temáticas diversas, por meio do diálogo entre os conteúdos dos diferentes componentes curriculares de uma ou mais áreas do conhecimento, com propostas curriculares que contemplem as dimensões do trabalho, da ciência, da tecnologia e da cultura como eixos integradores entre os conhecimentos de distintas naturezas; o trabalho como princípio educativo; a pesquisa como princípio pedagógico; os direitos humanos como princípio norteador; e a sustentabilidade socioambiental como meta universal.

A coleção contempla todos os conteúdos exigidos no Enem e nos vestibulares de todo o país, organizados e estruturados em módulos, com desenvolvimento teórico associado a exemplos e exercícios resolvidos que facilitam a aprendizagem. Soma-se a isso, uma seleção refinada de questões selecionadas, quadro de respostas e roteiro de aula integrado a cada módulo.

Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

SUMÁRIO



5

QUÍMICA 1A



87

QUÍMICA 1B



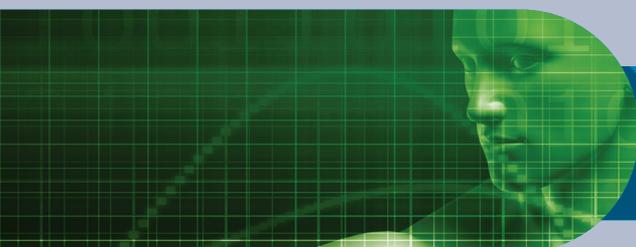
171

QUÍMICA 2A



207

QUÍMICA 2B



239

QUÍMICA 3A



283

QUÍMICA 3B

Dom Bosco

BET_NOIRE/STOCKPHOTO



QUÍMICA 1A

Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

CIÊNCIAS DA NATUREZA E SUAS TECNOLOGIAS



INTERAÇÕES INTERMOLECULARES

- Interações intermoleculares
- Tipos de interações intermoleculares
- Propriedades físicas e interações intermoleculares

HABILIDADES

- Identificar a polaridade de ligação em moléculas.
- Prever o tipo de interação intermolecular e a interação íon-dipolo a partir das características de moléculas e íons.



FOTOKOSTIC/SHUTTERSTOCK

Ovos sendo fritos em uma frigideira.

As interações intermoleculares explicam, por exemplo, como um suculento molho adere-se ao macarrão ou como o batom não sai quando tomamos uma bela xícara de café. As interações intermoleculares são importantes em diversos campos de dobramento (enovelamento) de proteínas. Alguma vez você já desnaturou uma proteína (converteu-a do estado nativo para o estado desnaturado)? Sim. Quando você fritar um ovo a cerca de 60 °C, as proteínas de albumina desnaturam e agregam. Você não está quebrando as ligações quando fritar um ovo, está mudando e reorganizando as interações intermoleculares.

Interações intermoleculares

São forças de atração entre as moléculas que as mantêm unidas. Ocorrem quando há atrações eletrostáticas (atração entre cargas opostas – não iônicas) entre as moléculas que apresentem um dipolo. São verificadas com maior intensidade nos estados sólido e líquido. Isso praticamente não acontece em estado de vapor, no qual as moléculas estão mais separadas entre si.

Essas forças explicam propriedades como interação e solubilidade de substâncias moleculares.

Tipos de interações intermoleculares

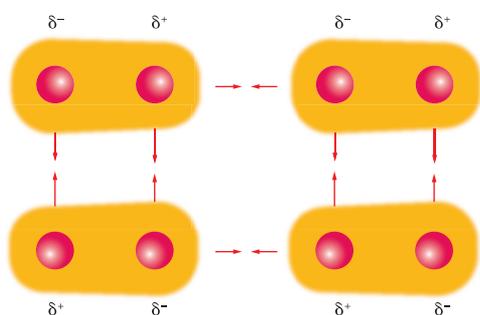
FORÇAS DE VAN DE WAALS

As interações entre as moléculas são chamadas interações de Van der Waals, em homenagem ao cientista holandês Johannes D. van der Waals (1837-1923), autor da formulação matemática (apenas estudada no ensino superior) que permitiu sua melhor compreensão.

FORÇAS DE DISPERSÃO DE LONDON OU DIPOLO INSTANTÂNEO-DIPOLO INDUZIDO

Essa força ocorre entre moléculas **não polares** e é basicamente de natureza elétrica.

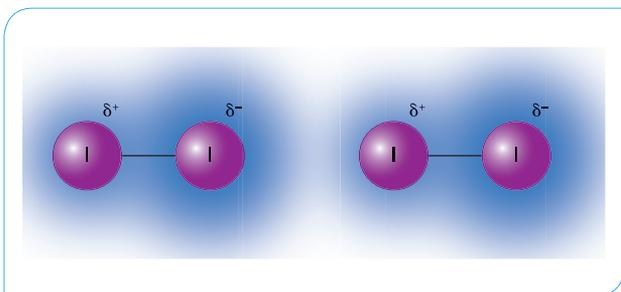
Numa molécula não polar, como H_2 , os elétrons estão equidistantes dos núcleos. Entretanto, em determinado instante, a nuvem eletrônica pode aproximar-se de mais de um dos núcleos, estabelecendo um dipolo instantâneo, o qual, por sua vez, induz as demais moléculas a formar dipolos, originando uma força de atração elétrica, de pequena intensidade entre elas (são fracas).



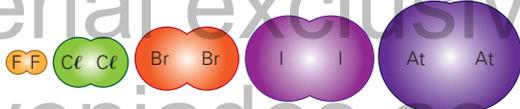
Atração entre as moléculas não polares: um dipolo temporário atrai outro, sucessivamente.

As moléculas unidas por essas forças formam, na fase sólida, os chamados cristais moleculares, como os cristais de gelo-seco (CO_2) e os cristais de iodo (I_2), que, por estarem unidos por essas forças de pequena intensidade, passam facilmente da fase sólida para a fase gasosa, sofrendo o que chamamos de sublimação.

Dipolos induzidos em moléculas de iodo (I_2):



Na série de moléculas não polares F_2 , Cl_2 , Br_2 e I_2 , as forças de London aumentam nessa sequência, pois o número de elétrons aumenta progressivamente de uma molécula para outra.

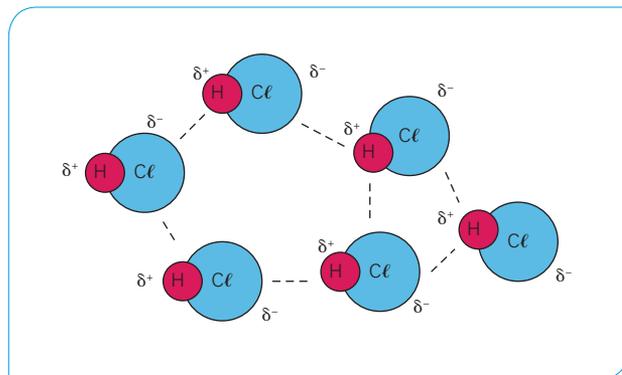


FORÇAS DE DIPOLO PERMANENTE OU DIPOLO-DIPOLO

São forças de atração de natureza elétrica que ocorrem entre as moléculas **polares**.

Essas moléculas, por apresentarem um dipolo permanente, ou seja, um polo de carga positiva e outro de carga negativa, atraem-se mutuamente, de modo que o polo positivo de uma molécula atrai o polo negativo de outra molécula e, assim, sucessivamente.

Exemplo



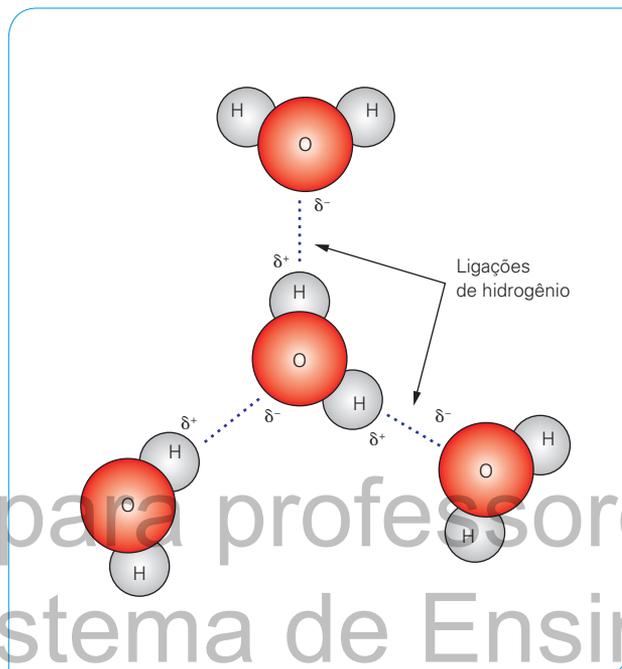
As forças de dipolo permanente são bem mais intensas que as forças de dipolo induzido.

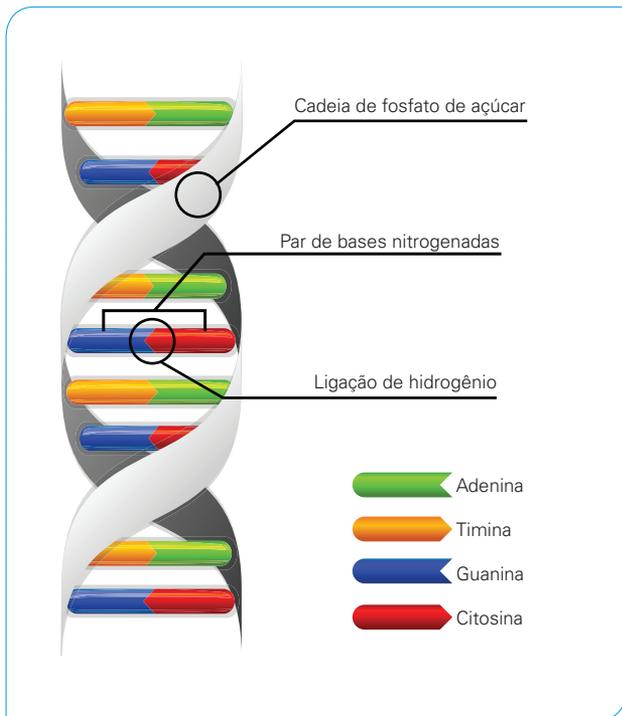
LIGAÇÕES DE HIDROGÊNIO

São forças de atração de natureza elétrica que também ocorrem entre as moléculas polares (tipo dipolo permanente), sendo, porém, de intensidade muito maior.

Ocorrem quando um átomo de H, ligado a um átomo muito eletronegativo (F, O e N) de uma molécula, é atraído por um par de elétrons não compartilhado no átomo de F, O ou N de outra molécula.

Exemplos





Propriedades físicas

São características macroscópicas de cada substância, dependentes da polaridade molecular e do tipo de relação intermolecular envolvida.

TEMPERATURAS DE FUSÃO E DE EBULIÇÃO DAS SUBSTÂNCIAS MOLECULARES

Basicamente, dois fatores influenciam a temperatura de fusão (TF) e a temperatura de ebulição (TE) das substâncias moleculares: massa molecular e forças intermoleculares. A TF e a TE tendem a crescer com o aumento da massa molecular e das forças intermoleculares.

Quando uma substância molecular muda de estado físico, as moléculas tendem a se separar umas das outras, rompendo, assim, as forças intermoleculares. Quanto maior a força intermolecular, mais unidas estarão as moléculas. Nessa situação, mais difícil será separá-las, sendo necessário mais calor para que isso ocorra; portanto, maiores serão as temperaturas de fusão e de ebulição da substância.

MOLÉCULAS COM MASSAS MOLECULARES APROXIMADAMENTE IGUAIS

Comparando-se substâncias covalentes de massas molares próximas, as temperaturas de fusão e de ebulição vão variar conforme a intensidade da força intermolecular existente.

Ligações de hidrogênio > dipolo permanente > forças de dipolo induzido

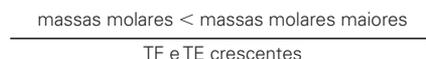
Quanto mais forte a ligação intermolecular, maiores as temperaturas de fusão e ebulição.

Exemplo:



MOLÉCULAS COM O MESMO TIPO DE INTERAÇÃO INTERMOLECULAR

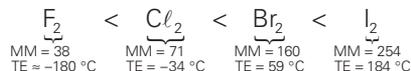
Considerando-se moléculas com o mesmo tipo de força intermolecular, teremos:



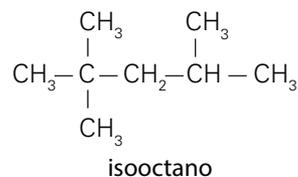
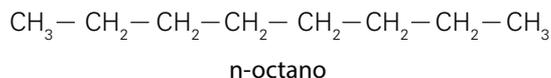
Essa propriedade depende diretamente de massas molares.

Quanto maior a massa molar, maiores as temperaturas de fusão e ebulição.

Exemplo:



O n-octano (C_8H_{18}) tem a mesma massa molecular que o isooctano (C_8H_{18}); a força intermolecular existente é igual, e sua intensidade depende da superfície de contato e da polarizabilidade da molécula.



Como os compostos apresentam a mesma massa molecular, o mais ramificado, isooctano, apresentará menor superfície de contato, o que resultará em interação intermolecular mais fraca quando comparada à do composto n-octano e, como consequência, em menor temperatura de ebulição.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. Dadas às substâncias:

- I. CH_4
- II. SO_2
- III. H_2O
- IV. Cl_2
- V. HCl

A que apresenta a maior temperatura de ebulição é

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

Resolução

Os compostos II e V são polares e possuem interação dipolo-dipolo; os compostos I e IV são não polares e

suas interações são de dipolo induzido. Já o composto III (água) é o único que possui ligações de hidrogênio entre suas moléculas. Visto que a ligação de hidrogênio é a força intermolecular maior, é preciso mais energia para rompê-la, consequentemente, a temperatura de ebulição será maior.

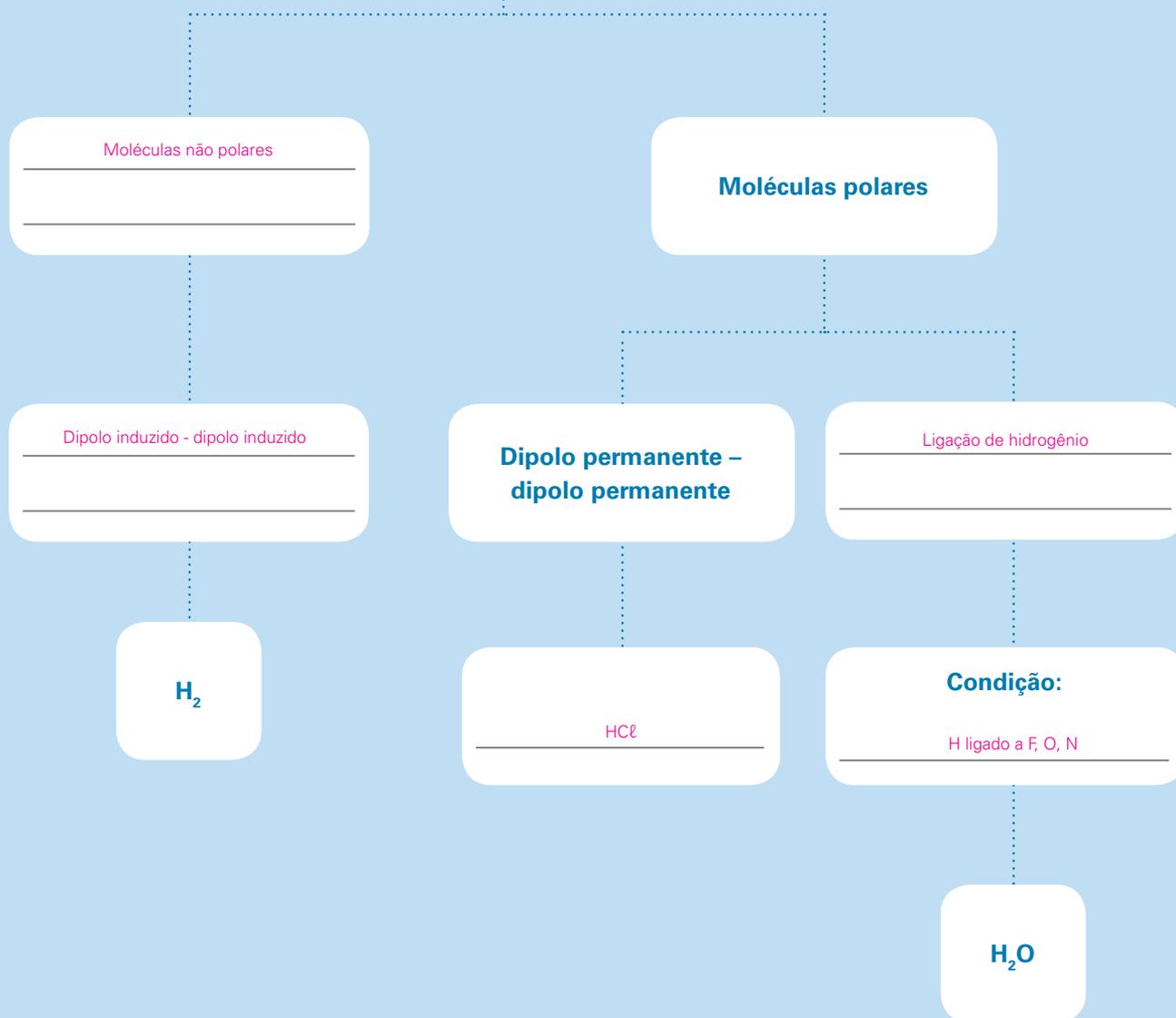
2. **EEM-SP** – As substâncias, dadas pelas suas fórmulas moleculares, CH_4 , H_2S e H_2O , estão em ordem crescente de seus pontos de ebulição. Explique por que, do ponto de vista estrutural, esses compostos estão nessa ordem.

Resolução

CH_4 possui fracas interações intermoleculares, do tipo dipolo instantâneo-dipolo induzido; H_2S possui interações mais fortes, do tipo dipolo-dipolo, e H_2O apresenta interações ainda mais fortes, do tipo ligações (pontes) de hidrogênio.

ROTEIRO DE AULA

Interações intermoleculares



EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. Uerj (adaptado) – Diversos mecanismos importantes para a manutenção da vida na Terra estão relacionados com interações químicas. Qual a interação química envolvida tanto no pareamento correto de bases nitrogenadas no DNA quanto no controle de variações extremas de temperatura na água? Explique sua resposta.

As pontes ou ligações de hidrogênio são ligações fortes, estabelecidas entre hidrogênio e flúor, oxigênio e nitrogênio; isso evita que a água tenha variações extremas de temperatura.

2. IFPE – A água tem uma importância fundamental na vida dos organismos vivos. Cerca de 70% da massa de nosso corpo é constituída por água. Essa substância participa de inúmeras reações químicas nos seres vivos em que as células produzem substâncias necessárias à vida. O consumo diário de água é imprescindível para o funcionamento adequado de nosso corpo.

Com relação à água e a sua importância, podemos afirmar que

- a) são chamados compostos hidrofóbicos aqueles capazes de serem dissolvidos em água.
- b) à medida que avançamos em idade, a porcentagem de água em nosso corpo aumenta.
- c) a água tem o importante papel de auxiliar na manutenção da temperatura corporal.
- d) os músculos e os ossos apresentam, em sua composição, a mesma porcentagem de água.
- e) as ligações de hidrogênio entre as moléculas de água não afetam suas propriedades.

a) **Incorreta.** Compostos hidrofóbicos são aqueles que não se misturam à água.

b) **Incorreta.** A porcentagem de água no nosso corpo diminui com a idade, de 0 a 2 anos de idade, a porcentagem de água é de 75 a 80%, por volta de 15 a 20 anos, atinge 60 a 63% e, entre 40 a 60 anos, cai para 50 a 58%.

c) **Correta.** A água controla a temperatura do corpo pela sudorese.

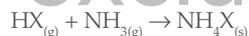
d) **Incorreta.** Os músculos contêm aproximadamente 75% de água em sua composição, enquanto os ossos contêm em torno de 31% de água.

e) **Incorreta.** As ligações de hidrogênio são responsáveis por propriedades como a tensão superficial.

3. Enem

C7-H24

Partículas microscópicas existentes na atmosfera funcionam como núcleos de condensação de vapor de água que, sob condições adequadas de temperatura e pressão, propiciam a formação das nuvens e, conseqüentemente, das chuvas. No ar atmosférico, tais partículas são formadas pela reação de ácidos (HX) com a base NH_3 , de forma natural ou antropogênica, dando origem a sais de amônio (NH_4X), de acordo com a equação química genérica:



FELIX, E. P.; CARDOSO, A. A. Fatores ambientais que afetam a precipitação úmida. *Química Nova na Escola*, n. 21, maio 2005.

Adaptado.

A fixação de moléculas de vapor de água pelos núcleos de condensação ocorre por

- a) ligações iônicas.
- b) interações dipolo-dipolo.
- c) interações dipolo-dipolo induzido.
- d) interações íon-dipolo.
- e) ligações covalentes.

A reação fornecida no enunciado descreve a representação geral de um processo de neutralização.



A fixação da água aos íons formados se dá por interações do tipo íon dipolo.

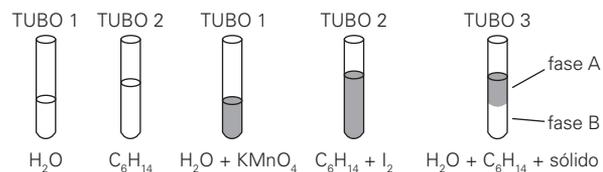
Esquemáticamente:



Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

4. Fac. Santa Marcelina-SP – Os tubos 1 e 2 contêm, inicialmente, massas iguais de água (H_2O) e hexano (C_6H_{14}). Ao tubo contendo água foram adicionados cristais de permanganato de potássio e ao tubo contendo hexano foram adicionados cristais de iodo. No tubo 3, adicionaram-se água, hexano e cristais de um dos sólidos mencionados. A figura ilustra os sistemas formados no experimento.



- a) Escreva a fórmula eletrônica do I_2 . Classifique-o como uma molécula polar ou não polar.

Fórmula eletrônica do iodo (I_2):



Molécula apolar ($\vec{\mu}_n = 0$)

b) Identifique os componentes das fases A e B do tubo 3.

Como a densidade do hexano (hidrocarboneto apolar) é menor do que a da água (polar), substâncias imiscíveis, conclui-se que a fase composta pelo hexano e iodo deverá ficar na parte de cima do esquema e a água, na parte de baixo.

Fase A: C_6H_{14} e I_2 .

Fase B: H_2O .

5. UDESC – Forças intermoleculares são responsáveis pela existência de diferentes fases da matéria, em que fase é uma porção da matéria que é uniforme, tanto em sua composição química quanto em seu estado físico. Com base nessas informações, relacione os termos às afirmações que melhor os descrevem.

- 1) Ligações de hidrogênio
- 2) Interações íon-dipolo
- 3) Forças de London
- 4) Interações dipolo-dipolo

- () Podem ocorrer quando sólidos, tais como KCl ou NaI , por exemplo, interagem com moléculas como a água.
- () Podem ocorrer quando elementos com eletronegatividade elevada estão ligados covalentemente com o átomo de hidrogênio.
- () São forças que estão presentes quando temos, por exemplo, uma amostra de acetona (propanona) dissolvida em etanoato de etila.
- () Ocorrem entre compostos não polares, sendo esta uma interação bastante fraca.

Assinale a alternativa que contém a sequência correta, de cima para baixo.

- a) 2 – 4 – 3 – 1
- b) 4 – 3 – 2 – 1
- c) 2 – 1 – 4 – 3**
- d) 4 – 2 – 3 – 1
- e) 3 – 1 – 4 – 2

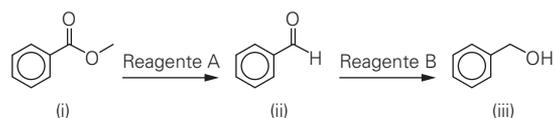
2) Quando átomos de elevada eletronegatividade estão ligados ao hidrogênio podem surgir ligações de hidrogênio.

1) Os íons Na^+ e I^- interagem com a água, que é um dipolo, por ligações do tipo íon-dipolo.

4) Moléculas de acetona e de acetato de etila são polares, isto é, são dipolos. Logo, apresentam interações do tipo dipolo-dipolo.

3) Quando as moléculas são não polares, ocorre uma força de interação muito fraca, chamada força de London.

6. UEG-GO (adaptado) – O conhecimento da estrutura química permite comparar a reatividade e algumas propriedades físicas dos compostos orgânicos. A seguir, há um esquema que representa a conversão entre moléculas orgânicas a partir de reações de redução.



Dentre essas moléculas, qual apresenta a maior temperatura de ebulição? Explique sua resposta.

A molécula (iii) apresenta a maior temperatura de ebulição. Isso se justifica, pois essas moléculas apresentam massas moleculares próximas e, portanto, a natureza de suas interações intermoleculares é capaz de prever algumas de suas propriedades físicas. Dessa forma, a molécula (iii), por realizar ligações de hidrogênio significativas, irá apresentar maior temperatura de ebulição.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. Fatec-SP

Após identificar a presença de álcool etílico, $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{OH}$, em amostras de leite cru refrigerado usado por uma empresa na produção de leite longa vida e de requeijão, fiscais da superintendência do Ministério da Agricultura, Pecuária e Abastecimento recomendaram que os lotes irregulares dos produtos fossem recolhidos das prateleiras dos supermercados, conforme prevê o Código de Defesa do Consumidor. Segundo o Ministério, a presença de álcool etílico no leite cru refrigerado pode mascarar a adição irregular de água no produto.

Disponível em: <<http://tinyurl.com/m8hxq6b>>. Acesso em: 21 ago. 2014. Adaptado.

Essa fraude não é facilmente percebida em virtude da grande solubilidade desse composto em água, pois ocorrem interações do tipo

- a) dipolo-dipolo.
- b) íon-dipolo.
- c) dispersão de London.
- d) ligações de hidrogênio.
- e) dipolo instantâneo-dipolo induzido.

8. Unita-SP – Na coluna da esquerda da tabela a seguir, estão descritas algumas substâncias e seus estados físicos. A coluna da direita contém tipos de ligação entre átomos, íons ou moléculas.

Assinale a alternativa que apresenta as associações corretas.

Substância	Ligação
1. O_2 (gasosa)	A. Covalente polar
2. Água (líquida)	B. Covalente não polar
3. Argônio (gasosa)	C. Van der Waals
4. HF (solução líquida)	D. Iônica
5. BaSO_4 (sólida)	E. Ligação de hidrogênio
6. Álcool (líquida)	
7. Diamante (sólida)	

- a) 1-B; 2-E; 3-A; 4-B; 5-D; 6-A; 7-B.
- b) 1-D; 2-B; 3-E; 4-A; 5-B; 6-B; 7-C.
- c) 1-B; 2-E; 3-C; 4-E; 5-D; 6-E; 7-B.
- d) 1-C; 2-D; 3-B; 4-D; 5-A; 6-C; 7-E.
- e) 1-B; 2-E; 3-D; 4-C; 5-E; 6-E; 7-B.

9. UCS-RS

O xilitol (pentan-1,2,3,4,5-pentol) é um adoçante que vem sendo utilizado pela indústria alimentícia, pois, além de reduzir o número de calorias nos produtos, destaca-se das demais substâncias do gênero por apresentar importantes propriedades fisiológicas. Na área odontológica e médica, tem-se mostrado eficaz no combate às cáries dentárias e no tratamento de outros males, como diabetes.

MUSSATTO, S. I.; ROBERTO, I. C. Xilitol: edulcorante com efeitos benéficos para a saúde humana. *Revista Brasileira de Ciências Farmacêuticas*, v. 38, n. 4, out./dez. 2002. Adaptado.

O xilitol apresenta

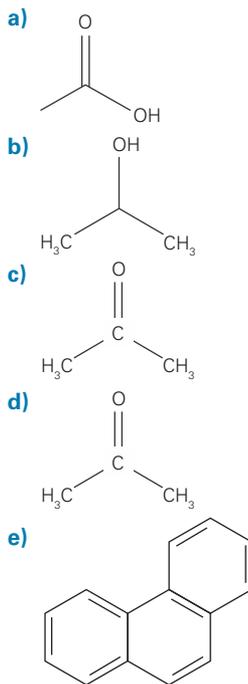
- a) ligações iônicas.
- b) interações do tipo dipolo induzido-dipolo induzido.
- c) caráter apolar.
- d) interações do tipo ligações de hidrogênio.
- e) baixa solubilidade em água.

10. UPE

A criação de tilápia-do-nylo (*Oreochromis niloticus*) está entre as mais importantes atividades da piscicultura mundial. No manejo desses peixes, é necessário o uso de anestésicos para a redução do estresse e o aumento da segurança no trabalho. Obtida da destilação do óleo essencial extraído das folhas, do caule e das flores de determinada planta, com cerca de 70 a 90% de rendimento, uma substância tem-se mostrado eficaz e segura para essa finalidade, além de apresentar baixo custo. A utilização dessa substância em peixes acontece na forma de banho por imersão. Porém, em razão da sua natureza hidrofóbica, deve-se fazer uma solução-estoque em etanol e, após isso, o anestésico pode ser diluído em água.

Disponível em: <http://www.scielo.br/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S0100-204X2008000800017>. Acesso em: 10 jul. 2016.

Esse anestésico natural é o

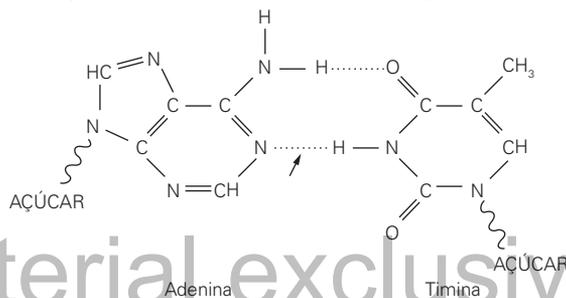


11. UFJF-MG – O H_2S é encontrado tanto em solução aquosa (solúvel em água) quanto na forma gasosa. É altamente tóxico, inflamável, irritante, além de apresentar odor característico semelhante ao de ovos podres. Com base nas características do H_2S , responda aos itens a seguir.

- a) Qual é a função inorgânica do H_2S ?
- b) Escreva a estrutura de Lewis para o H_2S . Qual é o tipo de geometria molecular existente?
- c) Com base nas forças intermoleculares, justifique o fato de o H_2S também ser encontrado na forma gasosa, a partir da decomposição de matéria orgânica.

d) O H_2S conduz corrente elétrica quando dissolvido em água? Justifique sua resposta.

12. **Fuvest-SP** – Observe a figura a seguir, que representa o emparelhamento de duas bases nitrogenadas.



Indique a alternativa que relaciona corretamente a(s) molécula(s) que se encontra(m) parcialmente representada(s) e o tipo de ligação química apontada pela seta.

- a) Exclusivamente DNA; ligação de hidrogênio.
- b) Exclusivamente RNA; ligação covalente apolar.
- c) DNA ou RNA; ligação de hidrogênio.
- d) Exclusivamente DNA; ligação covalente apolar.
- e) Exclusivamente RNA; ligação iônica.

13. **UFRGS-RS** – Quando tetracloreto de carbono, água e hexano são, nessa sequência, adicionados em uma proveta, é formada uma mistura trifásica com tetracloreto de carbono na fase inferior, água na fase do meio e hexano na fase superior. Quando a ordem de adição é modificada para CCl_4 , hexano e água, forma-se uma mistura bifásica.

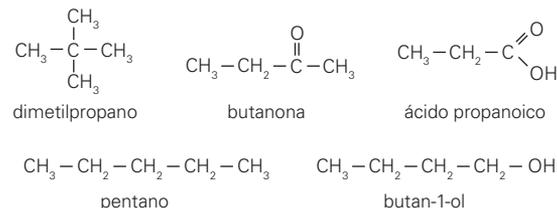
Considere as afirmações a seguir, a respeito desses solventes.

- I. A polaridade do CCl_4 é elevada, dada a alta eletro-negatividade do cloro e do número de átomos de cloro, tornando-o miscível com a água.
- II. Uma das fases, na mistura bifásica, é constituída de hexano e tetracloreto de carbono; a outra, de água.
- III. Um litro de água apresenta uma massa maior que um litro de hexano.

Quais estão corretas?

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

14. **PUC-SP** – As propriedades das substâncias moleculares estão relacionadas com o tamanho da molécula e a intensidade das interações intermoleculares. Considere as substâncias a seguir e suas respectivas massas molares.



A alternativa que melhor associa as temperaturas de ebulição (TE) com as substâncias é

TE	10 °C	30 °C	80 °C	118 °C	141 °C
a)	dimetilpropano	pentano	butanona	butan-1-ol	ácido propanoico
b)	ácido propanoico	dimetilpropano	pentano	butanona	butan-1-ol
c)	dimetilpropano	pentano	butanona	ácido propanoico	butan-1-ol
d)	pentano	dimetilpropano	butan-1-ol	butanona	ácido propanoico

15. **UFRGS-RS** – Uma garrafa de refrigerante fechada, submetida a um resfriamento rápido e mantida por longo tempo em repouso em um freezer, pode “explodir”, provocando o extravasamento de seu conteúdo.

Considere as afirmações a seguir sobre esse fenômeno.

- I. O gás carbônico contido no refrigerante transforma-se em gelo seco que então sublima, rompendo o recipiente.
- II. Os sais contidos no refrigerante, quando em temperaturas muito baixas, formam sistemas altamente higroscópicos, o que provoca um significativo aumento de volume.
- III. O processo de solidificação da água, presente no refrigerante, provoca organização das moléculas em uma estrutura cristalina que ocupa um volume maior que a água líquida.

Quais dessas afirmações podem ocorrer durante o processo de extravasamento?

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

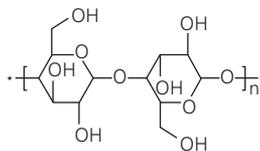
- 16. UEPG-PR** – A amônia líquida (NH_3), utilizada em máquinas de refrigeração, pode ser transformada em gás e decomposta nos gases N_2 e H_2 . Sobre o assunto, assinale o que for correto.

Dados: $\text{H} = 1$; $\text{N} = 7$

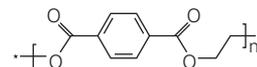
- 01)** A decomposição da amônia é uma transformação física em que os gases N_2 e H_2 são formados por ebulição.
- 02)** A interação intermolecular que mantém as moléculas de amônia unidas é chamada de forças de dispersão de London.
- 04)** A passagem da amônia líquida para o estado gasoso é uma transformação física chamada de vaporização.
- 08)** A amônia é uma molécula constituída de ligações covalentes e possui geometria molecular piramidal.

Dê a soma da(s) alternativa(s) correta(s).

- 17. UFPR** – A estrutura molecular que compõe as fibras dos tecidos define o comportamento deles, como maciez, absorção de umidade do corpo e tendência ao encolhimento. As fibras de algodão contêm, em maior proporção, celulose, um polímero carboidrato natural. Já os tecidos sintéticos de poliéster têm propriedades diferentes do algodão. O poliéster é uma classe de homopolímeros e copolímeros que contém o grupo funcional éster na sua estrutura, como o politereftalato de etileno.



celulose



politereftalato de etileno

- a) Tecidos de algodão absorvem muito bem a umidade, diferentemente do poliéster. Com base nas estruturas químicas mostradas, escreva um texto explicando a razão pela qual a fibra do algodão apresenta essa propriedade.

- b) Roupas de tecidos de algodão tendem a encolher após as primeiras lavagens, principalmente se secas em secadoras, diferentemente dos tecidos de poliéster. Isso ocorre porque as fibras de algodão são esticadas a altas tensões no processo de tecelagem. Porém esse estado tensionado não é o mais estável da fibra. Com o movimento proporcionado pela lavagem e o aquecimento na secadora, as fibras tendem a relaxar para conformação mais estável, causando o encolhimento. Escreva um texto explicando qual é o tipo de interação responsável por atrair as fibras e resultar no encolhimento do tecido.

ESTUDO PARA O ENEM

18. Enem

C7-H24

Em sua formulação, o *spray* de pimenta contém porcentagens variadas de oleoresina de *Capsicum*, cujo princípio ativo é a capsaicina, e um solvente (um álcool como etanol ou isopropanol). Em contato com os olhos, pele ou vias respiratórias, a capsaicina causa um efeito inflamatório que gera uma sensação de dor e ardor, levando à cegueira temporária. O processo é desencadeado pela liberação de neuropeptídeos das terminações nervosas.

Como funciona o gás de pimenta. Disponível em: <<http://pessoas.hsw.uol.com.br>. Acesso em: 1º mar. 2012. Adaptado.)

Quando uma pessoa é atingida com o *spray* de pimenta nos olhos ou na pele, a lavagem da região atingida com água é ineficaz porque a

- a) reação entre etanol e água libera calor, intensificando o ardor.
- b) solubilidade do princípio ativo em água é muito baixa, dificultando a sua remoção.
- c) permeabilidade da água na pele é muito alta, não permitindo a remoção do princípio ativo.
- d) solubilização do óleo em água causa um maior espalhamento além das áreas atingidas.
- e) ardência faz evaporar rapidamente a água, não permitindo que haja contato entre o óleo e o solvente.

19. Enem

C7-H24

O carvão ativado é um material que possui elevado teor de carbono, sendo muito utilizado para a remoção de compostos orgânicos voláteis do meio, como o

benzeno. Para a remoção desses compostos, utiliza-se a adsorção. Esse fenômeno ocorre por meio de interações do tipo intermoleculares entre a superfície do carvão (adsorvente) e o benzeno (adsorvato, substância adsorvida).

No caso apresentado, entre o adsorvente e a substância adsorvida ocorre a formação de

- a) ligações dissulfeto.
- b) ligações covalentes.
- c) ligações de hidrogênio.
- d) interações dipolo induzido-dipolo induzido.
- e) interações dipolo permanente-dipolo permanente.

20. Enem

C7-H24

Para lavar e refrescar o ambiente, que estava a 40 °C, uma pessoa resolveu jogar água sobre um piso de granito. Ela observou que o líquido se concentrou em algumas regiões, molhando parcialmente a superfície. Ao adicionar detergente sobre essa água, a pessoa verificou que o líquido se espalhou e deixou o piso totalmente molhado.

A molhabilidade da superfície foi melhorada em função da

- a) solubilidade do detergente em água ser alta.
- b) tensão superficial da água ter sido reduzida.
- c) pressão de vapor da água ter sido diminuída.
- d) densidade da solução ser maior que a da água.
- e) viscosidade da solução ser menor que a da água.

MASSA ATÔMICA, MASSA ATÔMICA MÉDIA E MASSA MOLECULAR

18

SERGIO PONOMAREV/SHUTTERSTOCK



Balança digital de laboratório para medir massa de substâncias.

No dia a dia, além do hábito, também temos necessidade de saber a medida das coisas: quanto tempo demora para assar um alimento, qual a distância da cidade vizinha ou mesmo qual a massa de um objeto? Nesses três casos, não obtemos respostas certas, pois todas as nossas medidas são relativas. Sendo assim, as respostas são dadas sempre em relação a um referencial predeterminado de tempo, distância e massa. As medidas são realizadas dessa maneira para que possamos fazer comparações entre eventos diferentes.

Massa atômica e massa molecular

UNIDADE DE MASSA ATÔMICA (U.M.A. / U)

A massa de um corpo é determinada sempre em relação a um padrão já estabelecido. Por exemplo, para determinar a massa de uma pessoa, usa-se o padrão quilograma (kg). No entanto, é importante estabelecer um padrão adequado para a medida de um corpo; por exemplo, não é recomendado utilizar o padrão quilograma para determinar a massa de um átomo, o que é uma entidade muito pequena, por isso foi necessário estabelecer um padrão para a medida da massa de um átomo.

A nova unidade de massa, u, não pertence ao SI e foi oficialmente adotada pela IUPAP (*International Union of Pure and Applied Physics*) em 1960, e pela IUPAC (*International Union of Pure and Applied Chemistry*), em 1961.

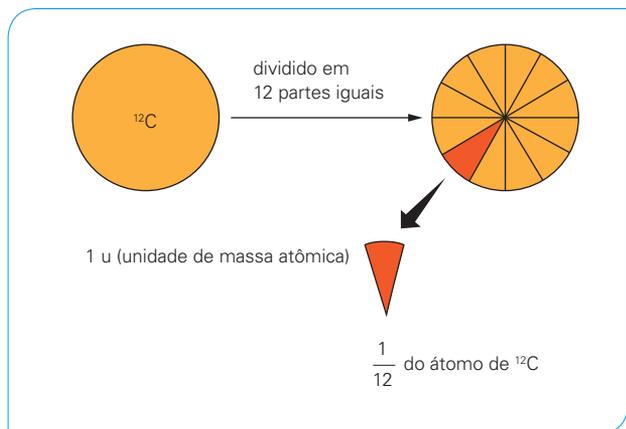
- Padrão de massa
- Cálculo de massas atômicas médias e massas moleculares

HABILIDADES

- Reconhecer o padrão de massa em química.
- Trabalhar com massas atômicas.
- Trabalhar com massas atômicas médias.
- Trabalhar com massas moleculares.

A **unidade de massa unificada (1 u)**, chamada de **massa-padrão**, surgiu das análises relativas entre os átomos de todos os elementos com o átomo de ^{12}C . Com isso, determinou-se que o átomo, cuja menor relação numérica com a unidade-padrão de massa correspondia ao elemento hidrogênio, apresenta massa correspondente a $\frac{1}{12}$ da massa de um átomo do isótopo 12 do carbono.

Portanto:



O valor em gramas de 1 u ($\frac{1}{12}$ do ^{12}C) é de $1,66 \cdot 10^{-24}$ g, o que corresponde aproximadamente à massa de um próton ou de um nêutron, conforme o cálculo a seguir:

$$1 \text{ u.m.a.} = \frac{\text{massa do } ^{12}\text{C}}{12} = \frac{1,99 \cdot 10^{-23} \text{ g}}{12} = 1,658 \cdot 10^{-24} \text{ g} \approx 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

MASSA ATÔMICA (MA)

Ao se comparar a massa de um átomo de um determinado elemento com a unidade de massa atômica (1 u), obtém-se a massa desse átomo. Todas as massas atômicas dos diferentes átomos foram determinadas de forma experimental (espectrômetro de massa) e com grande precisão; esses valores, porém, são relativos à massa do isótopo de carbono-12. Quando se arredondam os valores das massas atômicas, essas são iguais ao número de massa (A) dos átomos e, geralmente, são utilizados para cálculos no lugar da massa atômica. Na tabela a seguir, alguns exemplos.

Átomo	Número de massa (A)	Massa atômica
$^{11}_5\text{B}$	11	11,0093 u
$^{24}_{12}\text{Mg}$	24	23,9850 u
^1_1H	1	1,0078 u

A massa atômica é o número que indica quantas vezes a massa de um átomo de um determinado elemento é maior do que 1 u, ou seja, mais pesado que $\frac{1}{12}$ do átomo de ^{12}C .

Exemplos

Quando dizemos que a massa atômica do átomo de ^{16}O é igual a 16 u, concluímos que:

- a massa atômica de um átomo de ^{16}O é igual a 16 u;
- a massa atômica de um átomo de ^{16}O é igual a 16 vezes a massa de $\frac{1}{12}$ do átomo de ^{12}C ;
- a massa de um átomo de ^{16}O é aproximadamente igual a 1,33 vezes a massa de um átomo de ^{12}C .

O que não podemos confundir é o número de massa com a massa atômica. Esses valores são numericamente diferentes. O número de massa é a soma de número de prótons e nêutrons (estes possuem valores de massa muito maiores que os elétrons, portanto são eles que contribuem para a massa do átomo), e, como são partículas, o número de massa será sempre um valor inteiro e maior do que zero.

Já a massa atômica é resultado da soma das massas dos prótons e nêutrons, os quais possuem valores de massas iguais e ainda temos uma pequena contribuição em relação à massa dos elétrons.

Concluímos, então, que a massa atômica será, em sua maioria, um número não inteiro. Quando arredondamos a massa atômica para um número inteiro mais próximo, o resultado coincide numericamente com o número de massa. A tabela a seguir mostra as massas das partículas prótons, nêutrons e elétrons, para evidenciar a diferença entre suas massas.

Partícula subatômica	Massa	
	Gramas	Relativa
Elétron	$9,109383 \cdot 10^{-28}$	0,0005486799
Próton	$1,672622 \cdot 10^{-24}$	1,007276
Nêutron	$1,674927 \cdot 10^{-24}$	1,008665

EXERCÍCIO RESOLVIDO

1. Determine a massa atômica relativa do átomo de hélio, sabendo-se que, em gramas, sua massa é $6,68 \cdot 10^{-24}$.

Resolução

$$1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} \xrightarrow{\text{corresponde a}} 1 \text{ u}$$

$$6,68 \cdot 10^{-24} \text{ g} \xrightarrow{\text{corresponde a}} x$$

$$x = \frac{6,68 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}$$

$$x = 4,024 \text{ u}$$

MASSA DE UM ELEMENTO

Inicialmente, é interessante lembrar que um elemento químico é definido como o conjunto de átomos que apresenta o mesmo número atômico (mesmo número de prótons no núcleo), mas não necessariamente a mesma massa. Em função disso, a maioria dos elementos apresenta isótopos. O boro, por exemplo, é formado por uma mistura de 2 isótopos, em que um tem massa aproximada de 10 u, e outro, de 11 u. Pode-se afirmar que, em uma amostra natural de boro, será encontrada a mesma proporção desses isótopos, não importando o local de onde foi coletada essa amostra. Essa proporção é conhecida como **porcentagem isotópica** e é imprescindível para a determinação da **massa do elemento**.



Para o cálculo da massa atômica do elemento do boro, é utilizada a média ponderada das massas isotópicas e das porcentagens isotópicas:

$$MA_B = \frac{20 \cdot 10 + 80 \cdot 11}{100} = 10,8 \text{ u}$$

Sendo assim, a massa atômica de um elemento hipotético X, constituído dos isótopos naturais X_1 , X_2 , ..., X_n , pode ser calculada por:

$$MA_A = \frac{A_1 \cdot \%_1 + X_2 \cdot \%_2 + \dots + X_n \cdot \%_n}{100}$$

$$\%_1 + \%_2 + \dots + \%_n = 100$$

Espectrômetro de massa



MARKA/LAMY STOCK PHOTO

O espectrômetro de massa é um equipamento que bombardeia uma substância com elétrons para produzir íons que, por sua vez, atravessam um campo magnético que curva suas trajetórias de modos diferentes, dependendo de suas massas. O campo separa os íons em um padrão chamado espectro de massa. A massa e a carga dos íons podem ser medidas por sua posição no espectro, identificando, assim, os elementos e isótopos presentes na amostra.

Disponível em: <<http://www.quimica.seed.pr.gov.br/modules/galeria/detalhe.php?foto=1218&evento=6>>. Acesso em: 2 jun. 2018.

MASSA MOLECULAR (MM)

Os átomos buscam estabelecer ligações para que possam adquirir estabilidade e acabam por formar as moléculas, que apresentam uma quantidade definida de átomos, e cuja massa pode ser obtida pela soma das massas atômicas dos átomos que as constituem.

Como as moléculas são formadas por um grupo de átomos ligados entre si, a unidade-padrão usada para relacionar suas massas é a mesma usada para os átomos: a unidade de massa atômica (u).

Dessa maneira:

- massa molecular é a soma das massas atômicas dos átomos que constituem a molécula; ou, ainda,
- massa molecular é o número que indica quantas vezes a massa de uma molécula é maior do que 1 u, ou seja, do que $\frac{1}{12}$ do átomo de ^{12}C .

Exemplo

Quando dizemos que a massa molecular da água, H_2O , é 18 u, concluímos que:

- a massa de uma molécula de H_2O é 18 u;
- a massa de uma molécula de H_2O é 18 vezes maior que a de $\frac{1}{12}$ do átomo de carbono-12;
- a massa de uma molécula de H_2O é 1,5 vez maior que a de um átomo de carbono-12.

Observação

COMPOSTOS IÔNICOS

Em um composto iônico, a fórmula representa a proporção entre cátions e ânions, e não suas quantidades absolutas. Dessa forma, a massa é denominada massa-fórmula. Assim, calculamos apenas a massa da menor proporção quantitativa dos íons presentes na estrutura.

Exemplo

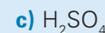
Quando dizemos que a massa-fórmula do cloreto de sódio, NaCl , é 58,5 u, concluímos que:

- a massa da menor proporção dos íons presentes na estrutura do NaCl é 58,5 u;
- a massa da menor proporção dos íons presentes na estrutura do NaCl é 58,5 vezes maior do que $\frac{1}{12}$ do átomo de carbono-12;
- a massa da menor proporção dos íons presentes na estrutura do NaCl é 4,875 vezes maior do que um átomo de carbono-12.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

2. Determine a massa molecular das seguintes substâncias.

Dados: H = 1 u; C = 12 u; N = 14 u; O = 16 u; S = 32 u



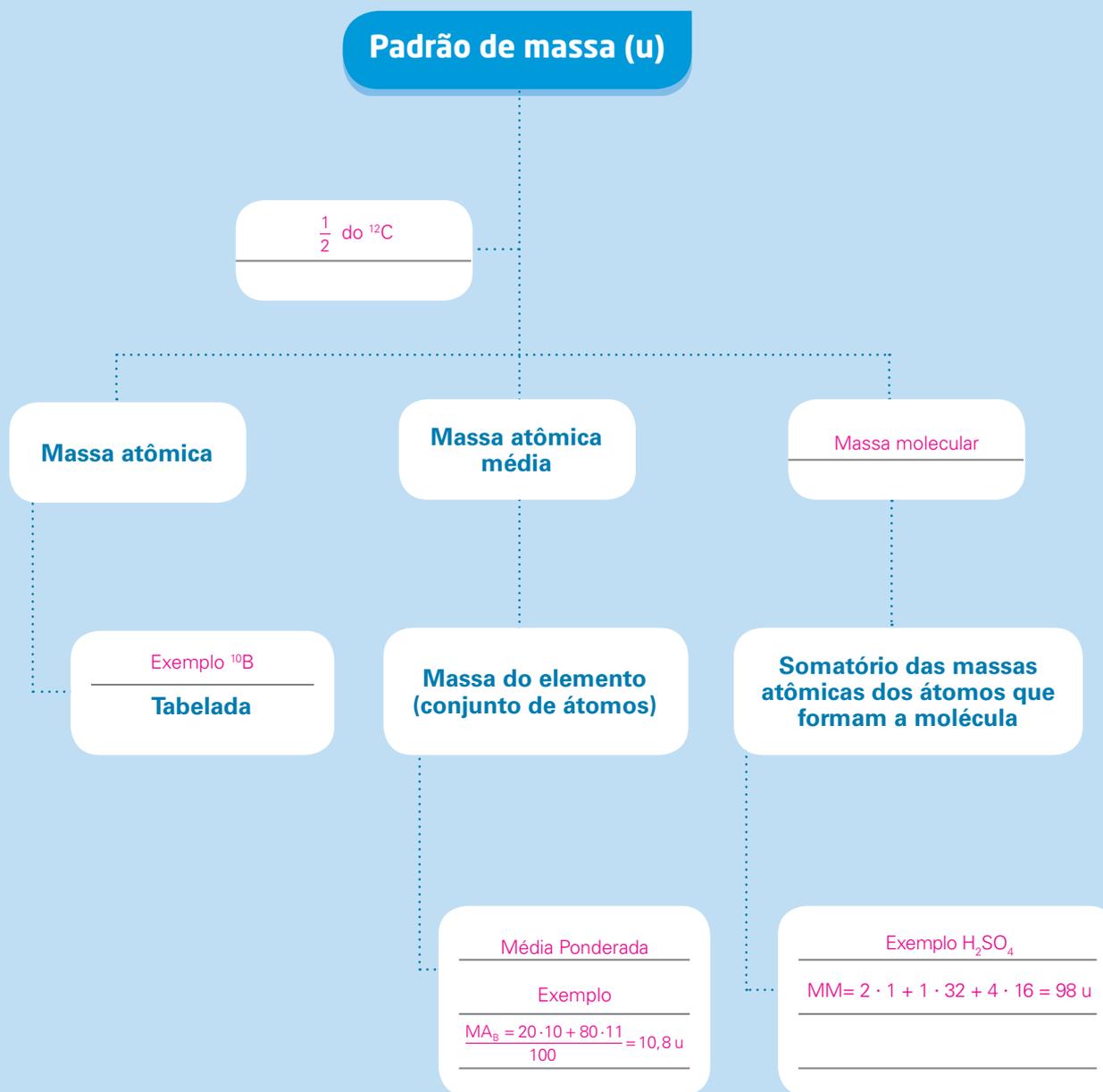
Resolução

a) $MM_{\text{NH}_3} = 1 \cdot 14 + 3 \cdot 1 = 17 \text{ u}$

b) $MM_{\text{CH}_4} = 1 \cdot 12 + 4 \cdot 1 = 16 \text{ u}$

c) $MM_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ u}$

ROTEIRO DE AULA



Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. Sistema Dom Bosco – Ao consultarmos a Tabela Periódica, é possível verificarmos que a massa atômica de cada elemento químico é indicada por um número não inteiro. Assinale a alternativa que indica o motivo dessa indicação.

- a) Não há precisão nos métodos experimentais empregados.
- b) É obtida por uma média aritmética das massas atômicas dos elementos superiores e inferiores da mesma família.
- c) É a média aritmética das massas atômicas dos elementos com o mesmo número de prótons.
- d) É a média ponderada das massas atômicas dos isótopos naturais do elemento.
- e) É sempre múltipla da massa atômica do hidrogênio.

Resolução

As massas apresentadas na Tabela Periódica são as massas dos elementos obtidas por meio da média ponderada dos isótopos daquele elemento.

2. Sistema Dom Bosco – Sabendo-se que o número de massa da prata é igual a 108, pode-se afirmar que um átomo de prata tem massa, aproximadamente,

- I. 108 g.
- II. 108 u.
- III. 108 vezes mais que o átomo de ^{12}C .

IV. 108 vezes mais que $\frac{1}{12}$ do átomo de ^{12}C .

V. 9 vezes mais que um átomo de ^{12}C .

Qual(is) afirmação(ões) está(ão) correta(s)?

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

Resolução

I. Incorreta. A massa de um átomo de prata é 108 u.

II. Correta.

III. Incorreta. A prata é 108 vezes mais pesada que $\frac{1}{12}$ do átomo de ^{12}C .

IV. Correta.

V. Correta. A prata é 9 vezes mais pesada que um átomo de ^{12}C . Veja:

$$108 \cdot \frac{1}{12} = 9 \cdot$$

3. PUC-RS

C7-H24

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 $\frac{1}{8}$ de hidrogênio, e que a amônia tinha $\frac{1}{6}$ de hidrogênio. Com isso, foi possível concluir que as massas atômicas do oxigênio e do nitrogênio valiam, respectivamente,

- a) 7 e 5
- b) 8 e 6
- c) 9 e 7
- d) 16 e 14
- e) 32 e 28

Resolução

De acordo com Dalton, teremos:

$$\text{Massa de água} = 8$$

$$\text{Massa de hidrogênio} = 1$$

$$\text{Fórmula da água} = \text{HO}$$

$$8 = 1 + M_{\text{oxigênio}}$$

$$M_{\text{oxigênio}} = 7$$

$$\text{Massa de amônia} = 6$$

$$\text{Massa de hidrogênio} = 1$$

$$\text{Fórmula da amônia} = \text{NH}$$

$$6 = 1 + M_{\text{nitrogênio}}$$

$$M_{\text{nitrogênio}} = 5$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

4. IFSC (adaptado)

O método mais moderno e preciso para determinar as massas atômicas é o do espectrômetro de massa. É um aparelho onde os átomos são ionizados, acelerados e desviados por um campo eletromagnético. Pelo maior ou menor desvio, pode-se calcular a massa atômica de isótopo por isótopo. Com esse aparelho, obtemos massas atômicas com precisão de até cinco casas decimais, além da abundância de cada isótopo na natureza.

FELTRE, Ricardo. *Química geral*. São Paulo: Moderna, 2004.

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 pela média ponderal é 24,30 u, qual é a massa do isótopo, cuja abundância é de 11%?

Resolução

Obtemos:

$$MA_{\text{Mg}} = 0,79 \cdot 23,98 \text{ u} + 0,10 \cdot 24,98 \text{ u} + 0,11 \cdot M_{\text{isótopo}}$$

$$24,30 \text{ u} = 18,9 + 2,5 + 0,11 \cdot M_{\text{isótopo}}$$

$$M_{\text{isótopo}} \cdot 0,11 = 24,30 - 21,438$$

$$M_{\text{isótopo}} = \frac{2,862}{0,11}$$

$$M_{\text{isótopo}} = 26 \text{ u}$$

5. Sistema Dom Bosco – O composto de fórmula genérica $Al_2(XO_4)_3$ apresenta uma “massa molecular” igual a 342 u. Calcule a massa atômica do elemento “X”, mostre seus cálculos.

Dados: O = 16 u.; Al = 27 u

Resolução

$$MM_{Al_2(XO_4)_3} = 2 \cdot 27 \text{ u} + 3 \cdot M_X + 12 \cdot 16 \text{ u}$$

$$342 \text{ u} = 54 \text{ u} + 3 \cdot M_X + 192 \text{ u}$$

$$M_X = 32 \text{ u}$$

- 6.** O cloro é formado dos isótopos ^{35}Cl (75%) e ^{37}Cl (25%). Com base nessa informação, podemos afirmar que
- um átomo de cloro pesa 35,5 u.
 - um átomo de cloro pesa, em média, 35,5 u.
 - não existe átomo de cloro com massa 35,5 u.
 - um átomo de cloro tem massa aproximadamente igual a 35 u ou 37 u.

Estão corretas somente as afirmações

- I, III e IV.
- II, III e IV.**
- II e IV.
- I e IV.
- II e III.

Resolução

I. Incorreta. Um átomo de cloro é 35,5 vezes mais pesado que $\frac{1}{12}$ do átomo de ^{12}C .

II. Correta.

$$MA_{Cl} = \frac{35 \cdot 75\% + 37 \cdot 25\%}{100\%}$$

$$MA_{Cl} = 35,5 \text{ u}$$

III. Correta. 35,5 u é o valor médio da massa dos isótopos de cloro.

IV. Correta.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. UFRGS-RS – O elemento bromo apresenta massa atômica 79,9. Supondo que os isótopos ^{79}Br e ^{81}Br tenham massas atômicas, em unidades de massa atômica, exatamente iguais aos seus respectivos números de massa, qual será a abundância relativa de cada um dos isótopos?

- 75% ^{79}Br e 25% ^{81}Br
- 55% ^{79}Br e 45% ^{81}Br
- 50% ^{79}Br e 50% ^{81}Br
- 45% ^{79}Br e 55% ^{81}Br
- 25% ^{79}Br e 75% ^{81}Br

8. UFRGS-RS – A massa atômica de alguns elementos da Tabela Periódica pode ser expressa por números fracionários, como o elemento estrôncio, cuja massa atômica é de 87,621, o que se deve

- à massa dos elétrons.
- ao tamanho irregular dos nêutrons.
- à presença de isótopos com diferentes números de nêutrons.
- à presença de isóbaros com diferentes números de prótons.
- à grande quantidade de isótonos do estrôncio.

9. Unimontes-MG – O cloro presente no PVC tem dois isótopos estáveis. O cloro-35, com massa 34,97 u, constitui 75,77% do cloro encontrado na natureza. O outro isótopo é o cloro-37, de massa 36,97 u. Em relação aos isótopos, é correto afirmar que o cloro-37

- contribui menos para a massa atômica do cloro.
- apresenta maior quantidade de elétrons.
- apresenta maior número atômico.
- é mais abundante na natureza.

10. Unimontes-MG – O átomo do elemento químico cálcio (Ca), de número atômico 20, é encontrado na natureza como uma mistura de seis isótopos, nas seguintes abundâncias relativas (%):

Isótopos	Abundâncias relativas (%)
40	96,96
42	0,64
43	0,145
44	2,07
46	0,0033
48	0,185

De acordo com a tabela mostrada e as propriedades dos isótopos, é **incorreto** afirmar que

- a abundância relativa de amostras naturais diferentes é a mesma.
 - o número de nêutrons de todos os isótopos do Ca é igual a 22.
 - o isótopo 48 do átomo de cálcio possui o maior número de massa.
 - o núcleo do isótopo 40 é o que apresenta a maior estabilidade.
- 11. Cefet-MG** – A indústria de alimentos apresenta grande interesse em substâncias classificadas como aromas, pois podem tornar seus produtos mais atrativos aos consumidores. Um dos grupos de pesquisa do Cefet-MG sintetiza e analisa esses aromas comerciais. Entre as análises realizadas, está a espectrometria de massas, capaz de identificar as substâncias por meio do emprego de feixes de alta energia, responsáveis pela retirada de um elétron de cada molécula de aroma.

Se um aroma hipotético é simbolizado pela letra A, então, após a análise de espectrometria de massas, sua representação será

- a) A.
- b) A⁺.
- c) A₂.
- d) A⁻.

12. Fuvest-SP – Um grupo de pesquisadores da área de nutrição realizou um experimento para verificar se o peptídeo de fórmula $C_9H_{16}O_5N_2S$, que pode ser tóxico, estava presente em uma amostra de feijão. Para esse estudo, o grupo utilizou um espectrômetro de massa cujo funcionamento se baseia na medida do tempo que moléculas de diferentes massas, extraídas da amostra, levam para percorrer, com velocidade constante, um tubo de comprimento L, em vácuo.

- a) Supondo que todas as moléculas penetrem no tubo com a mesma energia cinética E, escreva a expressão da massa m de uma molécula em função do comprimento L, da energia E e do tempo Δt que ela leva para percorrer o tubo.

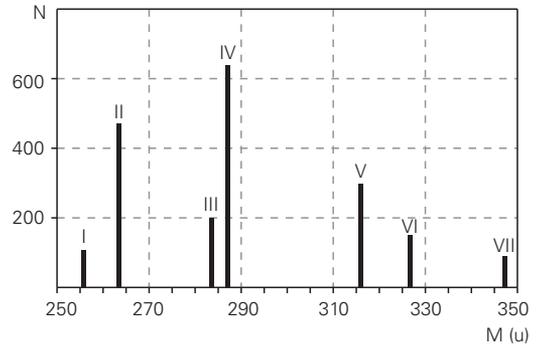
- b) Determine a massa molecular M_p do peptídeo $C_9H_{16}O_5N_2S$.

- c) Qual das linhas do gráfico corresponde ao peptídeo $C_9H_{16}O_5N_2S$? E qual corresponde a moléculas formadas pela ligação desse peptídeo com um átomo de sódio (Na)?

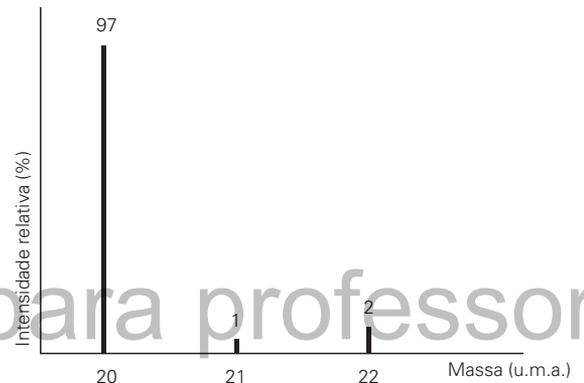
Note e adote:

Elemento	Massa atômica (u)
H	1
C	12
N	14
O	16
Na	23
S	32

u = unidade de massa atômica



13. UFG-GO – A análise de massas de um elemento químico demonstrou a existência de três isotópos, conforme representado na figura a seguir.



Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino

Considerando as abundâncias apresentadas, conclui-se que a massa média para esse elemento é

- a) 20,05 c) 20,80 e) 20,40
b) 21,00 d) 19,40

14. UERJ

Cientistas podem ter encontrado o bóson de Higgs, a “partícula de Deus”

Os cientistas ainda precisam confirmar que a partícula que encontraram se trata, de fato, do *bóson de Higgs*. Ela ganhou o apelido de “partícula de Deus” por ser considerada crucial para compreender a formação do Universo, já que pode explicar como as partículas ganham massa. Sem isso, nenhuma matéria, como as estrelas, os planetas e até os seres humanos, existiria.

Disponível em: <www.g1.globo.com>.
Acesso em: 4 jul. 2012. Adaptado.

O *bóson de Higgs*, apesar de ser uma partícula fundamental da natureza, tem massa da ordem de 126 vezes maior que a do próton, sendo, portanto, mais pesada do que a maioria dos elementos químicos naturais.

O símbolo do elemento químico cuja massa é cerca de metade da massa desse *bóson* é

- a) Cu. b) I. c) Mo. d) Pb.

15. PUC-RJ – Oxigênio é um elemento químico que se encontra na natureza sob a forma de três isótopos estáveis: oxigênio 16 (ocorrência de 99%); oxigênio 17 (ocorrência de 0,60%) e oxigênio 18 (ocorrência de 0,40%). A massa atômica do elemento oxigênio, levando em conta a ocorrência natural dos seus isótopos, é igual a

- a) 15,84 c) 16,014 e) 16,188
b) 15,942 d) 16,116

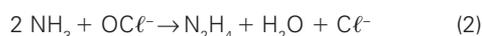
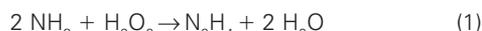
16. UEPG-PR – Considerando as massas atômicas dos elementos que compõem o ácido carbônico (H_2CO_3), assinale o que for correto.

Dados: Massas atômicas, u: H = 1; C = 12; O = 16

- 01)** Uma molécula de ácido carbônico pesa 62 gramas.
02) Uma molécula de ácido carbônico pesa 62 vezes mais que uma molécula de hidrogênio (H_2)
04) Uma molécula de ácido carbônico possui massa igual a 62 u.
08) Uma molécula de ácido carbônico pesa 62 vezes mais que $\frac{1}{12}$ do isótopo 12 de carbono.

Dê a soma do(s) item(ns) correto(s).

17. Unicamp-SP (adaptado) – Na indústria química moderna, a economia percentual de átomos tem uma forte componente ambiental, sendo, inclusive, um aspecto muito mais importante que o rendimento percentual, que tem uma componente mais econômica. A hidrazina (N_2H_4), um poderoso combustível para foguetes, pode ser obtida por diferentes reações de síntese, duas das quais estão representadas pelas equações químicas a seguir:



Imagine que você deve orientar a cúpula administrativa de uma indústria a utilizar uma dessas duas sínteses. Com base na maior **economia percentual de átomos**, qual seria a sua sugestão? Mostre que sua sugestão é a melhor opção.

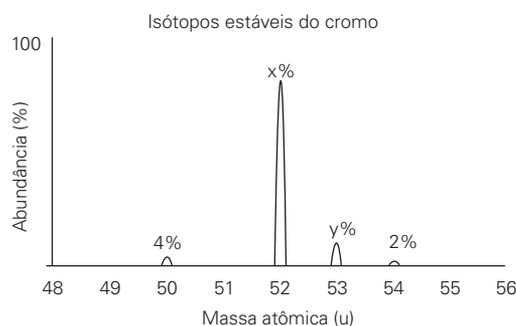
Dados: economia percentual de átomos = $\left\{ \frac{\text{massa do produto desejado}}{\text{massa de todos os reagentes}} \right\} \cdot 100$, levando-se em conta apenas a estequiometria da reação.

ESTUDO PARA O ENEM

18. Sistema Dom Bosco

C7-H24

A espectrometria de massa é uma técnica quantitativa utilizada, basicamente, para determinar a massa atômica de moléculas ou átomos em função de sua abundância em dada amostra. Certa amostra de cromo puro foi analisada utilizando-se essa técnica, e os dados foram registrados no gráfico a seguir.



Sabe-se que existem quatro isótopos estáveis do cromo: ^{50}Cr , ^{52}Cr , ^{53}Cr e ^{54}Cr . Sendo a massa atômica do elemento químico cromo igual a 52,06 u, os valores das abundâncias relativas do ^{52}Cr (x%) e do ^{53}Cr (y%) são, respectivamente,

- a) 80% e 14% c) 82% e 12% e) 84% e 10%
b) 81% e 13% d) 83% e 11%

19. Col. Naval

C7-H24

Considere as informações sobre os isótopos do ferro contidas na tabela a seguir.

Isótopo	Abundância (%)
Fe^{54}	5,845
Fe^{56}	91,754
Fe^{57}	2,119
Fe^{58}	0,282

Com relação às informações anteriores, analise as afirmativas a seguir.

- I.** A massa atômica do ferro a ser representada na Tabela Periódica deve se aproximar de 58.
II. Nesses isótopos, o número de prótons é constante.
III. Esses isótopos são caracterizados por diferentes números de camadas eletrônicas nos átomos, no estado fundamental.

Assinale a opção correta.

- a) Apenas a alternativa I está correta.

- b) Apenas a alternativa II está correta.
- c) Apenas a alternativa III está correta.
- d) Apenas as alternativas II e III estão corretas.
- e) As alternativas I, II e III estão corretas.

20. FGV-SP

C7-H24

Um professor propôs um trabalho a um grupo de alunos empregando um conjunto de 14 bolas de diferentes tipos de plásticos, para montar um modelo, com bolas e varetas, da estrutura molecular do acetato de etila, fórmula molecular $C_4H_8O_2$. Para o experimento, os alunos dispuseram de balança e régua.

Para representarem corretamente o modelo da molécula do $C_4H_8O_2$, as bolas de plástico tinham tamanhos diferentes (pequenas, médias e grandes). Suas massas, em gramas, eram iguais aos valores das massas molares dos elementos C, H e O. Em escala ampliada para centímetros, seus raios tinham a mesma ordem de tamanho dos raios atômicos dos átomos que representavam.

Sobre essas bolas de plástico que representam as características de tamanho e massa dos átomos de C, H e O, os alunos concluíram:

- I. As bolas que representam os átomos de H eram as pequenas, e as que representam os átomos de O eram as grandes.
- II. A massa total das bolas grandes correspondia a seis vezes a massa total das bolas de tamanho pequeno.
- III. A massa total das bolas pequenas correspondia a $\frac{1}{4}$ da massa total das bolas de tamanho médio.

Classificando cada uma das conclusões como verdadeira **V** ou falsa **F**, tem-se, correta e respectivamente,

- a) F, V, V.
- b) F, F, V.
- c) V, V, F.
- d) V, F, F.
- e) V, F, V.

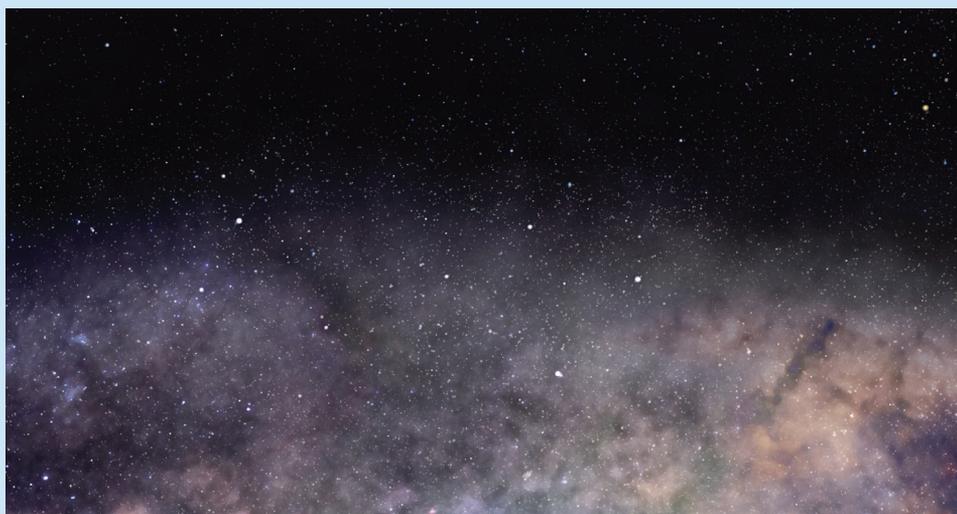
19

CONSTANTE DE AVOGADRO, MASSA MOLAR E MOL

- Constante de Avogadro
- Cálculo de massa molar
- Conceito de mol

HABILIDADES

- Reconhecer a constante de Avogadro.
- Trabalhar com massas molares.
- Trabalhar com a grandeza mol.



RASTANI/ISTOCKPHOTO

Via Láctea com as estrelas em um fundo do céu noturno.

Para contar estrelas, de uma galáxia ou de uma região maior do Universo, podemos utilizar a notação do sistema decimal. A Via Láctea, por exemplo, tem em torno de 100 bilhões de estrelas.

Dessas estrelas, uma em cada seis tem ao menos um planeta do tamanho da Terra em sua órbita. Há, portanto, 16 a 17 bilhões de planetas do tamanho do nosso planeta na galáxia (estimativas da Nasa, divulgadas em 2013).

Macroscópico *versus* microscópico

CONSTANTE DE AVOGADRO (N_A)

A constante de Avogadro (N_A) foi estabelecida por Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro, que instituiu a relação em que uma amostra de um elemento com massa numericamente igual à sua massa atômica apresenta sempre o mesmo número de átomos (N).

O valor encontrado para essa quantidade ficou conhecido como **constante de Avogadro (N_A)** e é igual a: $6,02 \cdot 10^{23}$ (equivalente a 602 sextilhões).

Exemplos

Átomo	Massa atômica aproximada	Massa de $6 \cdot 10^{23}$ átomos
$^{12}_6\text{C}$	12 u	12 g
$^{14}_7\text{N}$	14 u	14 g
$^{40}_{20}\text{Ca}$	40 u	40 g

EXERCÍCIO RESOLVIDO

PUC-RJ (adaptado) – A massa, em gramas, de $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de uma substância é igual à massa molar dessa substância. Essa relação permite o cálculo da massa de uma molécula de SO_2 , que é, em gramas, mais próximo do valor

Dados: O = 16; S = 32

a) $1,0 \cdot 10^{-24}$

b) $1,0 \cdot 10^{-23}$

c) $1,0 \cdot 10^{-22}$

d) $1,0 \cdot 10^{21}$

e) $1,0 \cdot 10^{23}$

$$M(\text{SO}_2) = (1 \cdot 32 \text{ u}) + (2 \cdot 16 \text{ u}) = 64 \text{ g/mol}$$

$$1 \text{ mol moléculas SO}_2 \text{ ————— } 64 \text{ g}$$

$$6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas SO}_2 \text{ ————— } 64 \text{ g}$$

$$1 \text{ molécula SO}_2 \text{ ————— } x$$

$$x = \frac{1 \cdot 64}{6 \cdot 10^{23}}$$

$$x = 1,067 \cdot 10^{-22} \text{ g} \approx 1,0 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

CONCEITO DE MOL: A QUANTIDADE DE MATÉRIA

De acordo com a já mencionada IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada), mol é a quantidade de matéria de um sistema que contém tantas entidades elementares (átomos, moléculas ou outras partículas) quantos são os átomos contidos em 0,012 kg (12 g) do isótopo carbono-12.

Ao realizarmos uma associação entre o conceito de mol e a constante de Avogadro, teremos:

1 mol contém $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas

Exemplos

1 mol de laranjas $\rightarrow 6,02 \cdot 10^{23}$ laranjas

1 mol de moedas $\rightarrow 6,02 \cdot 10^{23}$ moedas

1 mol de moléculas $\rightarrow 6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas

1 mol de átomos $\rightarrow 6,02 \cdot 10^{23}$ átomos

1 mol de íons $\rightarrow 6,02 \cdot 10^{23}$ íons

1 mol de elétrons $\rightarrow 6,02 \cdot 10^{23}$ elétrons

Atenção!

Geralmente, utiliza-se $6 \cdot 10^{23}$ para facilitar os cálculos, mas também depende dos dados fornecidos pela questão.



Uma dúzia de laranjas

Dúzia é a medida utilizada para expressar, por exemplo, a quantidade de laranjas. Para o químico, a medida mais utilizada é o mol.

Atenção!

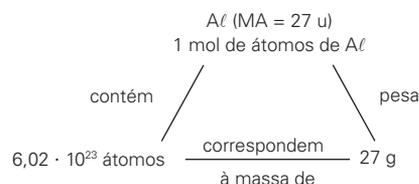
O símbolo utilizado para essa unidade de medida é **mol**. Como o símbolo é igual ao nome, é preciso ter muito cuidado para evitar confusões, uma vez que os símbolos **não têm plural**. Pense no seguinte: a massa de 200 quilos é representada por 200 kg. Sendo assim, a quantidade de matéria correspondente a duzentos mols deve ser escrita 200 mol.

SÍMBOLO DE ALGUMAS GRANDEZAS

Grandeza	Unidade de medida	
Nome	Nome (plural)	Símbolo (não tem plural)
Massa (m)	quilograma (quilogramas)	kg
Comprimento (l)	metro (metros)	m
Quantidade de matéria (n)	mol (mols)	mol

MASSA MOLAR (M)**Massa molar de um elemento**

A massa molar de um elemento é a massa expressa em gramas de 1 mol de átomos, ou seja, $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos desse elemento. A massa molar de um elemento é numericamente igual à sua massa atômica.

Exemplo

Concluimos que a massa molar é numericamente igual à massa atômica, ou seja, $Al = 27 \text{ u} \Rightarrow Al = 27 \text{ g/mol}$.

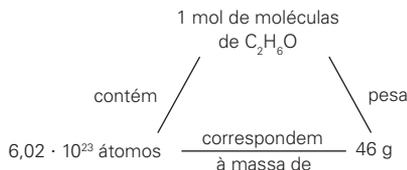
Massa molar de uma substância

A massa molar de uma substância é a massa em gramas de 1 mol de moléculas da referida substância. A massa molar de uma substância é numericamente igual à sua massa molecular expressa em gramas.

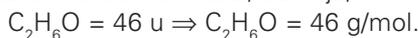
Exemplos

a) $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ (ao consultar a Tabela Periódica, encontram-se os valores das massas atômicas dos elementos que compõem essa molécula: H = 1 u; C = 12 u; O = 16 u).

$$MM_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = (2 \cdot 12 \text{ u}) + (6 \cdot 1 \text{ u}) + (1 \cdot 16 \text{ u}) = 46 \text{ u}$$

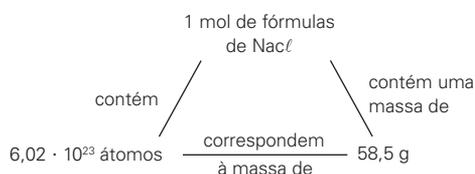


Concluimos que a massa molar é numericamente igual à massa molecular, ou seja,

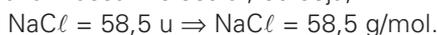


b) $NaCl$ (ao consultar a Tabela Periódica, encontram-se os valores de massas atômicas dos elementos que compõem esse composto iônico: $Na = 23 \text{ u}$ e $Cl = 35,5 \text{ u}$).

$$MM_{NaCl} = (1 \cdot 23 \text{ u}) + (1 \cdot 35,5 \text{ u}) = 58,5 \text{ u}$$



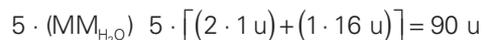
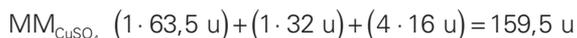
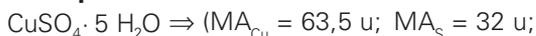
Concluimos que a massa molar é numericamente igual à massa molecular, ou seja,



Atenção!

Algumas substâncias têm capacidade de reter moléculas de água em seus retículos cristalinos; essas substâncias são classificadas como higroscópicas e, nesses casos, as moléculas de água são levadas em conta na massa molar ou mesmo massa molecular da substância. Como visto anteriormente, em Química 2 do seu material, essas substâncias são representadas em suas fórmulas químicas com um ponto. Veja a seguir a representação de forma correta.

Exemplos



$$MM_{CuSO_4} + 5 \cdot (MM_{H_2O}) = 143,5 \text{ u} + 90 \text{ u} = 249,5 \text{ u}$$

Sendo assim, 1 mol de $CuSO_4 \cdot 5 H_2O$ pesa 249,5 gramas.

Massa molar de um íon

A massa molar de um íon é a massa de um mol de íons em gramas, que é numericamente igual à massa do íon expressa em gramas.

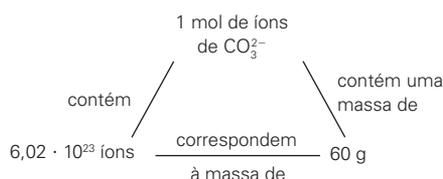
Atenção!

Pode-se considerar desprezível a massa do elétron, por isso não há modificação no mecanismo de cálculo em função da entrada ou saída de elétrons.

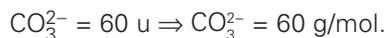
Ânion carbonato (CO_3^{2-}) (ao consultar a Tabela Periódica, encontram-se os valores das massas atômicas dos elementos que compõem esse íon: $C = 12 \text{ u}$ e $O = 16 \text{ u}$).

$$MM = (1 \cdot 12) + (3 \cdot 16)$$

$$MM = 12 + 48 = 60 \text{ u}$$



Concluimos que a massa molar é numericamente igual à massa molecular, ou seja,



NÚMERO DE MOLS (N)

O número de mols de uma determinada amostra de uma substância é estabelecido pela relação entre a massa dessa amostra e a sua massa molar, de acordo com a relação matemática expressa a seguir:

$$n = \frac{m}{M}$$

Em que:

- n = número de mols (em mol);
- m = massa (em gramas);
- M = massa molar (em gramas/mol).

ROTEIRO DE AULA

Grandezas químicas

 Massa molar

Massa, em gramas, de 1 mol de átomos, íons, moléculas

 $\text{NaCl} = 58,5 \text{ g/mol}$

 Constante de Avogadro

$6,0 \cdot 10^{23}$

 mol (n)

Quantidade de matéria de um sistema que contém tantas entidades elementares (átomos, moléculas ou outras partículas) quantos são os átomos contidos em 0,012 kg (12 g) do isótopo carbono – 12.

 $n = \frac{m}{M}$

Material exclusivo para professores
 conveniados ao Sistema de Ensino
 Dom Bosco

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. Qual (quais) das afirmações seguintes está(ão) correta(s)?
- Massa molecular é a massa da molécula expressa em u.
 - A massa molecular é numericamente igual à soma das massas atômicas de todos os átomos da molécula.
 - A massa molecular indica quantas vezes a molécula pesa mais que $\frac{1}{12}$ da massa do átomo de ^{12}C .

Resolução

I. Correta. Massa molecular é a massa de uma molécula, dada em unidade de massa atômica (u.m.a ou u).

II. Correta. A massa molecular é a soma das massas médias dos átomos em uma molécula.

III. Correta. Uma molécula de água, por exemplo, tem massa 18 vezes maior que $\frac{1}{12}$ da massa do carbono-12.

2. Um antiácido, que ajuda a aliviar enjoos estomacais, contém 300 mg de subsalicilato de bismuto, $\text{C}_{21}\text{H}_{15}\text{Bi}_3\text{O}_{12}$, por comprimido. Se você tomar dois comprimidos, que número de mol da referida substância você terá ingerido?

Dados: H = 1 u; C = 12 u; O = 16 u; Bi = 209 u

Resolução

$$M(\text{C}_{21}\text{H}_{15}\text{Bi}_3\text{O}_{12}) = (21 \cdot 12 \text{ u}) + (15 \cdot 1 \text{ u}) + (3 \cdot 209 \text{ u}) + (12 \cdot 16 \text{ u}) = 1\,086 \text{ u}$$

$$M(\text{C}_{21}\text{H}_{15}\text{Bi}_3\text{O}_{12}) = 1\,086 \text{ g/mol}$$

$$1\,086 \text{ g } \text{C}_{21}\text{H}_{15}\text{Bi}_3\text{O}_{12} \text{ ————— } 1 \text{ mol}$$

$$(2 \text{ comprimidos}) 600 \text{ mg } \text{C}_{21}\text{H}_{15}\text{Bi}_3\text{O}_{12} \text{ ————— } x$$

$$x = 0,000276 \text{ mol de } \text{C}_{21}\text{H}_{15}\text{Bi}_3\text{O}_{12}$$

3. Enem

C7-H24

O brasileiro consome em média 500 miligramas de cálcio por dia, quando a quantidade recomendada é o dobro. Uma alimentação balanceada é a melhor decisão para evitar problemas no futuro, como a osteoporose, uma doença que atinge os ossos. Ela se caracteriza pela diminuição substancial de massa óssea, tornando os ossos frágeis e mais suscetíveis a fraturas.

Disponível em: <www.anvisa.gov.br>. Adaptado.

Considerando-se o valor de $6 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ para a constante de Avogadro e a massa molar do cálcio igual a 40 g/mol, qual a quantidade mínima diária de átomos de cálcio a ser ingerida para que uma pessoa supra suas necessidades?

- a) $7,5 \cdot 10^{21}$ c) $7,5 \cdot 10^{23}$ e) $4,8 \cdot 10^{25}$
b) $1,5 \cdot 10^{22}$ d) $1,5 \cdot 10^{25}$

Resolução

A quantidade recomendada é o dobro de 500 mg por dia, ou seja, 1 000 mg de cálcio por dia, então:

$$1\,000 \text{ mg} = 1\,000 \cdot 10^{-3} \text{ g} = 1 \text{ g}$$

$$40 \text{ g de cálcio ————— } 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Ca}$$

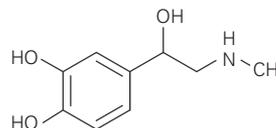
$$1 \text{ g de cálcio ————— } n_{\text{Ca}}$$

$$n_{\text{Ca}} = 0,15 \cdot 10^{23} = 1,5 \cdot 10^{22} \text{ átomos de cálcio}$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

4. UFPR – Em momentos de estresse, as glândulas suprarrenais secretam o hormônio adrenalina, que, a partir da aceleração dos batimentos cardíacos, do aumento da pressão arterial e da contração ou relaxamento de músculos, prepara o organismo para a fuga ou para a defesa.



Adrenalina

Dados: M ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$): H = 1; C = 12; N = 14; O = 16.

Qual é o valor da massa molar (em $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$) desse composto?

- a) 169
 b) 174
 c) 177
d) 183
 e) 187

Resolução

Fórmula molecular da adrenalina: $\text{C}_9\text{H}_{13}\text{NO}_3$.

$$M_{\text{C}_9\text{H}_{13}\text{NO}_3} = (9 \cdot 12) + (13 \cdot 1) + (1 \cdot 14) + (3 \cdot 16) = 183 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

5. ITA-SP – Assinale a opção que apresenta a afirmação **incorreta**.

- a) O número de massa, A, de um isótopo é um número inteiro positivo adimensional que corresponde à soma do número de prótons e de nêutrons no núcleo daquele isótopo.
- b) Massa atômica refere-se à massa de um único átomo e é invariante para átomos de um mesmo isótopo. Quando medida em unidades padrão de massa atômica, ela nunca é um número inteiro, exceto para o átomo de ^{12}C .
- c) A soma do número de prótons e nêutrons em qualquer amostra de matéria cuja massa é exatamente 1 g vale exatamente 1 mol.**
- d) A massa molar de um dado elemento químico pode variar em diferentes pontos do Sistema Solar.
- e) Multiplicando-se a unidade padrão de massa atômica pela constante de Avogadro, obtém-se exatamente $1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Resolução

a) Correta. O número de massa, A, de um isótopo é um número inteiro positivo adimensional que corresponde à soma do número de prótons e de nêutrons no núcleo daquele isótopo, ou seja, ao número de núcleons $A = Z + N$.

b) Correta. Massa atômica refere-se à massa de um único átomo e é invariante para átomos de um mesmo isótopo. Quando medida em unidades padrão de massa atômica, ela nunca é um número inteiro, exceto para o átomo de ^{12}C , que é tomado como padrão. A massa atômica média ponderada é aquela fornecida nas tabelas periódicas.

c) Incorreta. A soma do número de prótons e nêutrons em qualquer amostra de matéria cuja massa é exatamente 1 g não vale exatamente 1 mol, pois a massa de um próton ou de um nêutron não equivale exatamente a 1,00 u. A massa de um nêutron é maior do que a de um próton.

Próton	$1,67262 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	1,00728 u
Nêutron	$1,67493 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	1,00866 u

d) Correta. A massa atômica média ponderada que é utilizada no cálculo da massa molar de um dado elemento químico pode variar em diferentes pontos do Sistema Solar em razão das porcentagens dos isótopos.

e) Correta. Multiplicando-se a unidade padrão de massa atômica pela constante de Avogadro, obtém-se exatamente $1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$$1 \text{ u} = \frac{1}{N_A} \text{ g}$$

$$1 \text{ u} \cdot N_A = \frac{1}{N_A} \text{ g} \cdot N_A = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

6. Fac. Albert Einstein-SP

Do lixo ao câncer

O vertiginoso crescimento populacional humano associado à industrialização e ao aumento do consumo resultou em um problema de proporções gigantescas: o lixo. No Brasil, entre 2003 e 2014, a geração de lixo cresceu 29%, taxa maior que aquela apresentada pelo próprio crescimento populacional no período, que foi de 6%. Nesse cenário, o grande desafio, sem dúvida, é o descarte adequado dos resíduos. Dentre as opções existentes, uma das mais controversas é a incineração de resíduos de serviços de saúde, lixo urbano e resíduos industriais.

JETREL/SHUTTERSTOCK

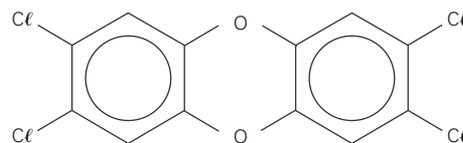


Muitos especialistas condenam a prática da incineração do lixo principalmente pelo fato de que a combustão de certos resíduos gera dioxinas. Pesquisas têm demonstrado que essas substâncias são cancerígenas em diversos pontos do organismo, em ambos os sexos e em diversas espécies. Por serem lipofílicas, as dioxinas bioacumulam-se nas cadeias alimentares. Desse modo, além de se contaminarem diretamente ao inalarem emissões atmosféricas, as pessoas também podem sofrer contaminação indireta por via alimentar. Ao que tudo indica, a incineração do lixo, apesar de reduzir o problema do acúmulo de resíduos, acarreta problemas de saúde para a população.

SAKARED/SHUTTERSTOCK



Entre as dioxinas, a que tem mostrado a maior toxicidade e, por isso mesmo, é a mais famosa, é a 2,3,7,8 tetraclorodibenzo-para-diocina (TCDD). Essa substância, cuja estrutura está representada a seguir, apresenta uma dose letal de $1,0 \mu\text{g} / \text{kg}$ de massa corpórea, quando ministrada por via oral, em cobaias.



A respeito do TCDD, responda aos seguintes itens:

a) Classifique a molécula de TCDD quanto à polaridade. Com base nessa classificação e nas interações intermoleculares, explique o caráter lipofílico dessa substância.

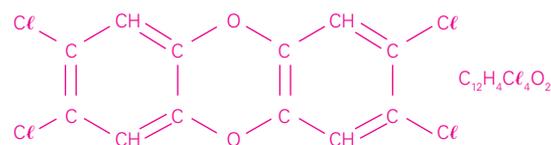
Como a molécula é simétrica, ou seja, apresenta um plano de simetria, ela tem caráter não polar. A interação entre as moléculas ocorre por interações de dipolo induzido. Por ser uma molécula não polar, sua solubilidade será maior em gorduras, daí o fato de apresentar caráter lipofílico.

b) Determine a fórmula molecular e a massa molar do TCDD. Calcule a quantidade de matéria de TCDD, em mol, considerada letal para uma cobaia que apresenta 966 g de massa.

Dados: Massa molar ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$): H = 1,0; C = 12,0; O = 16,0; Cl = 25,5.

$$1 \mu\text{g} = 10^{-6} \text{ g}$$

Com base na análise da fórmula estrutural plana:



Cálculo da massa molar ($\text{C}_{12}\text{H}_4\text{Cl}_4\text{O}_2$):

$$M = (12 \cdot 12) + (4 \cdot 1) + (4 \cdot 35,5) + (2 \cdot 16) = 322$$

$$M = 322 \text{ g/mol}$$

Dose letal de $1,0 \mu\text{g}$ (10^{-6} g) por quilograma (1 000 g) de massa corpórea.

10 g (massa letal) — 1 000 g (massa corpórea)

m_{letal} — 966 g (massa da cobaia)

$$m = 966 \cdot 10^{-6} \cdot 10^{-3} = 9,66 \cdot 10^{-7} \text{ g}$$

$$n_{\text{letal}} = \frac{m}{M} = \frac{9,66 \cdot 10^{-7} \text{ g}}{322 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

$$n_{\text{letal}} = 3,0 \cdot 10^{-9} \text{ mol}$$

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. PUCCamp-SP – No ateliê de um ourives, as joias são feitas de ouro 18 quilates, que consiste em uma liga contendo 75% de ouro + 25% de outros metais. Assim, uma aliança com 3,0 g dessa liga contém uma quantidade de ouro, em mol, de, aproximadamente,

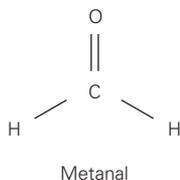
Dado: Massa molar (g/mol) : Au = 197

- a) 0,01
- b) 0,02
- c) 0,03
- d) 0,04
- e) 0,05

8. FASM-SP (adaptado)

A Anvisa não registra alisantes capilares conhecidos como “escova progressiva” que tenham como base o formol (metanal) em sua fórmula. A substância só tem uso permitido em cosméticos nas funções de conservante com limite máximo de 0,2% em massa, solução cuja densidade é 0,92 g/mL.

Disponível em: <www.navisa.gov.br>. Adaptado.

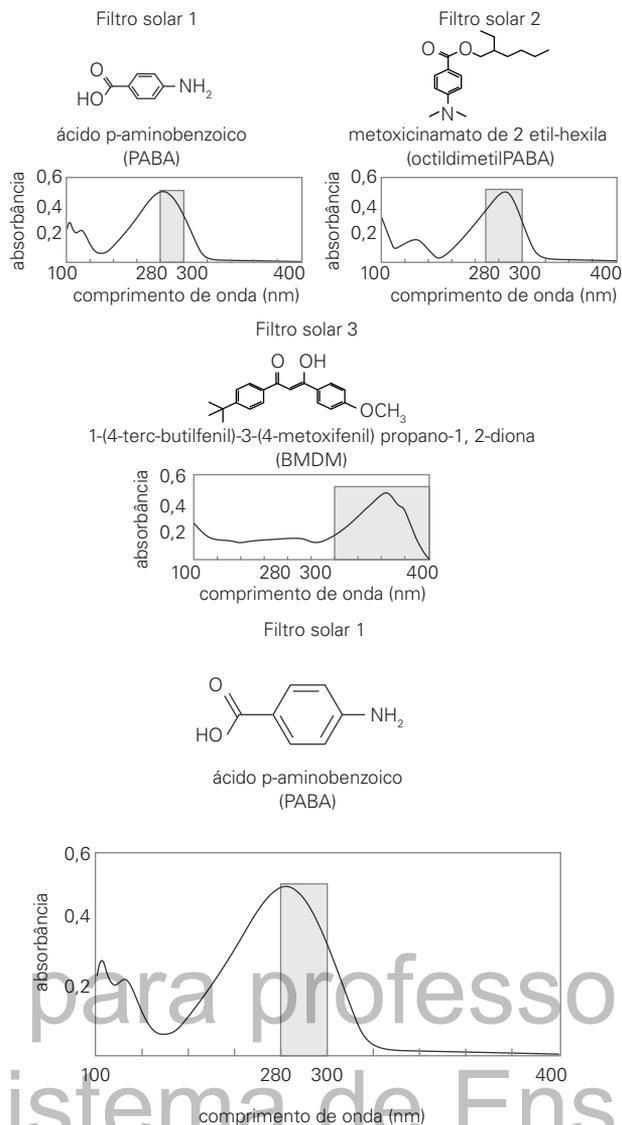


Escreva a fórmula molecular do formol. Sabendo-se que a constante de Avogadro é $6 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$, calcule o número de moléculas contidas em 1 g dessa substância, cuja massa molar é igual a 30 g/mol.

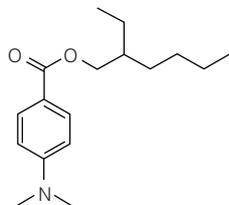
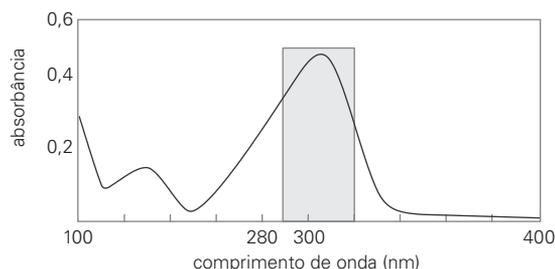
9. UNESP

O espectro solar que atinge a superfície terrestre é formado predominantemente por radiações ultravioletas (UV) (100 – 400 nm), radiações visíveis (400 – 800 nm) e radiações infravermelhas (acima de 800 nm). A faixa da radiação UV divide-se em três regiões: UVA (320 a 400 nm), UVB (280 a 320 nm) e UVC (100 a 280 nm). Ao interagir com a pele humana, a radiação UV pode provocar reações fotoquímicas, que estimulam a produção de melanina, cuja manifestação é visível sob a forma de bronzeamento da pele, ou podem levar à produção de simples inflamações até graves queimaduras.

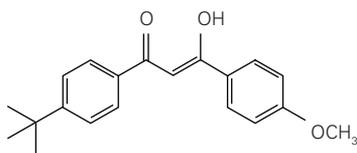
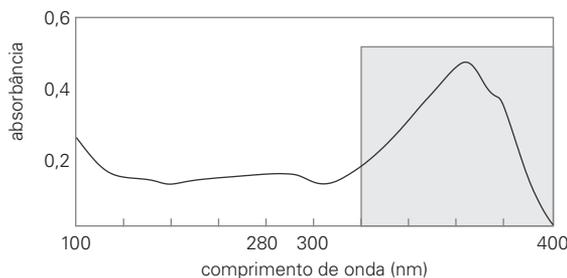
Um filtro solar eficiente deve reduzir o acúmulo de lesões induzidas pela radiação UV por meio da absorção das radiações solares, prevenindo, assim, uma possível queimadura. São apresentados a seguir as fórmulas estruturais, os nomes e os espectros de absorção de três filtros solares orgânicos.



Filtro solar 2

metoxicinamato de 2 etil-hexila
(octildimetilPABA)

Filtro solar 3

1-(4-terc-butilfenil)-3-(4-metoxifenil) propano-1, 2-diona
(BMDM)

FLOR, Juliana. et al. Protetores solares. *Quim. Nova*, 2007. Adaptado.

A energia da radiação solar aumenta com a redução de seu comprimento de onda e a torna mais propensa a induzir reações fotoquímicas. Analisando os espectros de absorção apresentados e utilizando os dados da Classificação Periódica, assinale a alternativa que apresenta a massa molar, em $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$, do filtro solar orgânico que tem o máximo de absorção de maior energia.

- 273
- 133
- 310
- 277
- 137

10. UFRGS-RS (adaptado) – O sal rosa do Himalaia é um sal rochoso muito apreciado na gastronomia, sendo obtido diretamente de uma reserva natural aos pés da cordilheira. Apresenta baixo teor de sódio e é muito rico em sais minerais, alguns dos quais lhe conferem a cor característica. Considere uma amostra de 100 g

de sal rosa que contenha em sua composição, além de sódio e outros minerais, os seguintes elementos nas quantidades especificadas:

Magnésio = 36 mg

Potássio = 39 mg

Cálcio = 48 mg

Coloque os elementos presentes na amostra na ordem crescente de número de mols.

11. Feevale-RS – A destilação seca da madeira é um processo bastante antigo e ainda muito utilizado para a obtenção de metanol, também chamado de “espírito da madeira”. A respeito do metanol, assinale a alternativa correta.

- Pertence à função álcool, sua massa molar é de 32 g e sua fórmula molecular é $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.
- É um poliálcool e sua nomenclatura oficial é álcool metílico.
- Pertence à função aldeído e é de cadeia insaturada.
- Pertence à função álcool, sua massa molar é de 32 g e sua fórmula molecular é CH_3OH .
- Pertence à função cetona e é de cadeia saturada.

12. PUC-RJ – Diariamente, diversos gases são lançados na atmosfera, contribuindo para o aumento da poluição atmosférica. Considere que as amostras de gases poluentes indicados na tabela possuem comportamento ideal e encontram-se, cada um, em recipientes fechados de 1 L na mesma temperatura.

Amostra	Massa molar
10 g de CO	CO = 28 g/mol
10 g de CO ₂	CO ₂ = 44 g/mol
60 g de NO	NO = 30 g/mol
50 g de NO ₂	NO ₂ = 46 g/mol
80 g de SO ₃	SO ₃ = 80 g/mol

A amostra que exerce maior pressão é a de

- monóxido de carbono.
- dióxido de carbono.
- monóxido de nitrogênio.
- dióxido de nitrogênio.
- trióxido de enxofre.

13. UEM-PR – Assinale a(s) afirmativa(s) correta(s).

- A unidade de massa atômica, cujo símbolo é **u**, é definida como sendo igual a $\frac{1}{12}$ da massa de um átomo do isótopo ^{12}C .
 - A massa atômica e o número de massa são grandezas idênticas.
 - A massa molar do CO₂ é 44 u e a massa molecular do CO é 28 g/mol.
 - Um recipiente contendo 180 g de glicose possui o mesmo número de moléculas (porém distintas) que um recipiente contendo 1 mol de água.
 - A fórmula da sacarose é $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
- Dê a soma da(s) afirmativa(s) correta(s).

14. UFTM-MG (adaptado)

O incêndio na boate Kiss, em Santa Maria (RS), ocorrido no início do ano 2013, trouxe à tona uma série de questões sobre a segurança dos estabelecimentos e também sobre o atendimento a vítimas de grandes incêndios. Uma delas é por que foi preciso trazer dos Estados Unidos uma substância tão simples – uma vitamina B injetável – para atender os pacientes que, segundo exames, foram intoxicados com cianeto.



O gás cianídrico liberado na queima da espuma, utilizada para melhorar a acústica da casa noturna, intoxicou a maior parte das vítimas, segundo perícia.

“É descaso e ignorância”, resume o toxicologista Anthony Wong, diretor do Ceatox (Centro de Assistência

Toxicológica do Hospital das Clínicas da Faculdade de Medicina da Universidade de São Paulo). Segundo ele, é inadmissível que o país não tenha a substância e que seu uso não seja difundido entre médicos e socorristas, como acontece em outras partes do mundo.

A hidroxocobalamina, que faz parte do complexo B, é usada em altas concentrações como antídoto para o cianeto. O gás, o mesmo que já foi usado no extermínio de judeus nos campos de concentração nazistas, é subproduto da queima de diversos componentes usados na indústria, como o plástico, o acrílico e a espuma de poliuretano. Segundo os peritos que investigam o incêndio em Santa Maria, essa última foi usada no isolamento acústico da boate.

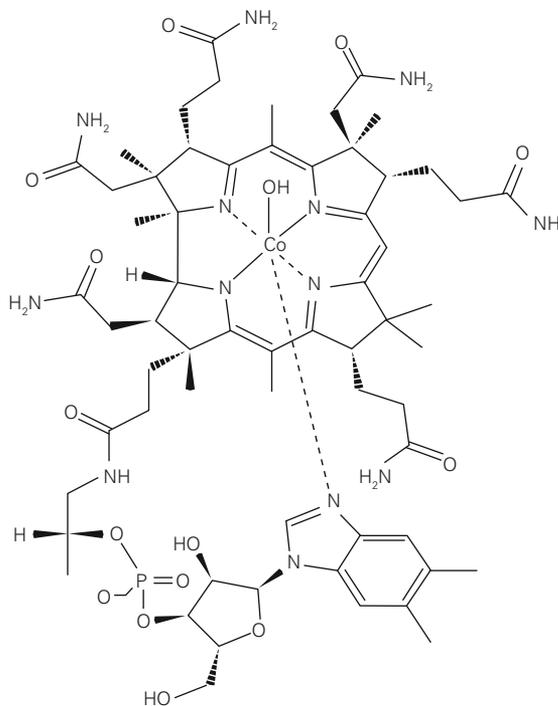
Capaz de matar em poucos minutos, o cianeto bloqueia a cadeia respiratória das células, impedindo que o oxigênio chegue aos órgãos e tecidos. Quando usada logo após a exposição, a hidroxocobalamina salva vidas. “O efeito é tão rápido que parece até milagroso”, conta Wong. Mas isso não é algo que os médicos aprendem na escola: “São poucas as faculdades que oferecem curso de toxicologia e, nas que têm, a matéria é opcional”.

Disponível em: <www.noticias.uol.com.br>. Adaptado.

Informações adicionais:

– O gás cianídrico é o cianeto de hidrogênio (HCN) no estado gasoso.

– A fórmula estrutural da hidroxocobalamina é:



– A massa molar da hidroxocobalamina é aproximadamente igual a $1,3 \cdot 10^3$ g/mol.

Os “cianokits” que são utilizados por socorristas em outros países nos casos de envenenamento por cianeto, geralmente contêm 5 g de hidroxocobalamina injetável. Considerando a constante de Avogadro igual a $6 \cdot 10^{23}$ mol⁻¹, calcule o número de mol existente nessa massa de hidroxocobalamina.

15. UERJ

Lucy caiu da árvore

Conta a lenda que, na noite de 24 de novembro de 1974, as estrelas brilhavam na beira do rio Awash, no interior da Etiópia. Um gravador K7 repetia a música dos Beatles "Lucy in the sky with diamonds". Inspirados, os paleontólogos decidiram que a fêmea AL 288-1, cujo esqueleto havia sido escavado naquela tarde, seria apelidada carinhosamente de Lucy.

Lucy tinha 1,10 m e pesava 30 kg. Altura e peso de um chimpanzé. Mas não se iluda, Lucy não pertence à linhagem que deu origem aos macacos modernos. Ela já andava ereta sobre os membros inferiores. Lucy pertence à linhagem que deu origem ao animal que escreve esta crônica e ao animal que a está lendo, eu e você.

Os ossos foram datados. Lucy morreu 3,2 milhões de anos atrás. Ela viveu 2 milhões de anos antes do aparecimento dos primeiros animais do nosso gênero, o *Homo habilis*. A enormidade de 3 milhões de anos separa Lucy dos mais antigos esqueletos de nossa espécie, o *Homo sapiens*, que surgiu no planeta faz meros 200 mil anos. Lucy, da espécie *Australopithecus afarensis*, é uma representante das muitas espécies que existiram na época em que a linhagem que deu origem aos homens modernos se separou da que deu origem aos macacos modernos. Lucy já foi chamada de elo perdido, o ponto de bifurcação que nos separou dos nossos parentes mais próximos.

Uma das principais dúvidas sobre a vida de Lucy é a seguinte: ela já era um animal terrestre, como nós, ou ainda subia em árvores?

Muitos ossos de Lucy foram encontrados quebrados, seus fragmentos espalhados pelo chão. Até agora, acreditava-se que isso se devia ao processo de fossilização e às diversas forças às quais esses ossos haviam sido submetidos. Mas os cientistas resolveram estudar em detalhes as fraturas.

As fraturas, principalmente no braço, são de compressão, aquela que ocorre quando caímos de um local alto e apoiamos os membros para amortecer a queda. Nesse caso, a força é exercida ao longo do eixo maior do osso, causando um tipo de fratura que é exatamente o encontrado em Lucy. Usando raciocínios como esse, os cientistas foram capazes de explicar todas as fraturas com base na hipótese de que Lucy caiu do alto de uma árvore de pé, inclinou-se para frente e amortizou a queda com o braço.

Uma queda de 20 a 30 metros e Lucy atingiria o solo a 60 km/h, o suficiente para matar uma pessoa e causar esse tipo de fratura. Como existiam árvores dessa altura onde Lucy vivia e muitos chimpanzés sobem até 150 metros para comer, uma queda como essa é fácil de imaginar.

A conclusão é que Lucy morreu ao cair da árvore. E se caiu era porque estava lá em cima. E se estava lá em cima era porque sabia subir. Enfim, sugere que Lucy habitava árvores.

Mas na minha mente ficou uma dúvida. Quando criança, eu subia em árvores. E era por não sermos grandes escaldores de árvores que eu e meus amigos vivíamos caindo, alguns quebrando braços e pernas. Será que Lucy morreu exatamente por tentar fazer algo que já não era natural para sua espécie?

Fernando Reinach

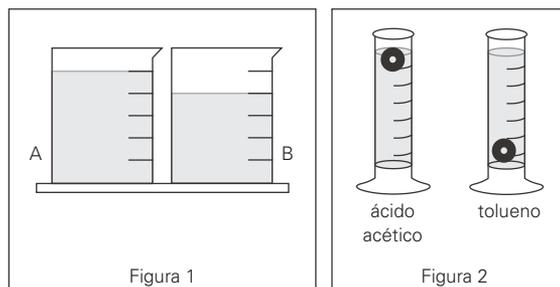
O Estado de S. Paulo, 24 set. 2016. Adaptado.

A técnica de datação radiológica por carbono-14 permite estimar a idade de um corpo, como o de Lucy, que apresentava $1,2 \cdot 10^{12}$ átomos de carbono-14 quando viva.

Essa quantidade, em mols, corresponde a

- a) $2,0 \cdot 10^{-12}$
- b) $2,0 \cdot 10^{-11}$
- c) $5,0 \cdot 10^{-11}$
- d) $5,0 \cdot 10^{-12}$

16. PUC-SP – Dois béqueres idênticos estão esquematizados na figura 1. Um deles contém certa massa de ácido acético (ácido etanoico) e o outro, a mesma massa de tolueno (metilbenzeno). As densidades das duas substâncias foram avaliadas utilizando-se uma mesma bolinha como indicado na figura 2.



Designando o número de moléculas presentes no frasco A por N_A e o número de moléculas presentes no frasco B por N_B , pode-se afirmar que o frasco que contém o ácido acético e a relação entre o número de moléculas contidas em cada frasco é, respectivamente,

- a) Frasco A, $N_A = N_B$.
- b) Frasco A, $N_A < N_B$.
- c) Frasco A, $N_A > N_B$.
- d) Frasco B, $N_A = N_B$.
- e) Frasco B, $N_A < N_B$.

17. Unicamp-SP – Entre os vários íons presentes em 200 mililitros de água de coco há aproximadamente 320 mg de potássio, 40 mg de cálcio e 40 mg de sódio. Assim, ao beber água de coco, uma pessoa ingere quantidades diferentes desses íons, que, em termos de massa, obedecem à sequência: potássio > sódio = cálcio. No entanto, se as quantidades ingeridas fossem expressas em mol, a sequência seria

Dados de massas molares em g/mol: sódio = 23; potássio = 39; cálcio = 40.

- a) potássio > cálcio = sódio.
- b) cálcio = sódio > potássio.
- c) potássio > sódio > cálcio.
- d) cálcio > potássio > sódio.

ESTUDO PARA O ENEM

18. PUCCamp-SP

C7-H24

O consumo excessivo de sal pode acarretar o aumento da pressão das artérias, também chamada de hipertensão. Para evitar esse problema, o Ministério da Saúde recomenda o consumo diário máximo de 5 g de sal (1,7 g de sódio). Uma pessoa que consome a quantidade de sal máxima recomendada está ingerindo um número de íons sódio igual a

Dados: Massa molar do Na = 23,0 g/mol.

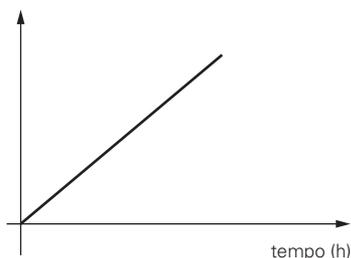
Constante de Avogadro: $6,0 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

- a) $1,0 \cdot 10^{21}$
- b) $2,4 \cdot 10^{21}$
- c) $3,8 \cdot 10^{22}$
- d) $4,4 \cdot 10^{22}$
- e) $6,0 \cdot 10^{23}$

19. Cefet-MG

C7-H24

Os gases nitrogênio e hidrogênio reagem para formar NH_3 a um fluxo constante de 0,5 tonelada por dia de amônia produzida, em um processo químico industrial. A amônia produzida em função do tempo é representada pelo gráfico.



A grandeza que **não** pode ser usada no eixo das ordenadas é a(o)

- a) massa.
- b) número de mols.
- c) massa molecular.
- d) número de átomos.

20. FPS-PE

C7-H24

No estudo "Perspectivas de população mundial", divulgado em junho deste ano, a Organização das Nações Unidas (ONU) informou que a população do planeta Terra atingiu 7,2 bilhões de pessoas. Quantos mols de pessoas, aproximadamente, habitam a Terra?

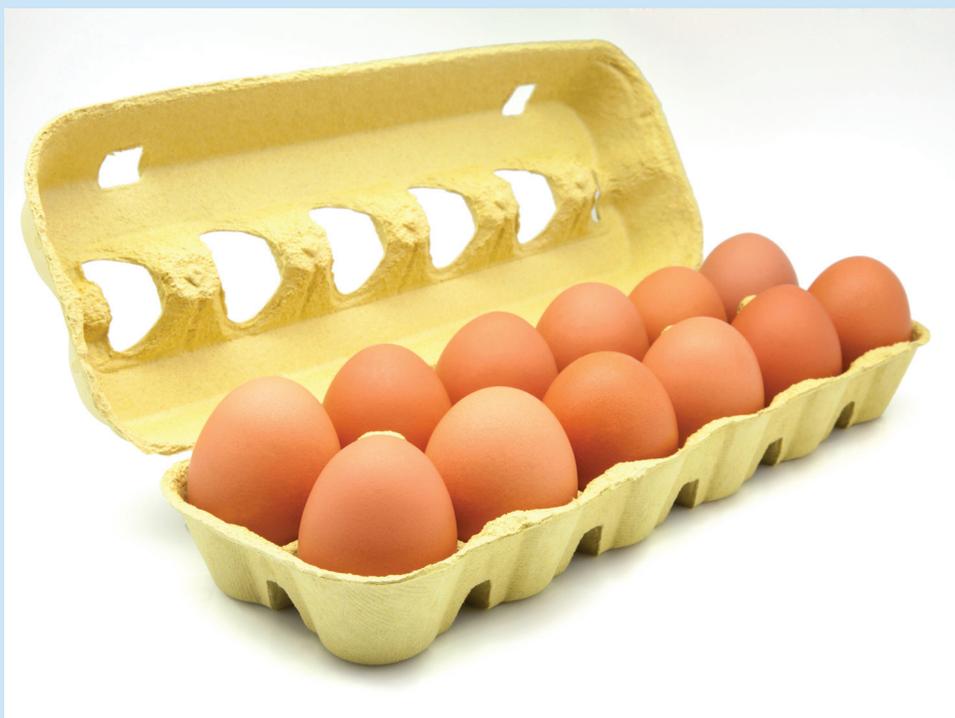
Dados: 1 mol de objetos representa aproximadamente $6,0 \cdot 10^{23}$ daqueles objetos.

- a) $8,3 \cdot 10^{-13}$ mol de pessoas
- b) $4,3 \cdot 10^{-32}$ mol de pessoas
- c) $6,0 \cdot 10^{23}$ mol de pessoas
- d) $7,2 \cdot 10^9$ mol de pessoas
- e) $1,2 \cdot 10^{-14}$ mol de pessoas.

CÁLCULO DO NÚMERO DE ÁTOMOS E MOLÉCULAS

20

STABLE/SHUTTERSTOCK



Uma dúzia de ovos.

No dia a dia, para expressar uma quantidade fixa de determinados produtos, podemos utilizar as palavras **dezena**, para 10 unidades, **dúzia**, para 12 unidades, **centena**, para 100 unidades, dentre outras. Para a contagem de átomos, moléculas ou íons não é diferente: também existe uma unidade de medida que expressa uma quantidade fixa de matéria em um nível microscópico, sendo essa unidade o **mol**.

Número de mols (n)

Como citado no módulo anterior, a indicação do número de mols (quantidade de matéria) de um determinado corpo serve para se estabelecer uma análise referencial a respeito de quantas partículas (átomos, moléculas ou íons) existem nesse mesmo corpo comparadas à quantidade de 1 mol, ou seja, $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas.

Os exemplos a seguir são apresentados em função do tipo de dados ou de informações presentes nos mais diversos tipos de enunciados, como massa da substância ou número de átomos, moléculas ou íons, dos exercícios de vestibulares existentes em nosso sistema de admissão ao Ensino Superior.

Massa

Quando o exercício fornece a massa, podemos utilizar a equação a seguir:

$$n = \frac{m}{M}$$

- Conceito de mol
- Número de mol de moléculas
- Número de mol de átomos

HABILIDADES

- Calcular a quantidade de moléculas em uma amostra.
- Calcular a quantidade de átomos em uma amostra.
- Relacionar as diferentes grandezas químicas.

Em que:

- n = número de mols (em mol);
- m = massa (em gramas);
- M = massa molar (em gramas/mol).

Lembramos que a massa molar de uma substância depende apenas da sua fórmula molecular e, portanto, é fixa para uma mesma substância em qualquer situação. Já a massa m será variável e dependerá do exercício apresentado.

Exemplo 1

Quantos mols de átomos correspondem a 560 g de ferro?

Dado: $MA_{\text{Fe}} = 56 \text{ u}$

1 mol de átomos de Fe tem massa 56 g.

1 mol ————— 56 g

x mol ————— 560 g

x = 10 mol

Número de átomos ou moléculas

Quando o enunciado fornece o número de átomos ou moléculas, podemos aplicar a equação a seguir:

$$n = \frac{N}{N_A}$$

Em que:

- n = número de mols (em mol);
- N = quantidade de átomos ou moléculas (sem unidade);
- N_A = número de Avogadro (em mol⁻¹).

Exemplo 2

Quantos mols de átomos correspondem a $6 \cdot 10^{25}$ átomos de ferro?

Dado: $MA_{\text{Fe}} = 56 \text{ u}$

Sabemos que 1 mol de átomos de Fe contém $6 \cdot 10^{23}$ átomos de Fe

Portanto:

$6 \cdot 10^{23}$ átomos de Fe ————— 1 mol de átomos de Fe

$6 \cdot 10^{25}$ átomos de Fe ————— x mol

x = 100 mol

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. Determine o número de moléculas e o número de átomos existentes em 66 g de CO_2 .

Dados: massa atômica: C = 12 g; O = 16 g

Resolução

Cálculo do número de moléculas

$$M_{\text{CO}_2} = 1 \cdot 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ g}$$

44 g CO_2 ————— $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas

66 g CO_2 ————— x

$$x = \frac{66 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{44}$$

x = $9,03 \cdot 10^{23}$ moléculas

Como cada molécula de CO_2 é formada por 3 átomos (1 de carbono e 2 de oxigênio), temos:

$$3 \cdot (9,03 \cdot 10^{23}) = 27,09 \cdot 10^{23} \text{ átomos} = 2,709 \cdot 10^{24} \text{ átomos.}$$

Observe, na resposta anterior, que é preferível indicar o valor obtido como $2,709 \cdot 10^{24}$ (ou simplesmente $2,7 \cdot 10^{24}$), em vez de $27,09 \cdot 10^{23}$. Em notação científica, exprimem-se os valores escrevendo apenas um algarismo (diferente de zero) antes da vírgula, adequando em seguida a potência de 10.

2. Um estudante de química mediu 7,485 g de sulfato de cobre II penta-hidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$). Qual a massa de água que, aproximadamente, o estudante pesou?

Dados: H = 1 u; O = 16 u; S = 32 u; Cu = 63,5 u

a) 18 u

b) 18 g

c) $6 \cdot 10^{23}$

d) 180 g

e) 2,7 g

Resolução

$$\begin{aligned} M_{\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}} &= (1 \cdot 63,5 \text{ u}) + (1 \cdot 32 \text{ u}) + \\ &+ (4 \cdot 16 \text{ u}) + (10 \cdot 1 \text{ u}) + (5 \cdot 16 \text{ u}) = \\ &= 249,5 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

249,5 g $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ ————— $5 \cdot 18 \text{ g H}_2\text{O}$

7,485 g $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ ————— x

$$x = \frac{7,485 \cdot 5 \cdot 18}{249,5}$$

x = 2,7 g H_2O

ROTEIRO DE AULA

CÁLCULO DO NÚMERO DE ÁTOMOS E MOLÉCULAS

Massa

Número de átomos ou moléculas

O enunciado fornece os dados da massa da substância.

O enunciado fornece os dados do número de átomos ou moléculas da substância.

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{N}{N_A}$$

Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. **UFG-GO** – Em uma molécula de glicose ($C_6H_{12}O_6$), a razão entre a quantidade em massa de carbono e a massa molecular é

- a) $\frac{1}{4}$
 b) $\frac{1}{3}$
 c) $\frac{2}{5}$
 d) $\frac{3}{5}$
 e) $\frac{2}{3}$

$$\frac{\text{massa do carbono}}{\text{massa molecular}} = \frac{6 \cdot 12}{6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 6 \cdot 16} = \frac{72}{180} = \frac{2}{5}$$

2. **Unitau-SP** – A tabela apresenta o mol em gramas aproximado de várias substâncias. Considerando massas iguais, a que apresenta maior número de moléculas é

Substância	Au	HCl	O ₃	C ₄ H ₁₀	O ₂
Mol (g)	197,0	36,5	48,0	58,0	32,0

- a) Au
 b) HCl
 c) O₃
 d) C₄H₁₀
 e) O₂

De acordo com o número de Avogadro, terá maior número de moléculas a substância que tiver a maior quantidade de mols. Considerando que a quantidade de mols pode ser obtida por $\frac{m}{M}$, concluímos que, em igualdade de massa (m), a substância que tiver menor massa molar (M) terá maior número de moléculas. A que tem menor massa molar é o gás oxigênio (O₂).

3. **IFSul-RS**

C7-H24

Em uma restauração dentária, foi usada uma amálgama que continha cerca de 40% (em massa) de mercúrio. Ao usar 1,0 g dessa amálgama no tratamento, quantos átomos de mercúrio serão colocados na cavidade dentária?

- a) $2,0 \cdot 10^{-3}$
 b) $5,0 \cdot 10^{-3}$
 c) $1,2 \cdot 10^{21}$
 d) $3,0 \cdot 10^{21}$
- 40% $\frac{m}{m}$
 40 g de Hg — 100 g de amálgama
 x g de Hg — 1,0 g
 $x = 0,4$ g de Hg
 200,5 g de Hg — $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos
 0,4 g de Hg — y
 $y = 1,2 \cdot 10^{21}$ átomos

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

4. **UFRGS-RS** – Por questões econômicas, a medalha de ouro não é 100% de ouro desde os jogos de 1912, em Estocolmo, e sua composição varia nas diferentes edições dos jogos olímpicos. Para os jogos olímpicos de 2016, no Rio de Janeiro, a composição das medalhas foi distribuída como apresenta o quadro a seguir.

Medalha	Composição em massa
Ouro	prata (98,8%) e ouro (1,2%)
Prata	prata (100%)
Bronze	cobre (95%) e zinco (5%)

Considerando que as três medalhas tenham a mesma massa, assinale a alternativa que apresenta as medalhas em ordem crescente de número de átomos metálicos na sua composição.

Dados: Cu = 63,5; Zn = 65,4; Ag = 108; Au = 197.

- a) Medalha de bronze < medalha de ouro < medalha de prata
 b) Medalha de bronze < medalha de prata < medalha de ouro
 c) Medalha de prata < medalha de ouro < medalha de bronze
 d) Medalha de prata < medalha de bronze < medalha de ouro
 e) Medalha de ouro < medalha de prata < medalha de bronze

Medalha de ouro:

$$m_{\text{prata}} = \frac{1,2}{100} \cdot m \text{ g}$$

$$6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de prata} \text{ — } 108 \text{ g}$$

$$n_{\text{Ag}} \text{ — } \frac{1,2}{100} \cdot m \text{ g}$$

$$n_{\text{Ag}} = 6,66 \cdot 10^{19} \cdot m_{\text{átomos}}$$

$$m_{\text{ouro}} = \frac{98,8}{100} \cdot m \text{ g}$$

$$6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de ouro} \text{ — } 197 \text{ g}$$

$$n_{\text{Au}} \text{ — } \frac{98,8}{100} \cdot m \text{ g}$$

$$n_{\text{Au}} = 306,66 \cdot 10^{19} \cdot m_{\text{átomos}}$$

$$n_{\text{total}} = 306,66 \cdot 10^{19} \cdot m_{\text{átomos}}$$

Medalha de prata :

$$m_{\text{prata}} = \frac{100}{100} \cdot m \text{ g}$$

$$6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de prata} \text{ — } 108 \text{ g}$$

$$n_{\text{Ag}} \text{ — } \frac{100}{100} \cdot m \text{ g}$$

$$n_{\text{Ag}} = 555 \cdot 10^{19} \cdot m_{\text{átomos}}$$

Medalha de bronze :

$$m_{\text{cobre}} = \frac{95}{100} \cdot m \text{ g}$$

$$6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de cobre} \text{ — } 63,5 \text{ g}$$

$$n_{\text{Cu}} \text{ — } \frac{95}{100} \cdot m \text{ g}$$

$$n_{\text{Cu}} = 897,6 \cdot 10^{19} \cdot m_{\text{átomos}}$$

$$m_{\text{zinco}} = \frac{5}{100} \cdot m \text{ g}$$

$$6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de zinco} \text{ — } 65,4 \text{ g}$$

$$n_{\text{Zn}} \text{ — } \frac{5}{100} \cdot m \text{ g}$$

$$n_{\text{Zn}} = 45,87 \cdot 10^{19} \cdot m_{\text{átomos}}$$

$$n_{\text{total}} = 943,47 \cdot 10^{19} \cdot m_{\text{átomos}}$$

$$\underbrace{306,66 \cdot 10^{19} \cdot m_{\text{átomos}}}_{\text{Ouro}} < \underbrace{555 \cdot 10^{19} \cdot m_{\text{átomos}}}_{\text{Prata}} < \underbrace{943,47 \cdot 10^{19} \cdot m_{\text{átomos}}}_{\text{Bronze}}$$

06 (02 + 04)

01) Incorreto. A massa atômica de 1 mol do átomo ^{12}C é 12,00 u.

02) Correto. Um grama do átomo ^{12}C contém $5 \cdot 10^{22}$ átomos.

$$12 \text{ g} \text{ — } 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de carbono}$$

$$1 \text{ g} \text{ — } x$$

$$x = 0,5 \cdot 10^{23} \text{ átomos de carbono}$$

$$x = 5 \cdot 10^{22} \text{ átomos de carbono}$$

04) Correto. Como a massa atômica do átomo de hidrogênio é 1 u e a de um átomo de oxigênio é 16 u, então 1 mol da molécula H_2O (18 u) pesa 18 gramas.

08) Incorreto.

$$1 \text{ u} = 0,167 \cdot 10^{-23} \text{ g gramas}$$

$$6 \cdot 10^{23} \text{ u} \text{ — } 1 \text{ g}$$

$$1 \text{ u} \text{ — } m$$

$$m = 0,167 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

16) Incorreto. Cada átomo ^{12}C pesa $2 \cdot 10^{-23}$ gramas.

$$12 \text{ g} \text{ — } 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de carbono}$$

$$m \text{ — } 1 \text{ átomo de carbono}$$

$$m = 2 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

5. UEM-PR – Um mol representa o número de átomos em 12 gramas do átomo de carbono ^{12}C . Essa unidade de medida é utilizada para descrever quantidades muito grandes, como átomos e moléculas em determinadas substâncias. Já para a medida da massa dos átomos e das moléculas, é utilizada a unidade de massa atômica (u), que é definida como $\frac{1}{12}$ da massa do mesmo átomo ^{12}C . Considerando as definições anteriores e que $1 \text{ mol} = 6 \cdot 10^{23}$, assinale o que for correto.

01) A massa atômica de 1 mol do átomo ^{12}C é $6 \cdot 10^{23}$ u.

02) Um grama do átomo ^{12}C contém $5 \cdot 10^{22}$ átomos.

04) Como a massa atômica do átomo de hidrogênio é 1 u e a de um átomo de oxigênio é 16 u, então 1 mol da molécula H_2O pesa 18 gramas.

08) $1 \text{ u} = 6 \cdot 10^{23}$ gramas.

16) Cada átomo ^{12}C pesa $7,2 \cdot 10^{-23}$ gramas.

Dê a soma do(s) item(ns) correto(s).

6. **IFMG** – O ferrocianeto de potássio, $K_4[Fe(CN)_6]$, reage com o cloreto de ferro III e produz um pigmento de cor azul muito intensa, conhecido como **azul da prússia**. Pode-se afirmar, corretamente, que 184,1 g de ferrocianeto de potássio contém

- a) 6 mol de carbono.
- b) 55,8 g do íon férrico.
- c) 2 átomos de potássio.
- d) $18,06 \cdot 10^{23}$ íons cianeto.**
- e) $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de nitrogênio.

a) Incorreta.

$$1 \text{ mol de } K_4[Fe(CN)_6] \text{ — } 368,15 \text{ g}$$

$$x \text{ — } 184,1 \text{ g}$$

$$x = 0,50 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol de } K_4[Fe(CN)_6] \text{ — } 6 \text{ mol de C}$$

$$0,5 \text{ mol — } x$$

$$x = 3 \text{ mol de C}$$

b) Incorreta.

$$1 \text{ mol de } K_4[Fe(CN)_6] \text{ — } 55,8 \text{ g de íons } Fe^{3+}$$

$$0,5 \text{ mol — } x$$

$$x = 27,9 \text{ g de íons } Fe^{3+}$$

c) Incorreta.

$$1 \text{ mol de } K_4[Fe(CN)_6] \text{ — } 4 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos de K}$$

$$0,5 \text{ mol — } x$$

$$x = 12,04 \cdot 10^{23} \text{ átomos de K}$$

d) Correta.

$$1 \text{ mol de } K_4[Fe(CN)_6] \text{ — } 6 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ de íons } CN^-$$

$$0,5 \text{ mol — } x$$

$$x = 18,06 \cdot 10^{23} \text{ de íons } CN^-$$

e) Incorreta.

$$1 \text{ mol de } K_4[Fe(CN)_6] \text{ — } 4 \cdot (6,02 \cdot 10^{23}) \text{ átomos de N}$$

$$0,5 \text{ mol — } x$$

$$x = 12,04 \cdot 10^{23} \text{ átomos de N}$$

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. **PUCCamp-SP** – Fertilizantes do tipo NPK possuem proporções diferentes dos elementos nitrogênio (N), fósforo (P) e potássio (K). Uma formulação comum utilizada na produção de pimenta é a NPK 4-30-26, que significa 4% de nitrogênio total, 30% de P_2O_5 e 16% de K_2O , em massa. Assim, a quantidade, em mol, de P contida em 100 g desse fertilizante é de, aproximadamente,

Dados: massas molares ($g \cdot mol^{-1}$)

$$O = 16$$

$$P = 31,0$$

- a) 0,25
- b) 0,33
- c) 0,42
- d) 0,51
- e) 0,68

8. **Cefet-MG** – Atletas de levantamento de peso passam pó de magnésio (carbonato de magnésio) em suas mãos para evitar que o suor atrapalhe sua *performance* ou, até mesmo, cause acidentes. Suponha que, em uma academia especializada, o conjunto de atletas utilize 168,8 g de pó de magnésio por dia. A massa mais aproximada de Mg, em kg, associada à compra de pó de magnésio, para 30 dias de uso, é

- a) 0,05
- b) 0,21
- c) 1,46
- d) 2,92**

9. **Unioeste-PR** – Uma moeda é constituída de uma liga Cu – Sn. Para a determinação do teor percentual de cada um desses metais na liga, foram submetidos dez gramas de moedas a uma sequência de reações para a obtenção dos metais na forma de seus óxidos de Cu(II) e Sn(II). Considerando-se que todas as reações foram quantitativas e que as massas de óxidos de Cu e Sn obtidas foram respectivamente de 7,5 g e 4,54 g, pode-se afirmar que os percentuais de Cu e Sn na liga são, respectivamente, de

Dados: O = 16; Cu = 63,5; Sn = 118,7.

- a) 40% e 60%
- b) 75% e 25%
- c) 50% e 50%
- d) 55% e 45%
- e) 60% e 40%

10. **UEMG (adaptado)** – O diesel S-10 foi lançado em 2013 e teve por objetivo diminuir a emissão de dióxido de enxofre na atmosfera, um dos principais causadores da chuva ácida. O termo S-10 significa que, para cada quilograma de diesel, o teor de enxofre é de 10 mg. Considere que o enxofre presente no diesel S-10 esteja na forma do alótropo S_8 e que, ao sofrer combustão, forme apenas dióxido de enxofre. Qual é o número de mols, aproximado, de dióxido de enxofre, formado pela combustão de 1.000 L de diesel S-10?

Dados: Densidade do diesel S-10 = 0,8 kg/L

Massa molar do enxofre (S) = 32 g/mol

11. UNESP – A adição de cloreto de sódio na água provoca a dissociação dos íons do sal. Considerando a massa molar do cloreto de sódio igual a 58,5 g/mol, o número de Avogadro igual a $6,0 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ e a carga elétrica elementar igual a $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$, é correto afirmar que, quando se dissolverem totalmente 117 mg de cloreto de sódio em água, a quantidade de carga elétrica total dos íons positivos será de

- a) $1,92 \cdot 10^2 \text{ C}$.
- b) $3,18 \cdot 10^2 \text{ C}$.
- c) $4,84 \cdot 10^2 \text{ C}$.
- d) $1,92 \cdot 10^4 \text{ C}$.
- e) $3,18 \cdot 10^4 \text{ C}$.

12. EBMSP-BA – Segundo especialistas em saúde mental, a formação de profissionais com vocação para cuidar dos outros, a exemplo dos médicos, requer a capacitação desses profissionais para que possam estabelecer uma relação saudável com o trabalho e preservar o tempo fora do expediente, estimulando atividades sociais, físicas e de lazer, porque esses profissionais também precisam saber cuidar de si. O médico deve criar empatia com o paciente e preocupar-se com ele, entretanto é necessário que mantenha o distanciamento necessário para elaborar estratégias efetivas para enfrentar as situações mais estressantes do trabalho, o que contribui para manter a sua saúde física e mental ao longo do tempo.

A adoção de uma alimentação adequada também contribui para a manutenção da saúde ao longo da vida. A ingestão insuficiente de cálcio, por exemplo, obriga o organismo a utilizar o cálcio existente nos ossos, o que pode levar à osteopenia e, em casos mais graves, à osteoporose, responsável, a cada ano, pelo número imenso de fraturas, principalmente em idosos.

Admitindo que a hidroxiapatita, $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$, é o principal componente dos ossos,

a) calcule a massa desse sal, que contém 1 200 mg de íons cálcio;

b) represente a estrutura do ânion fosfato presente na fórmula química.

Dados: H = 1; O = 16; P = 31; Ca = 40.

13. IFSul-RS – Recentemente, as denúncias das Operações da Polícia Federal contra as fraudes em frigoríficos reacenderam os debates sobre o uso de aditivos alimentares e segurança alimentar. Dentre os diversos grupos de aditivos alimentares, estão os acidulantes, definidos pela ANVISA como “substância que aumenta a acidez ou confere um sabor ácido aos alimentos” (ANVISA, Portaria 540/1997). São exemplos de acidulantes o ácido fosfórico, o ácido cítrico e o ácido acético.

O vinagre é uma solução de aproximadamente 7% (em massa) de ácido acético, com densidade de $1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$. Sabendo-se que a massa molecular desse ácido é $60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, quantos mols de ácido acético há em 2,4 litros desse vinagre?

- a) 3,4
- b) 2,8
- c) 0,34
- d) 0,28

14. Acafe-SC – A piperidina está presente em veneno da formiga-lava-pé e no agente químico principal da pimenta preta. Em uma determinada amostra de piperidina, há $2,64 \cdot 10^{22}$ átomos de hidrogênio.

Dados: H = 1 g/mol; C = 12 g/mol; N = 14 g/mol.

Número de Avogadro = $6 \cdot 10^{23}$ entidades

A massa dessa amostra é

- a) 695 mg.
- b) 340 mg.
- c) 374 mg.
- d) 589 mg.

15. PUC-RJ (adaptado) – A água é uma das moléculas responsáveis pela vida na forma que conhecemos. Sobre a estrutura e composição dessa molécula, faça o que se pede.

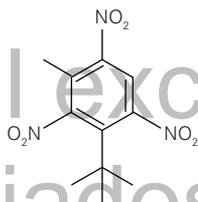
Considere: $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Número de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23}$

a) Represente a fórmula estrutural da molécula, mostrando a posição relativa dos átomos e dos elétrons não ligantes na estrutura.

b) Calcule a massa de uma molécula de água.

16. Unisinos-RS – As essências usadas nos perfumes podem ser naturais ou sintéticas. Uma delas, a muscona, é o principal componente do odor de almíscar, que, na natureza, é encontrado em glândulas presentes nas quatro espécies de veado almíscareiro (*Moschus ssp.*). Por ser necessário sacrificar o animal para a remoção dessa glândula, tais espécies encontram-se ameaçadas de extinção, o que tem promovido o uso de substâncias sintéticas com propriedades olfativas semelhantes à muscona, como o composto mostrado a seguir:



A massa de uma única molécula do composto anterior é

a) $4,7 \cdot 10^{-22} \text{ g}$.

b) 283,27 g.

c) $1,7 \cdot 10^{26} \text{ g}$.

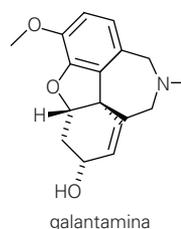
d) $2,13 \cdot 10^{21} \text{ g}$.

e) $1,7 \cdot 10^{-26} \text{ g}$.

17. USCS-SP (adaptado) – A bula de um medicamento usado para tratar o mal de Alzheimer de intensidade leve a moderada informa:

Apresentação: Cápsulas de liberação prolongada. Embalagem com 7 cápsulas.

Composição: Cada cápsula de liberação prolongada contém 10,25 mg de bromidrato de galantamina, equivalente a 8 mg de galantamina.



Sabendo que a massa molar da galantamina é $287 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ e usando a constante de Avogadro = $6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$, calcule o número de moléculas em uma cápsula do medicamento.

ESTUDO PARA O ENEM

18. IMED-RS

C7-H24

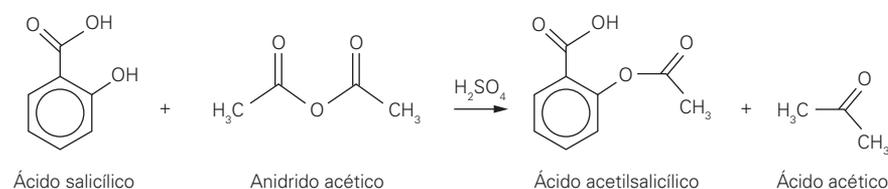
Assinale a alternativa que apresenta a massa, em gramas, de um átomo de vanádio. Considere: $M_A = 51$ u e o n° de Avogadro: $6,02 \cdot 10^{23}$.

- a) $8,47 \cdot 10^{-23}$ g
- b) $8,47 \cdot 10^{23}$ g
- c) $307 \cdot 10^{-23}$ g
- d) $307 \cdot 10^{23}$ g
- e) $3,07 \cdot 10^{21}$ g

19. Enem

C7-H24

O ácido acetilsalicílico, AAS (massa molar igual a 180 g/mol), é sintetizado por meio da reação do ácido salicílico (massa molar igual a 138 g/mol) com anidrido acético, usando-se ácido sulfúrico como catalisador, conforme a equação química:



Após a síntese, o AAS é purificado, e o rendimento final é de aproximadamente 50%. Em razão de suas propriedades farmacológicas (antitérmico, analgésico, anti-inflamatório e antitrombótico), o AAS é utilizado como medicamento na forma de comprimidos, nos quais se emprega tipicamente uma massa de 500 mg dessa substância.

Uma indústria farmacêutica pretende fabricar um lote de 900 mil comprimidos, de acordo com as especificações do texto. Qual é a massa de ácido salicílico, em kg, que deve ser empregada para esse fim?

- a) 293
- b) 345
- c) 414
- d) 690
- e) 828

20. UFPA-PA

C7-H24

Sais de lítio, como o Li_2CO_3 , são utilizados no tratamento de doenças depressivas, com uma dose total de até $30 \cdot 10^{-3}$ mol por dia. Se em uma prescrição médica essa dosagem deva ser atingida pela ingestão de duas drágeas ao dia, a massa (em gramas) de carbonato de lítio que cada cápsula deve conter é de, aproximadamente,

Dados: Massas molares ($g \cdot mol^{-1}$): Li = 6,94; C = 12,01; O = 16,00.

- a) 0,15
- b) 0,30
- c) 0,75
- d) 1,10
- e) 2,20

21

DETERMINAÇÃO DE FÓRMULAS

- Conceito de fórmulas químicas
- Determinação de fórmula mínima (empírica ou estequiométrica)
- Determinação de fórmula molecular
- Determinação de fórmula percentual (centesimal)

HABILIDADES

- Calcular fórmula mínima.
- Calcular fórmula molecular.
- Calcular fórmula percentual.

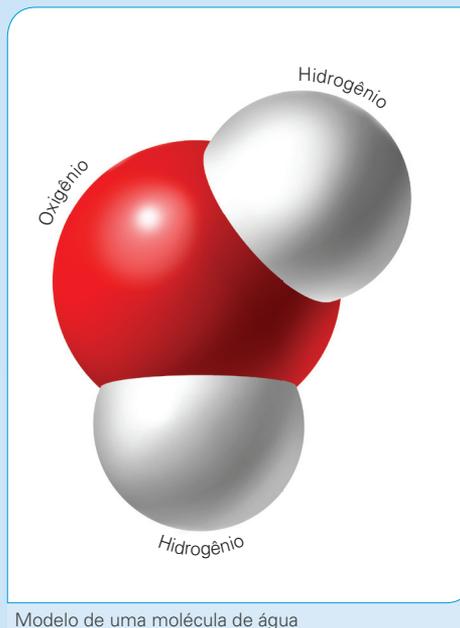
As substâncias apresentam propriedades diferentes porque são formadas por arranjos atômicos diferentes.

A molécula de água, principal substância na hidrosfera e abundante na biosfera, líquido incolor, inodoro e insípido, essencial à vida, é constituída por dois átomos do elemento químico hidrogênio e por um átomo do elemento químico oxigênio.

Essa substância, e todas as outras conhecidas, apresenta composição química constante e pode ser representada por uma **fórmula química**.

As fórmulas químicas são representações que trazem informações importantes sobre uma referida substância.

Desse modo, pode-se estabelecer a **fórmula percentual** de uma substância, assim como, partindo dela, suas **fórmulas mínima e molecular**.



LIGHTSPRING/SHUTTERSTOCK

Fórmula percentual ou centesimal

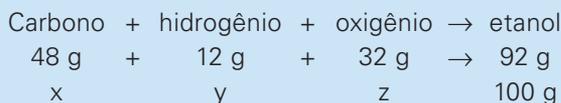
A fórmula percentual ou centesimal apresenta os elementos formadores de determinada substância, assim como a **porcentagem em massa** de cada um desses elementos. Por exemplo, a composição centesimal do metano (CH_4) é 75% de carbono e 25% de hidrogênio. Isso significa que, em cada 100 g de metano, encontram-se 75 g de carbono e 25 g de hidrogênio. Sendo assim, a fórmula percentual representa a proporção em massa existente na substância, que é sempre constante.

O cálculo da fórmula percentual pode ser feito de duas maneiras diferentes, apresentadas a seguir.

1ª maneira

É informada a massa de cada elemento que se combina para formar a substância. Geralmente, essa massa é obtida em laboratório por uma análise chamada de elementar.

Exemplo



Carbono	Hidrogênio	Oxigênio
92 g ——— 100%	92 g ——— 100%	92 g ——— 100%
48 g ——— x%	12 g ——— y%	32 g ——— z%
x = 52,17%	y = 13,05%	z = 34,78%

Portanto: $\text{C}_{52,17\%} \text{H}_{13,05\%} \text{O}_{34,78\%}$

Composição centesimal	Fórmula percentual
52,17% de carbono	$C_{52,17\%} H_{13,05\%} O_{34,78\%}$
13,05% de hidrogênio	
34,78% oxigênio	

A fórmula percentual indica a porcentagem em massa de cada elemento formador da substância.

2ª maneira

É informada a fórmula molecular do composto.

Exemplo

Se o etanol possui fórmula molecular C_2H_6O , qual é a composição percentual de cada elemento?

Massa molar do etanol (C_2H_6O) = 46 g/mol, onde $(2 \cdot 12 \text{ g C}) + (6 \cdot 1 \text{ g H}) + (1 \cdot 16 \text{ g O})$:

Carbono	Hidrogênio	Oxigênio
46 g — 100%	46 g — 100%	46 g — 100%
24 g — x%	6 g — y%	16 g — z%
x = 52,17%	y = 13,05%	z = 34,78%

Portanto: $C_{52,17\%}; H_{13,05\%}; O_{34,78\%}$

Composição centesimal	Fórmula percentual
52,17% de carbono	$C_{52,17\%} H_{13,05\%} O_{34,78\%}$
13,05% de hidrogênio	
34,78% oxigênio	

EXERCÍCIO RESOLVIDO

1. UEG-GO – A tabela a seguir representa os percentuais dos elementos químicos presentes em um composto de fórmula molecular $C_{16}H_{21}N_xO_y$.

Elemento químico	Porcentagem (%)
Carbono	65,98
Hidrogênio	7,22
Nitrogênio	4,82
Oxigênio	21,98

De acordo com as informações apresentadas na tabela, os valores de x e y são, respectivamente,

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

Resolução

Utilizam-se os dados do carbono ou do hidrogênio para achar a massa molar do composto (z):

$$\begin{aligned} 65,98\% & \text{ — } 16 \cdot 12 \text{ g} \\ 100\% & \text{ — } z \\ z & = \frac{100 \cdot 16 \cdot 12}{65,98} \\ z & = 291 \text{ g} \end{aligned}$$

Utiliza-se a massa molar do composto (z) para achar o valor de x:

$$\begin{aligned} 100\% & \text{ — } 291 \text{ g} \\ 4,82\% & \text{ — } w \\ w & = \frac{4,82 \cdot 291}{100} \end{aligned}$$

$$w = 14 \text{ g}$$

Dividindo esse valor pela massa molar do elemento:

$$x = \frac{14}{14}$$

$$x = 1$$

Por fim, utiliza-se a massa molar do composto (z) para achar o valor de y:

$$y = \frac{64}{16}$$

$$y = 4$$

Logo, x e y são, respectivamente, 1 e 4.

Fórmula empírica ou mínima ou estequiométrica

A fórmula mínima (ou empírica ou estequiométrica) é a que indica quais são os elementos formadores da substância, bem como a sua proporção, em número de átomos, expressa em **números inteiros e pelos menores números possíveis**.

O cálculo da fórmula percentual pode ser determinado de três maneiras distintas, apresentadas a seguir.

1ª maneira

É informada a fórmula molecular do composto. O cálculo da fórmula mínima é realizado dividindo-se o número de átomos (ou número de mols) da fórmula molecular pelo **máximo divisor comum** entre eles.

Substância	Fórmula molecular	÷ MDC	Fórmula mínima
Água oxigenada	H_2O_2	2	HO
Benzeno	C_6H_6	6	CH
Glicose	$C_6H_{12}O_6$	6	CH_2O
Ácido Sulfúrico	H_2SO_4	1	H_2SO_4

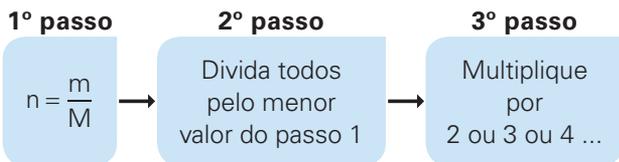
Atenção!

Duas ou mais substâncias diferentes podem ter a mesma fórmula mínima, portanto a fórmula empírica não é utilizada para a identificação da substância; para a sua identificação, são necessárias mais informações.

2ª maneira

São informadas apenas as massas dos elementos que se combinam para formar a substância. Nesse caso, deve-se calcular o número de mols de cada um dos elementos presentes e, na sequência, se não forem obtidos os menores números inteiros possíveis,

deve-se dividir todos os números pelo menor deles. Em alguns casos, se ainda não for obtida a sequência de números inteiros, deve-se multiplicar todos os números por um mesmo valor, a fim de obter apenas números inteiros.

**Exemplo**

Para uma substância que apresenta 3,0 g de carbono, 0,5 g de hidrogênio e 1,6 g de oxigênio, a sequência de cálculos será a seguinte:

Elemento	1º passo	2º passo	3º passo	F. mínima
Carbono	$\frac{3\text{g}}{12\text{g}} = 0,25$	$\frac{0,25}{0,1} = 2,5$	$2,5 \cdot 2 = 5$	$C_5H_{10}O_2$
Hidrogênio	$\frac{0,5\text{g}}{1\text{g}} = 0,50$	$\frac{0,5}{0,1} = 5$	$5 \cdot 2 = 10$	
Oxigênio	$\frac{1,6\text{g}}{16\text{g}} = 0,10$	$\frac{0,10}{0,1} = 1$	$1 \cdot 2 = 2$	

3ª maneira

São apresentadas apenas as porcentagens em massas dos elementos que se combinam para formar a substância. Aqui, o caminho matemático mais adequado é deduzir uma massa de 100 g. Com isso, os valores percentuais passam a corresponder a valores em massa e, a partir daí, realiza-se a determinação da fórmula empírica como mostrado anteriormente.

substância X C = 40% em massa
 H = 6,7% em massa
 O = 53,3% em massa

Veja que, para 100 g da substância X, encontram-se 40 g de carbono, 6,7 g de hidrogênio e 53,3 g de oxigênio.

Elemento	1º passo	2º passo	F. mínima
Carbono	$\frac{40\text{g}}{12\text{g}} = 3,33$	$\frac{3,33}{3,33} = 1$	$C_5H_{10}O_2$
Hidrogênio	$\frac{6,7\text{g}}{1\text{g}} = 6,7$	$\frac{6,7}{3,33} = 2$	
Oxigênio	$\frac{53,3\text{g}}{16\text{g}} = 3,33$	$\frac{3,33}{3,33} = 1$	

EXERCÍCIO RESOLVIDO

2. UEA-AM – A análise elementar de um composto orgânico indicou um teor em massa de 52% de carbono, 13% de hidrogênio e 35% de oxigênio. A fórmula mínima desse composto é

Dados: H = 1 u; C = 12 u; O = 16 u

- a) CH_2O
 b) $C_3H_4O_3$
 c) CH_3O
 d) $C_2H_6O_2$
 e) C_2H_6O

Resolução

Massa de cada elemento em uma amostra de 100 g do composto:

C = 52 g; H = 13 g; O = 35 g

Quantidade de matéria, em mol:

$$C = \frac{52}{12} = 4,33 \text{ mol} \quad H = \frac{13}{1} = 13 \text{ mol} \quad O = \frac{35}{16} = 2,19 \text{ mol}$$

Proporção entre as quantidades de matéria:

$$C = \frac{4,33}{2,29} \approx 2 \quad H = \frac{13}{2,19} \approx 6 \quad O = \frac{2,19}{2,19} = 1$$

A fórmula mínima do composto é C_2H_6O .

FÓRMULA MOLECULAR OU BRUTA

A fórmula molecular é a representação que indica exatamente quais e quantos átomos de cada elemento químico constituem uma molécula de determinada substância.

Exemplo

A fórmula molecular da sacarose é $C_{12}H_{22}O_{11}$. Isso significa que 1 molécula de sacarose é constituída de 12 átomos de carbono, 22 átomos de hidrogênio e 11 átomos de oxigênio.

Os índices subscritos numa fórmula indicam tanto a proporção atômica com que os elementos se combinam quanto a proporção molar dos respectivos elementos.

$C_{12}H_{22}O_{11}$	
Proporção atômica	Proporção molar
12 átomos de carbono	12 mols de átomos de carbono
22 átomos de hidrogênio	22 mols de átomos de hidrogênio
11 átomos de oxigênio	11 mols de átomos de oxigênio

Para determinar a fórmula molecular, independentemente das informações disponíveis, é necessário que se conheça a massa molecular da substância.

A determinação da fórmula molecular pode ser feita de duas maneiras distintas apresentadas a seguir.

1ª maneira

Parte-se da fórmula mínima.

A massa molecular será um múltiplo inteiro da massa da fórmula mínima:

$$n = \frac{\text{massa da fórmula molecular}}{\text{massa da fórmula mínima}}$$

Substância	Fórmula mínima	Massa f. mínima	Massa f. molecular	n	Fórmula molecular
Água oxigenada	HO	17 u	34 u	2	H ₂ O ₂
Ácido acético	CH ₂ O	13 u	26 u	2	C ₂ H ₂
Glicose	CH ₂ O	30 u	180 u	6	C ₆ H ₁₂ O ₆

2ª maneira

Parte-se da fórmula percentual.

Como citado anteriormente, a fórmula percentual apresenta a massa, em gramas, do elemento a cada 100 gramas do composto. Dessa forma, é necessário calcular a massa dos elementos existentes no composto, considerando a massa molar como 100%. Posteriormente, com as massas, em gramas, divididas pela massa molar de cada elemento, obtém-se a quantidade, em mols, de cada elemento e, conseqüentemente, a fórmula molecular.

C _{40%} H _{6,7%} O _{53,3%} Massa Molar = 180 g/mol			
Elemento	Cálculo da massa, em gramas	Cálculo da quantidade, em mols	Fórmula molecular
Carbono	100 g ——— 40 g 180 g ——— x x = 72 g	$n = \frac{72}{12} = 6$	C ₆ H ₁₂ O ₆
Hidrogênio	100 g ——— 6,7 g 180 g ——— y y = 12 g	$n = \frac{12}{1} = 12$	
Oxigênio	100 g ——— 53,3 g 180 g ——— z z = 96 g	$n = \frac{96}{16} = 6$	

ROTEIRO DE AULA

Determinação de fórmulas químicas

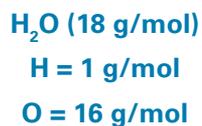
Fórmula mínima

Menor proporção de números inteiros
entre os átomos



Fórmula centesimal

Indica a porcentagem, em massa, de
cada elemento presente na molécula



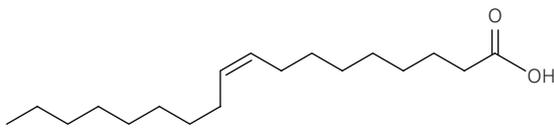
Fórmula molecular

Apresenta quantos e
quais são os elementos
presentes na molécula

Exemplo

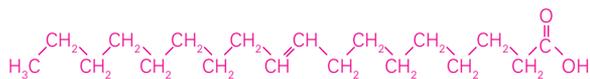
EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. Unifesp (adaptado) – Analise a fórmula que representa a estrutura molecular do ácido oleico.

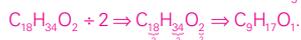


Escreva as fórmulas molecular e mínima do ácido oleico.

Fórmula molecular do ácido oleico: $C_{18}H_{34}O_2$.



Fórmula mínima do ácido oleico: $C_9H_{17}O$.



2. Unioeste-PR (adaptado) – Uma molécula cuja massa molar é $74 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ possui a seguinte composição centesimal $C_{64,9\%}H_{13,5\%}O_{21,6\%}$. Com base nesses dados, escreva a fórmula molecular dessa molécula.

$$M_{C_{64,9\%}H_{13,5\%}O_{21,6\%}} = 74 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Carbono	74g	—	100%		$\frac{50,2 \text{ g}}{12 \text{ g}} \approx 4,0$
xg	—	64,9%			
	x	=	50,2%		

Hidrogênio	74g	—	100%		$\frac{9,9 \text{ g}}{1 \text{ g}} = 9,9 \approx 10$
yg	—	13,5%			
	y	=	9,9%		

Oxigênio	74g	—	100%		$\frac{15,9 \text{ g}}{16 \text{ g}} \approx 1,0$
z	—	64,9%			
	z	=	15,9%		

Fórmula molecular: $C_4H_{10}O$

3. UEG-GO

C7-H24

Determinado óxido de urânio é a base para geração de energia através de reatores nucleares, e sua amostra pura é composta por 24,64 g de urânio e 3,36 g de oxigênio. Considerando-se essas informações, a fórmula mínima desse composto deve ser

Dados: $MA_U = 16 \text{ g/mol}$ $MA_O = 238 \text{ g/mol}$

a) UO

b) UO₂

c) U₂O₃

d) U₂O

e) U₂O₅

$$n_U = \frac{m}{M} = \frac{24,64 \text{ g}}{238 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,1035 \text{ mol}$$

$$n_O = \frac{m}{M} = \frac{3,36 \text{ g}}{16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,21 \text{ mol}$$



Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

4. PUC-SP – O cinamaldeído ou óleo de canela é obtido por meio da destilação da casca da planta *Cinnamomum zeylanicum*. O cinamaldeído tem composição percentual de 81,82% de carbono; 6,06% de hidrogênio e 12,12% de oxigênio.

Com base nesses dados, qual é a fórmula mínima desse composto?

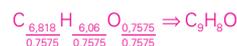
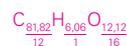
Dados: H = 1 u; C = 12 u; O = 16 u.

a) C_9HO_2

b) C_3H_4O

c) C_9H_8O

d) C_8H_9O



5. UFRGS-RS – Qual é a fórmula molecular do hidrocarboneto que possui $\frac{1}{6}$ em massa de hidrogênio na sua composição?

Dados: H = 1 u; C = 12 u.

a) C_4H_8

b) C_4H_{10}

c) C_4H_8O

d) C_5H_{12}

e) C_6H_6

$C_xH_y = M$

$$m_H = 1y = \frac{1}{6}M$$

$$m_C = 12x = \frac{5}{6}M$$

$$C_{\left(\frac{5}{72}M\right)}H_{\left(\frac{1}{72}M\right)}$$

$$C = \frac{5}{72} \cdot \frac{72}{1} = 5$$

$$C_xH_y \Rightarrow C_{\left(\frac{5}{72}M\right)}H_{\left(\frac{1}{72}M\right)} \quad H = \frac{1}{6} \cdot \frac{72}{1} = 12$$

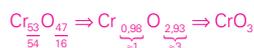
Portanto, a fórmula molecular é C_5H_{12} .

6. **IME-RJ (adaptado)** – Um isótopo de cromo, de massa atômica 54, constitui 53% da massa de um óxido formado exclusivamente pelo isótopo e por oxigênio. Com base nessa informação, pode-se estimar que a fórmula mínima do óxido em questão é

- a) Cr_3O_3
 b) CrO_3
 c) Cr^2O_6
 d) Cr_2O_3
 e) Cr_4O

$$\text{Cr} = 54$$

$$\text{Cr}_{53\%}\text{O}_{47\%}$$



EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. **PUC-RJ (adaptado)** – O timerosal ($\text{NaC}_9\text{H}_9\text{HgO}_2\text{S}$) é uma substância conservante, adicionada em vacinas e soluções oftalmológicas para evitar o crescimento bacteriano. Por conter mercúrio, um elemento tóxico, em sua estrutura, seu uso vem sendo questionado. Calcule o valor aproximado da porcentagem em massa de mercúrio presente no timerosal.

Dados: C = 12 u; O = 16 u; Na = 23 u e S = 32 u.

8. **FCM-PB** – A análise de 37,0 g de uma substância desconhecida mostrou que, quando decomposta completamente, apresentava 18,0 g de carbono, 3,0 g de hidrogênio e 16,0 g de oxigênio. Sabendo que sua massa molecular é 148 u e que esses elementos são os únicos em sua constituição, qual é a sua fórmula molecular?

- a) $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$
 b) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_4$
 c) $\text{C}_7\text{H}_{16}\text{O}_3$
 d) $\text{C}_5\text{H}_8\text{O}_5$
 e) $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_4$

9. **Uece** – A fórmula empírica de um composto orgânico derivado de alcano, usado como propelente e herbicida, que apresenta em massa a composição 23,8% de C; 5,9% de H e 70,3% de Cl, é

- a) CH_2Cl_2
 b) CHCl_3
 c) $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$
 d) CH_3Cl

10. **Univag-MT (adaptado)** – Certo ácido orgânico apresenta a fórmula centesimal $\text{C}_{26,7\%}\text{H}_{2,2\%}\text{O}_{71,1\%}$. Determine a fórmula mínima desse ácido.

Dados: H = 1 u; C = 12 u; O = 16 u.

11. **UEPG-PR (adaptado)** – Um mol de determinado composto contém 72 g de carbono (C), 12 mols de hidrogênio (H) e $12 \cdot 10^{23}$ átomos de oxigênio (O). Sobre o composto, assinale o que for correto.

Dados: C = 12 g/mol; H = 1 g/mol; O = 16 g/mol
 Número de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23}$

- 01) A fórmula mínima do composto é $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$.
 02) A massa molar do composto é $116 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
 04) 2,0 mols do composto possuem $3,6 \cdot 10^{24}$ átomos de carbono.
 08) 58 g do composto possuem 2 mols de oxigênio.
 Dê a soma da(s) alternativa(s) correta(s).

12. UECE – São conhecidos alguns milhares de hidrocarbonetos. As diferentes características físicas são uma consequência das diferentes composições moleculares. São de grande importância econômica, porque constituem a maioria dos combustíveis minerais e biocombustíveis. A análise de uma amostra cuidadosamente purificada de determinado hidrocarboneto mostra que ele contém 88,9% em peso de carbono e 11,1% em peso de hidrogênio. Sua fórmula mínima é

- a) C_3H_4
- b) C_2H_5
- c) C_2H_3
- d) C_3H_7

13. Faculdade Pequeno Príncipe-PR – A talidomida é um derivado do ácido glutâmico que foi sintetizado na Alemanha, em 1953. Em pouco tempo, conquistou o mercado como um remédio eficaz que controlava a ansiedade e os enjoos de mulheres grávidas. Mas, a partir de 1960, foi descoberto que o remédio provocava má formação de fetos dessas gestantes. Nasceu, nos anos seguintes, uma geração com graves anomalias, conhecidas como síndrome da talidomida. Em uma amostra de 2,58 g desse composto, existem 1,56 g de carbono; 0,10 g de hidrogênio; 0,28 g de nitrogênio e 0,64 g de oxigênio, portanto a fórmula molecular da talidomida é

Dados: H = 1 u; C = 12 u; N = 14 u; O = 16 u.

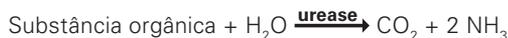
- a) $C_{26}H_{20}N_4O_8$
- b) $C_8H_{10}NO_2$
- c) $C_6H_8N_3O$
- d) $C_{13}H_{10}N_2O_4$
- e) $C_{10}H_{10}NO_4$

14. Mackenzie-SP – O ácido acetilsalicílico é um medicamento muito comum e muito utilizado em todo o mundo, possuindo massa molar de $180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Sabendo que sua composição centesimal é igual a 60% de carbono, 35,55% de oxigênio e 4,45% de hidrogênio, é correto afirmar que a sua fórmula molecular é

Dados: massas molares ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$): H = 1; C = 12 e O = 16.

- a) $C_9H_8O_4$
- b) $C_6H_5O_4$
- c) $C_6H_4O_3$
- d) $C_5H_4O_2$
- e) C_4H_2O

15. PUC-RJ (adaptado) – A uréase é uma enzima que catalisa a reação de uma determinada substância orgânica (com massa molar igual a $60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$) com a água, formando CO_2 e NH_3 segundo a equação a seguir:



A substância em questão tem geometria trigonal plana e é simétrica, com uma ligação dupla e seis simples. A substância foi submetida a uma análise elementar, e o seguinte resultado foi obtido: C (20,0%); O (26,7%); N (46,7%); H (6,6%). Sobre essa substância, proceda como indicado a seguir.

- a) Escreva sua fórmula molecular.

- b) Escreva sua fórmula estrutural.

16. Ulbra-RS – No capítulo “Raios penetrantes”, Oliver Sacks relembra um exame de úlcera do estômago que presenciou quando criança.

Mexendo a pesada pasta branca, meu tio continuou: ‘Usamos sulfato de bário porque os íons de bário são pesados e quase opacos para os raios X’. Esse comentário me intrigou, e eu me perguntei por que não se podiam usar íons mais pesados. Talvez fosse possível fazer um ‘mingau’ de chumbo, mercúrio ou tálio – todos esses elementos tinham íons excepcionalmente pesados, embora, evidentemente, ingeri-los fosse letal. Um mingau de ouro e platina seria divertido, mas caro demais. ‘E que tal mingau de tungstênio?’, sugeri. ‘Os átomos de tungstênio são mais pesados que os do bário, e o tungstênio não é tóxico nem caro.’

SACKS, O. *Tio Tungstênio: memórias de uma infância química*. São Paulo: Cia. das Letras, 2002.

O material usado no exame citado no texto, sulfato de bário, quando puro, apresenta, aproximadamente, que porcentagem (em massa) de bário?

- a) 85%
- b) 74%
- c) 59%
- d) 40%
- e) 10%

17. UCS-RS

Cientistas que trabalham na NASA descobriram que, em algum momento, existiu em Marte um oceano tão extenso quanto o Ártico na Terra. No artigo publicado recentemente pela revista *Science*, a equipe que conduziu esse estudo explica que, há 4,3 bilhões de anos, quando Marte ainda era úmido, esse oceano pode ter ocupado 19% da superfície do planeta vermelho. A estimativa baseia-se em levantamentos detalhados sobre dois tipos distintos de água: a comum, formada por um átomo de oxigênio e dois de hidrogênio, e a semipesada, na qual um dos dois átomos de hidrogênio é substituído por um átomo de deutério (representado por ${}_1^2\text{H}$).

Utilizando dois telescópios, um localizado no Havá e outro no Chile, cientistas puderam fazer a distinção entre a constituição química da água nos dois casos. Comparando as proporções, os pesquisadores conseguiram deduzir quanto de água foi perdido no espaço. Os novos dados trazem a ideia de que Marte pode ter sido capaz de suportar vida, já que a falta de água é indicada como a principal razão pela qual o planeta é desabitado.

Disponível em: <<http://oglobo.globo.com/sociedade/ciencia/marte-ja-teve-oceano-com-volume-de-agua-superior-ao-artigo-segundo-estudo-da-nasa-15519197>>. Acesso em: 2 mar. 2015. Adaptado.

Dado: $N_A = 6,0 \cdot 10^{23}$

Em relação aos dois tipos distintos de água descritos no texto anterior, assinale a alternativa correta.

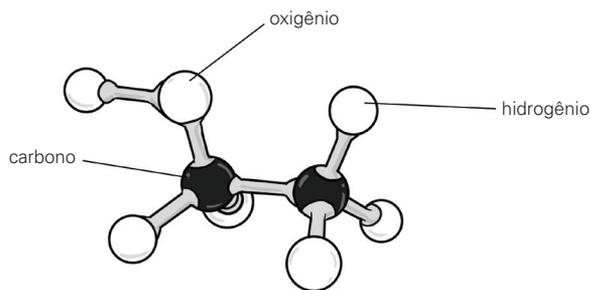
- O número de átomos de hidrogênio contido em 0,2 mols de água comum é igual a $3,24 \cdot 10^{24}$.
- O átomo de deutério tem número de massa igual a 1 e, por esse motivo, é isóbaro do átomo de hidrogênio.
- O ângulo de ligação entre os dois átomos de hidrogênio na molécula de água comum é igual a 120° .
- A substituição de um átomo de hidrogênio por um átomo de deutério na molécula de água comum não altera sua massa molecular.
- O percentual em massa de oxigênio na água comum é, em valores arredondados, de 88,9%.

ESTUDO PARA O ENEM

18. Cefet-MG

C7-H24

O modelo tridimensional a seguir representa uma molécula de um álcool chamado etanol.



Disponível em: <<http://migre.me/i1eL5>>. Acesso em: ago. 2016.

De acordo com essa representação, a molécula do etanol é composta por

- nove elementos químicos.
- três substâncias simples distintas.
- nove átomos de três elementos químicos.
- três átomos de nove elementos químicos.

19. UEMA

C7-H24

Leia a frase que representa um dos efeitos do café.

As pessoas “[...] nunca devem tomar café depois do almoço, faz com que percam o sono à tarde”.

COOPER, Jilly. *Propriedades do Café*. Disponível em: <<https://www.pensador.com/frase/NTc0/>>. Acesso em: 24 jul. 2014.

O efeito do café, apresentado no texto, é causado pelas substâncias solúveis nele contidas, dentre as quais

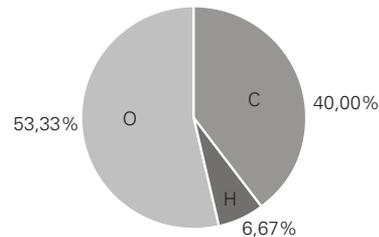
destaca-se a cafeína, um alcaloide do grupo das xantinas de fórmula química $C_8H_{10}N_4O_2$, que, na literatura, é classificada como uma fórmula

- empírica.
- eletrônica.
- molecular.
- percentual.
- estrutural plana.

20. Uerj

C7-H24

Uma substância orgânica possui a seguinte composição percentual em massa:



Observe outras características dessa substância:

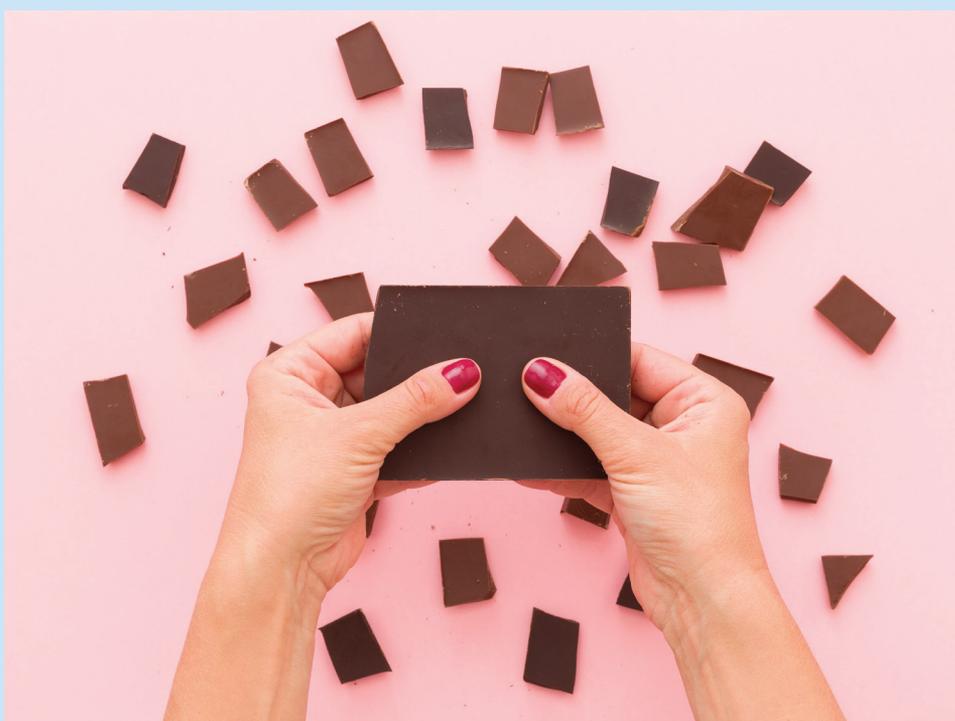
- a razão entre o número de átomos de sua fórmula molecular e o de sua fórmula mínima é igual a 2;
- o cátion liberado na sua ionização em água é o H^+ .

A substância descrita é denominada

- ácido etanoico.
- ácido butanoico.
- etanoato de etila.
- metanoato de metila.

LEIS PONDERAIS

22



GOODMOMENTS/SHUTTERSTOCK

Pedaços de chocolate.

Pegue uma barra de chocolate. Quebre-a ao meio. Agora, existem dois pedaços menores de chocolate. Quebre uma das peças ao meio novamente. Quebre um desses pedaços menores ao meio novamente. Continue quebrando, fazendo pedaços cada vez menores de chocolate. Deveria ser óbvio que as peças ainda são chocolates; elas estão ficando cada vez menores. Mas até onde esse exercício pode ser levado, pelo menos em teoria? Pode-se continuar quebrando os pedaços de chocolate em pedacinhos cada vez menores? Ou há algum limite?

John Dalton (1766-1844) é o cientista que propôs a teoria atômica. Ela explica vários conceitos relevantes no mundo observável; por exemplo: a composição de um colar de ouro puro. O que o torna diferente de um colar de prata pura e o que ocorre quando o ouro puro é misturado com cobre puro? Este módulo explica as teorias que Dalton usou como base para sua teoria: lei da conservação das massas, lei das proporções definidas e lei das proporções múltiplas.

Leis ponderais

Ao final do século XVIII, a química firmou-se como ciência, principalmente em razão dos experimentos realizados com base nas observações das massas das substâncias que participavam dos fenômenos químicos; surge, então, o nome **leis ponderais**. Lavoisier foi quem desbravou esse campo de investigação. Proust, responsável pela elaboração da lei das proporções definidas, contribuiu para a confirmação da teoria atômica de Dalton e é considerado um dos precursores da química analítica.

- Conceito das leis ponderais
- Lei de conservação das massas
- Leis das proporções definidas

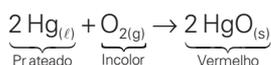
HABILIDADES

- Traduzir a linguagem discursiva em relações matemáticas.
- Compreender as proporções em que as substâncias são consumidas e/ou produzidas.
- Demonstrar as proporções em que as substâncias são consumidas e/ou produzidas por meio das relações matemáticas.
- Comparar os métodos de resolução para cada situação criada.

Lei de conservação das massas (lei de Lavoisier)

“Nada vem do nada” é uma ideia importante na filosofia grega antiga que argumenta que o que existe agora sempre existiu, já que nenhuma matéria nova pode vir a existir onde antes não existia. Antoine Lavoisier (1743-1794) reafirmou esse princípio para a química com a lei da conservação das massas, que “significa que os átomos de um objeto não podem ser criados ou destruídos, mas podem ser movidos e transformados em partículas diferentes”. Essa lei diz que, quando uma reação química reorganiza átomos em um novo produto, a massa dos reagentes (produtos químicos antes da reação química) é a mesma que a massa dos produtos (os novos produtos químicos produzidos).

Lavoisier trabalhou muito com reações de combustão, entre elas a reação apresentada a seguir.



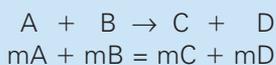
$$100,2 \text{ g} + 8 \text{ g} = 108,2 \text{ g}$$

$$(\text{Massa dos reagentes}) = (\text{Massa do produto})$$

Com base na análise dos dados obtidos em várias experiências, Lavoisier chegou à seguinte conclusão:

Num sistema fechado, a massa total das substâncias, antes da transformação química (reagentes), é igual à massa total após a transformação (produtos).

Daí o enunciado: “Na natureza, nada se perde, nada se cria, tudo se transforma.”

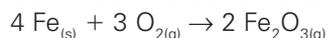


Atenção!

É importante salientar que a análise das massas dos reagentes e dos produtos de uma reação deve ser realizada em um **sistema fechado**, obedecendo à proporção estequiométrica da reação. Veja os casos apresentados a seguir.

Caso 1: Análise da reação realizada em um sistema aberto.

Realizou-se a reação de combustão de lascas de ferro e a consequente formação do óxido férrico em um bôquer e observou-se o aumento da massa total.

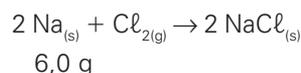


Conclusão

A balança, nesse sistema aberto, mediu a massa apenas do ferro ($\text{Fe}_{(s)}$) e, depois, da reação do óxido férrico ($\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$) formado, não levando em consideração a massa do gás oxigênio no início da reação.

Caso 2: Análise da reação realizada fora da proporção estequiométrica dos reagentes.

Realizou-se a reação de 6,0 g de lascas de sódio ($\text{Na}_{(s)}$) com 7,1 g de gás cloro ($\text{Cl}_{2(g)}$) e verificou-se a formação de 11,7 g de cloreto de sódio ($\text{NaCl}_{(s)}$), o que resultou um excesso de 1,4 g de sódio, que não reagiu.



$$6,0 \text{ g}$$

$$\text{Excesso: } -1,4 \text{ g}$$

$$4,6 \text{ g} + 7,1 \text{ g} = 11,7 \text{ g}$$

Conclusão

A lei da conservação das massas é aplicada nas massas totais antes e depois da reação. Antes de a reação ocorrer, a massa do sistema era de 6,0 g de sódio + 7,1 g de gás cloro, totalizando 13,1 g; contudo, após a reação, a massa do sistema passou a ser de 11,7 g de cloreto de sódio + 1,4 g de sódio, totalizando 13,1 g.

Essa foi a primeira lei das combinações químicas ou leis ponderais e, em função dela, outras foram surgindo para explicar as regularidades que ocorrem nas combinações químicas.

Lei das proporções fixas ou definidas (lei de Proust)

Joseph Proust (1754-1826) formulou a lei das proporções definidas (também chamada lei das proporções constantes ou lei de Proust). Essa lei estabelece que, se um composto é decomposto em seus elementos constituintes, as massas dos constituintes terão sempre as mesmas proporções, independentemente da quantidade ou fonte da substância original.

Proust tinha como objetivo analisar a composição das substâncias. Verificando amostras de água de várias procedências (água da chuva, água de rio, água de lago), previamente purificadas e decompostas por eletrólise (decomposição pela eletricidade), obteve gás hidrogênio e gás oxigênio. Levando em consideração todas as substâncias, chegou aos resultados apresentados na tabela a seguir.

Experiência	Massa de água purificada	Massa de gás hidrogênio	Massa de gás oxigênio	Relação $\frac{m_{\text{gás hidrogênio}}}{m_{\text{gás oxigênio}}}$
I	9 g	1 g	8 g	0,125 = 1/8
II	18 g	2 g	16 g	0,125 = 1/8
III	36 g	4 g	32 g	0,125 = 1/8
IV	72 g	8 g	64 g	0,125 = 1/8
V	90 g	10 g	80 g	0,125 = 1/8

Proust conclui que não importava a procedência da água, desde que fosse purificada; esta era formada por uma proporção em massa fixa de oxigênio e hidrogênio. Assim, Proust deduziu:

Independentemente da origem de uma determinada substância pura, ela é sempre formada pelos mesmos elementos químicos, combinados entre si na mesma proporção em massa.

Outra consequência da lei de Proust é a composição centesimal das substâncias, que indica a porcentagem, em massa, de cada elemento que constitui a substância.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. Com base na lei de Proust e na lei de Lavoisier, indique os valores das massas que substituiriam corretamente as letras A, B, C, D, E e F no quadro a seguir.

Massa de magnésio + massa de oxigênio → massa de óxido de magnésio

24 g	16 g	→	40 g
48 g	A g	→	B g
C g	4 g	→	D g
360 g	E g	→	F g

Resolução

Pela lei de Proust, podemos concluir a proporção, em massa, em que as substâncias reagem.

Exemplo

24 g de magnésio reagem com 16 g de oxigênio, formando 40 g de óxido de magnésio. A massa de 48 g de magnésio é o dobro da massa de 24 g, logo irá reagir com 32 g de oxigênio (o dobro de 16 g) e formará 80 g de óxido de magnésio (o dobro de 40 g).

A massa de óxido de magnésio obtida também é encontrada pela lei da conservação das massas de Lavoisier:

$$48 \text{ g} + 32 \text{ g} = 80 \text{ g}$$

Assim, temos: A = 32 g e B = 80 g.

Massa C:

$$\frac{16 \text{ g de oxigênio}}{4 \text{ g de oxigênio}} = 4, \text{ então, } \frac{24}{C} = 4 \rightarrow C = \frac{24}{4} \rightarrow C = 6$$

Massa D:

$$\frac{16 \text{ g de oxigênio}}{4 \text{ g de oxigênio}} = 4, \text{ então, } \frac{40}{D} = 4 \rightarrow D = \frac{40}{4} \rightarrow D = 10$$

Massa E:

$$\frac{360 \text{ g de oxigênio}}{24 \text{ g de oxigênio}} = 15, \text{ então, } \frac{E}{16} = 15 \rightarrow E = 15 \cdot 16 \rightarrow E = 240$$

Massa F:

$$\frac{360 \text{ g de oxigênio}}{24 \text{ g de oxigênio}} = 15, \text{ então, } \frac{F}{40} = 15 \rightarrow F = 15 \cdot 40 \rightarrow F = 600$$

2. **UNESP (adaptado)** – 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.

Demonstre que os dados apresentados obedecem às leis de Lavoisier (conservação das massas) e de Proust (proporções definidas).

Resolução

Experiência	Ferro	+	enxofre	→	sulfeto	+	excesso ferroso
I	21 g		15 g		33 g		3 g
II	30 g		16 g		44 g		2 g

Demonstração da lei de conservação das massas ou lei de Lavoisier:

Experiência I: 21 g + 12 g = 33 g

Experiência II: 28 g + 16 g = 44 g

Demonstração da lei das proporções fixas ou lei de Proust:

$$\frac{21}{28} = \frac{12}{16} = \frac{33}{44} = \frac{3}{4}$$

3. Fuvest-SP – A transformação química $2 \text{KI}_{(s)} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_{2(s)} \rightarrow 2 \text{KNO}_{3(s)} + \text{PbI}_{2(s)}$ é um

exemplo de uma reação entre sólidos que ocorre rapidamente. Em um recipiente de vidro com tampa, de massa igual a 20 g, foram colocados 2 g de KI e 4 g de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, pulverizados. O recipiente, hermeticamente fechado, foi vigorosamente agitado para ocorrer a reação.

- Como se pode reconhecer que ocorreu reação?
- Qual é a massa total do recipiente e o seu conteúdo, ao final da reação? Justifique sua resposta.

Resolução

a) Pela mudança de cor, formação de PbI_2 amarelo.

b) $m_{(\text{final})} = 20 \text{ g} + 2 \text{ g} + 4 \text{ g} = 26 \text{ g}$, pela aplicação da lei de Lavoisier.

ROTEIRO DE AULA

Leis ponderais

Lei de Lavoisier

Na natureza, nada se perde, nada se cria, tudo se transforma.

Lei de Proust

Independentemente da origem de uma determinada substância pura, ela é sempre formada pelos mesmos elementos químicos, combinados entre si na mesma proporção em massa.

Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. Cefet-MG – Em um motor a combustão, realizou-se lentamente a queima de 20 kg de um líquido inflamável. Todos os produtos obtidos nesse processo estavam no estado gasoso e foram armazenados em um reservatório fechado e sem qualquer vazamento. Ao final, constatou-se que a massa dos produtos foi maior do que a massa do combustível que havia sido adicionada.

A explicação para o fenômeno observado é que,

- a) em sistemas abertos, não se aplica a lei de Lavoisier.
b) no combustível, foi incorporado outro reagente químico.
 c) no combustível, havia partículas sólidas que possuem maior massa do que os gases.
 d) em um processo de combustão lenta, formam-se inesperados produtos de maior massa.

No processo de combustão, para que haja queima de combustível, é necessário oxigênio no meio, o que fará com que a massa dos produtos seja maior do que a massa do combustível inicial.

2. Cefet-MG – O óxido de cálcio (CaO), cal virgem, reage com o dióxido de carbono (CO₂), produzindo carbonato de cálcio (CaCO₃). Em um laboratório de química, foram realizados vários experimentos cujos resultados estão expressos na tabela a seguir.

Experimento	Massa de óxido de cálcio (g)	Massa de gás carbônico (g)	Massa de carbonato de cálcio (g)
I	5,6	x	10,0
II	y	22,0	50,0
III	56,0	44,0	z

Com base na lei de Lavoisier e nos experimentos realizados, conclui-se que

- a) $\frac{y}{x} = 5$
 b) $x \cdot y < z$
 c) $\frac{z}{5,6} = x \cdot 3,5$
d) $\frac{56}{y} \cdot \frac{22}{44} = 1$

Pela lei da conservação de massa, teremos:

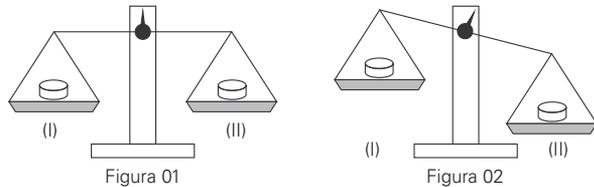
Experimento	Massa de óxido de cálcio (g)	Massa de gás carbônico (g)	Massa de carbonato de cálcio (g)
I	5,6	x = 4,4	10,0
II	y = 28	22,0	50,0
III	56,0	44,0	z = 100

- a) Incorreta $\frac{x}{y} = \frac{28}{4,4} = 6,4$
 b) Incorreta $x \cdot y < z$
 c) Incorreta $\frac{z}{5,6} = x \cdot 3,5$
 d) Correta $\frac{56}{y} \cdot \frac{22}{44} = 1$
- $4,4 \cdot 28 < 5$
 $1200 < 5$
 $18 \neq 15$

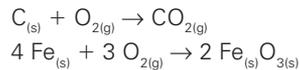
3. Feevale-RS

C7-H24

Imagine que, em uma balança de pratos, conforme mostra a figura 01, nos recipientes I e II, foram colocadas quantidades iguais de um mesmo sólido: palha de ferro ou carvão. Foi ateadado fogo à amostra contida no recipiente II. Depois de cessada a queima, o arranjo tomou a disposição da figura 02.



As equações para as reações envolvidas são apresentadas a seguir.



Considerando o resultado do experimento (figura 02), marque a alternativa que explica corretamente o que aconteceu.

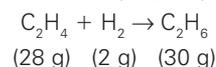
- a) O sólido contido nos dois recipientes é carvão, e, quando cessada a queima, o recipiente II ficou mais pesado, pois o carvão reagiu com o oxigênio do ar e transformou-se em CO₂.
 b) O recipiente I continha carvão, e o recipiente II, palha de ferro. Quando cessada a queima, o recipiente II ficou mais pesado, já que na reação ocorreu a incorporação de oxigênio do ar no produto formado (Fe₂O₃).
c) O sólido contido nos dois recipientes é palha de ferro, e, quando cessada a queima, o recipiente II ficou mais pesado, já que na reação ocorreu a incorporação de oxigênio do ar no produto formado (Fe₂O₃).
 d) O recipiente I continha palha de ferro, e o recipiente II, carvão. Quando cessada a queima, o recipiente II ficou mais pesado, pois o carvão reagiu com o oxigênio do ar e transformou-se em CO₂.
 e) O sólido contido nos dois recipientes é carvão, e quando cessada a queima, o recipiente II ficou mais leve, pois o carvão reagiu com o oxigênio do ar e transformou-se em CO₂.

O sólido contido nos dois recipientes é a palha de ferro. Ao queimar um dos lados, haverá a formação do Fe₂O₃ por causa da reação com o oxigênio, tornando esse lado da balança mais pesado do que aquele que não sofreu o processo de queima.

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

4. Cefet-MG – Observe a equação química a seguir:

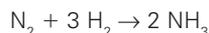


A comparação entre as massas do produto e dos reagentes relaciona-se à lei de

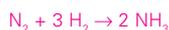
- a) Böhr.
 b) Dalton.
c) Lavoisier.
 d) Rutherford.

Lavoisier enunciou a "lei de conservação das massas", que diz: "Num recipiente fechado, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos."

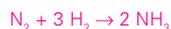
5. IFCE (adaptado) – Com base nas leis de Lavoisier e de Proust, determine os valores de **a**, **b**, **c**, **d** e **e**, respectivamente, observando os experimentos realizados para a reação a seguir.



Experimento	Nitrogênio	Hidrogênio	Amônia	Excesso
I	28,0	a	34,0 g	0,0
II	b	12,0 g	c	0,0
III	57,0 g	12,0 g	d	e



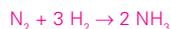
Experimento	Nitrogênio	Hidrogênio	Amônia	Excesso
I	28,0 g	a = $3 \cdot 2 \text{ g} = 6,0 \text{ g}$	34,0 g	0,0
II	b = 56,0 g	12,0 g	c = 68,0 g	0,0
III	57,0 g	12,0 g	d = 68,0 g	e = 10 g



28 g — 6 g

b — 12 g

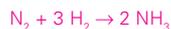
b = 56,0 g



6 g — 34 g

12 g — c

c = 68,0 g

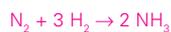


28 g — 6 g — 34 g

x — 12 g

x = 56 g de N_2 , portanto excesso de 1,0 g.

e = 1,0 g



6 g — 34 g

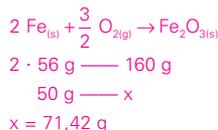
12 g — d

d = 68,0 g

6. Col. Naval-RJ – Suponha que, quando se aquece uma amostra de esponja de aço composta exclusivamente por ferro (Fe), em presença de oxigênio do ar, ela entra em combustão formando como único produto o óxido de ferro III. Logo, se 50 g de esponja de aço forem aquecidas e sofrerem combustão total, a massa do produto sólido resultante será

- a) menor do que 50 g, pois, na combustão, forma-se também $\text{CO}_{2(g)}$.
 b) menor do que 50 g, pois o óxido formado é muito volátil.

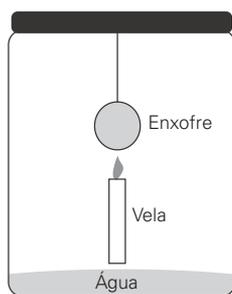
- c) igual a 50 g, pois a massa conserva-se nas transformações químicas.
 d) maior do que 50 g, pois o ferro é mais denso do que o oxigênio.
 e) maior do que 50 g, pois átomos de oxigênio ligam-se a átomos de ferro.



A massa de óxido de ferro III formada será maior que a do ferro, pois haverá reação com o oxigênio, ou seja, átomos de oxigênio vão se ligar a átomos de ferro, formando o óxido de ferro III, cuja massa será maior que a de cada um individualmente.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. Cefet-MG – O esquema seguinte mostra um experimento que ocorre em duas etapas: a combustão (reação com O_2) do enxofre e a reação do produto obtido com a água presente no recipiente. Assim, produz-se ácido sulfúrico (H_2SO_4), o que pode ser confirmado pelo aumento da acidez do meio.



Considere que, ao final de dois experimentos análogos, foram obtidos os dados registrados na tabela a seguir.

Experimentos	Massa dos reagentes (g)			Massa do produto (g)
	S_8	O_2	H_2O	H_2SO_4
I	0,32	0,48	x	0,98
II	1,28	y	0,72	z

A análise desses dados permite afirmar, corretamente, que

- a) $\frac{y}{x} < 4$
 b) $z < (x + y)$
 c) $\frac{y}{0,48} = \frac{x}{0,72}$
 d) $\frac{0,72}{x} = \frac{z}{0,98}$

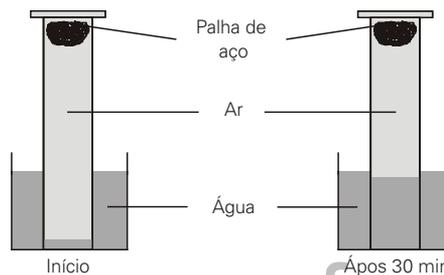
8. UECE – A ideia do atomismo remonta à Antiga Grécia, mas foram as leis das combinações químicas que ofereceram provas empíricas da divisibilidade da matéria. Joseph Louis Proust (1754-1826), químico e farmacêutico francês, deu uma extraordinária contribuição ao estabelecer uma dessas leis que permite

- a) ajustar os coeficientes de uma equação química.
 b) calcular o equivalente de uma espécie química.
 c) diferenciar uma mistura de uma substância.
 d) prever as proporções dos componentes de uma mistura de gases.

9. UEFS-BA (adaptado) – No final do século XVIII, o cientista Antoine Laurent de Lavoisier realizou uma série de experiências em recipientes fechados, ao efetuar pesagens mais precisas do que as de seus colegas antecessores, conseguindo concluir e enunciar a lei da conservação da massa. Quase na mesma época, Joseph Luis Proust, por meio de vários experimentos, chegou à conclusão de que as substâncias compostas são formadas de substâncias simples, sempre na mesma proporção em massa. Com base nos trabalhos desses cientistas, foram lançadas as bases experimentais da química como ciência, no século XVIII. Assim, em um experimento, inicialmente, foram aquecidos, em um tubo de vidro fechado, 10 g de mercúrio na presença de ar. No final, verificou-se a formação de 5,4 g de óxido vermelho de mercúrio ao lado de 5,0 g de mercúrio. Considerados os resultados desse experimento e com base na lei de A. L. Lavoisier e na conclusão a que chegou Louis Proust, é correto afirmar:

- a) A fórmula do óxido vermelho de mercúrio, formado no experimento, é representada por HgO .
 b) O coeficiente de proporcionalidade entre as massas de oxigênio e mercúrio que se combinam é 0,04.
 c) A massa de mercúrio que reagiu durante o experimento é 4,6 g.
 d) A soma da massa de mercúrio com a de óxido de mercúrio, igual a 10,4 g, evidencia que resultados não estão de acordo com a lei da conservação da massa de Lavoisier.

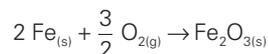
10. PUC-RS – Em temperatura ambiente, colocou-se uma porção de palha de aço, previamente lavada com ácido acético para remoção de óxidos, no fundo de uma proveta. Imediatamente, colocou-se a proveta emborcada em um copo com água. Observou-se, após cerca de 30 minutos, que a água aumentou de volume dentro da proveta, conforme ilustração.



- A hipótese mais provável para explicar o ocorrido é que
 a) parte do ar se dissolveu na água, fazendo com que a água ocupasse o lugar do ar dissolvido.
 b) o ar se contraiu pela ação da pressão externa.
 c) 79% da quantidade de ar reagiu com a palha de aço.

- d) parte da água se vaporizou, pois o sistema está à temperatura ambiente.
- e) o oxigênio presente no ar reagiu com o ferro da palha de aço, formando óxido de ferro.

11. Cefet-MG (adaptado) – A oxidação espontânea do ferro, representada na equação, leva à formação da ferrugem, caracterizada como óxido de ferro III.



Suponha que uma placa de ferro de 112 g foi guardada em um recipiente fechado, com ar. Após a degradação completa, detectou-se 160 g de ferrugem.

Qual a massa de oxigênio, aproximada, em gramas, consumida nessa reação?

12. UFRN – Uma lei química expressa regularidades dos processos químicos, permitindo explicá-los e fazer previsões de comportamentos de fenômenos que pertencem ao contexto de aplicação dessa lei. Por exemplo, a lei das proporções constantes de Proust expressa uma das mais importantes regularidades da natureza. Segundo essa lei,

- a) a composição química das substâncias compostas é sempre constante, não importando qual a sua origem, mas dependendo do método utilizado, na indústria ou no laboratório, para obtê-las.
- b) a composição química das misturas é sempre constante, não importando qual sua origem, apenas dependendo do método utilizado, na indústria ou no laboratório, para obtê-las.
- c) a composição química das misturas é sempre constante, não importando qual sua origem ou o método para obtê-las.
- d) a composição química das substâncias compostas é sempre constante, não importando qual a sua origem ou o método para obtê-las.

13. UFG-GO – Leia o texto a seguir.

[...] Como a Revolução Francesa não teve apenas por objeto mudar um governo antigo, mas abolir a forma antiga da sociedade, ela teve de ver-se a braços a um só tempo com todos os poderes estabelecidos, arruinar todas as influências reconhecidas, apagar as tradições, renovar os costumes e os usos e, de alguma maneira, esvaziar o espírito humano de todas as ideias sobre as quais se tinham fundado até então o respeito e a obediência. [...]

TOCQUEVILLE, A. de. *O antigo regime e a revolução*. Brasília: Editora da UnB, 1989.

A ideia expressa que se coaduna com o texto e os ideais da Revolução Francesa dizem o seguinte:

- a) “Nada é tão maravilhoso que não possa existir, se admitido pelas leis da natureza”. (Michael Faraday)
- b) “Toda sentença que eu digo deve ser entendida não como afirmação, mas como uma pergunta”. (Niels Böhr)
- c) “Na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma”. (Antoine Lavoisier)
- d) “A relação entre a química e a música é a criatividade. Assim, ambas são uma arte”. (Dimitri Mendeleev)
- e) “Apenas a prática frequente faz com que a pessoa realize experimentos complexos”. (Joseph Priestley)

14. Cefet-MG – Tomando-se como referência o estudo das reações químicas, é correto afirmar que a

- a) razão constante entre as massas dos reagentes e as dos produtos reflete a lei das proporções de Proust.
- b) massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos, em um sistema aberto, conforme Lavoisier.
- c) transformação espontânea de gelo seco em gás é uma evidência experimental de um fenômeno químico.
- d) decomposição do H_2CO_3 em água e gás carbônico apresenta os coeficientes estequiométricos 2 : 1 : 3, respectivamente.

15. UFPR – A introdução da balança, no século XVIII, por Lavoisier, levou à percepção de que as transformações químicas são regidas por leis naturais, como as enunciadas a seguir.

“A massa total de um sistema fechado não varia, qualquer que seja o processo químico que nele venha a ocorrer.”

(Lavoisier)

“Uma determinada substância, qualquer que seja a sua origem, é sempre formada pelos mesmos elementos químicos, combinados na mesma proporção em massa.”

(Proust)

Com relação a essas leis ponderais, suponha que dois elementos químicos hipotéticos, A e B, combinam-se para formar dois compostos diferentes, X e Y. Considere as informações seguintes sobre a formação desses dois compostos.

- I. Uma mistura contém inicialmente 30 g de A e 65 g de B. Em determinadas condições, A combina-se com B, formando o composto X, permanecendo 5,0 g de B sem se combinar.
- II. Em outras condições, por meio de uma mistura contendo inicialmente 14 g de A e 30 g de B, o composto Y foi obtido, permanecendo 4,0 g de A sem se combinar.

Com base nessas informações, é correto afirmar:

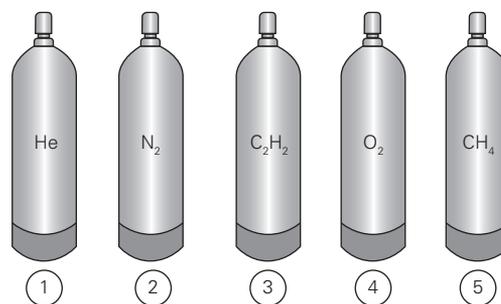
- a) Em I e II, foram produzidos, respectivamente, 90 g de composto X e 40 g de composto Y.
- b) Para formar o composto X, cada grama de A necessita de 2,0 g de B.
- c) Para produzir 12 g do composto Y, serão necessários 3,0 g de A e 9,0 g de B.
- d) As massas de B que se combinam com a mesma massa de A para formar os compostos X e Y, respectivamente, obedecem à proporção de 3 para 2.
- e) As massas de A que se combinam com 6,0 g de B para formar os compostos X e Y são, respectivamente, 2,0 g e 3,0 g.

16. UFSJ-MG – Considere as seguintes reações químicas, ocorrendo em recipientes abertos:

- I. Adição de sódio metálico à água.
- II. Enferrujamento de um prego.
- III. Adição de bicarbonato de sódio em vinagre.
- IV. Queima de álcool etílico.

Se essas reações ocorrerem sobre um prato de uma balança, qual a única reação (I, II, III ou IV) em que a massa final medida na balança será maior que a inicial?

17. Famerp-SP (adaptado) – A imagem mostra cilindros de mesma capacidade, cada um com gás de uma substância diferente, conforme indicado, todos à mesma pressão e temperatura.



Qual é o cilindro que contém a maior massa de gás em seu interior?

ESTUDO PARA O ENEM

18. UEL-PR

C7-H24

Leia o texto a seguir.

Para muitos filósofos naturais gregos, todas as substâncias inflamáveis continham em si o elemento fogo, que era considerado um dos quatro elementos fundamentais. Séculos mais tarde, George Stahl ampliou os estudos sobre combustão com a teoria do flogístico, segundo a qual a combustão ocorria com certos materiais porque estes possuíam um “elemento” ou um princípio comum inflamável que era liberado no momento da queima. Portanto, se algum material não queimasse, era porque não teria flogístico em sua composição. Uma dificuldade considerável encontrada pela teoria do flogístico era a de explicar o aumento de massa dos metais após a combustão, em sistema aberto. Lavoisier critica a teoria do flogístico e, após seus estudos, conciliou a descoberta acidental do oxigênio, feita por Joseph Priestley, com seus estudos, chegando à conclusão de que o elemento participante da combustão estava nesse componente da atmosfera (o ar em si) juntamente com o material, e não em uma essência que todos os materiais continham.

STRATHERN, P. “O princípio da combustão”. In: STRATHERN, P. *O sonho de Mendeleiev*. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2002. p.175-193. Adaptado.

Com base no texto e nos conhecimentos sobre combustão, assinale a alternativa correta.

- De acordo com a lei de Lavoisier, ao queimar uma palha de aço, em um sistema fechado, a massa do sistema aumenta.
- Ao queimar uma folha de papel em uma caixa aberta, a massa da folha de papel diminui, porque os produtos da combustão são gasosos e dispersam-se na atmosfera.
- Ao queimar uma vela sobre uma bancada de laboratório, a massa da vela mantém-se constante, pois houve apenas uma mudança de estado físico.
- Considere que, em um sistema fechado, 32,7 g de zinco em pó reagem com 4 g de gás oxigênio, formando 40,7 g de óxido de zinco (ZnO).
- Na combustão do carvão, em um sistema fechado, 1 mol de $C_{(s)}$ reage com 1 mol de oxigênio, formando 2 mol de dióxido de carbono (CO_2).

19. UEA-AM

C7-H24

Até a época dos trabalhos de Lavoisier, considerado o grande responsável pelo nascimento da Química Moderna, acreditava-se que a água era uma substância simples.

Essa ideia foi invalidada quando ele demonstrou que a água líquida poderia ser

- vaporizada, misturando-se com o ar em diferentes proporções.
- obtida, como um único produto, pela reação entre hidrogênio e oxigênio.
- misturada com o álcool em diferentes proporções.
- transformada em gelo por abaixamento de temperatura.
- obtida, como único produto, da liquefação do vapor de água.

20. Uni-FACEF-SP

C7-H24

Foram realizados dois experimentos cujos dados constam na tabela.

Magnésio + gás oxigênio → óxido de magnésio			
Experimento 1	6,0 g magnésio	x g de oxigênio	10,0 g de óxido de magnésio
Experimento 2	y	0,5 g	z

Os valores de x, y e z, em gramas, que completam, correta e respectivamente, a tabela são

- 4,0; 12,0 e 12,5
- 16,0; 6,0 e 5,5
- 4,0; 0,75 e 1,25
- 16,0; 0,75 e 0,25
- 4,0; 1,5 e 2,0

23

CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO I - RELAÇÕES ENTRE MOL-MOL, MASSA-MASSA, MASSA-MOL

- Cálculo estequiométrico
- Cálculo estequiométrico; mol – massa
- Cálculo estequiométrico; massa – massa
- Balanceamento de equações

HABILIDADES

- Trabalhar com a conservação de massas.
- Trabalhar com as proporções entre mol e massa.
- Entender as relações de grandezas apoiadas nos coeficientes da equação química.



Massa de bolo.

Você já imaginou fazer um bolo retirando um ou mais ingredientes da receita, ou aumentando a quantidade de alguns ingredientes em duas ou três vezes? Com certeza, seu bolo não ficará como o esperado, pois a quantidade dos ingredientes deve ser proporcional: se você aumenta ou diminui a quantidade de um, terá de fazê-lo também com os outros, na mesma proporção. Assim também funciona com a química.

Os cálculos referentes às relações quantitativas dos constituintes de uma ou de duas ou mais espécies químicas participantes de uma transformação química são chamados de **cálculos estequiométricos**.

A palavra **estequiometria**, do grego *stoikheion* (“elemento” ou “substância”) e *metron* (“medida”) significa **medida de uma substância**.

Estequiometria

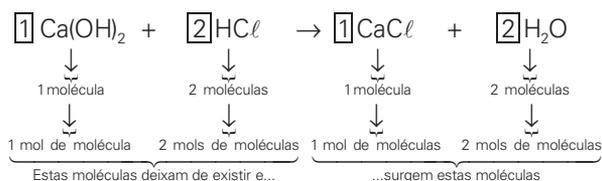
Estequiometria é uma seção da química que envolve o uso de relações entre reagentes e/ou produtos em uma reação química para determinar os dados quantitativos desejados. Para usar a estequiometria a fim de executar cálculos sobre reações químicas, é importante, primeiramente, entender as relações que existem entre produtos e reagentes e por que elas existem.

Os químicos usam as relações constantes entre as quantidades dos participantes para:

- a) calcular a quantidade de um produto que se quer produzir;
- b) calcular a quantidade de uma substância que deve ser usada em um processo.

Leia o exemplo descrito a seguir.

O hidróxido de cálcio ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) – usado no refino do açúcar e no tratamento da água –, quando na presença de ácido clorídrico (HCl), sofre transformação representada pela equação



Os coeficientes fornecem a relação em quantidade de matéria (mol) com que as substâncias reagem (deixam de existir) e se formam (surgem).

Depois de estabelecida a relação em mol (estequiometria da reação), obtêm-se as demais relações (em massa, em volume, entre outras).

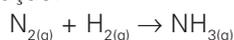
BALANCEAMENTO DE EQUAÇÕES POR TENTATIVAS

O nome desse método vem de seu caráter empírico: “supõem-se” os coeficientes da equação até se obter a igualdade no número de átomos de reagentes e produtos. Apesar das “tentativas e erros”, é possível cumprir uma sequência ou etapas que facilitam a determinação dos coeficientes.

Etapas do balanceamento de uma reação por tentativas:

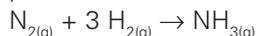
1. Encontrar um elemento ou radical na reação que tenha a maior atomicidade.
2. Repassar o número da atomicidade desse mesmo elemento no outro lado da reação como coeficiente.
3. Equilibrar os demais elementos.

Observe a reação.

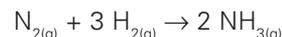


O elemento hidrogênio na reação é o de maior atomicidade: três no produto.

Repassando para ele mesmo no reagente:



Se são seis hidrogênios no reagente, é preciso haver seis no produto.



Com dois nitrogênios no produto e dois no reagente, a equação está balanceada.

Regras para a resolução de problemas de estequiometria

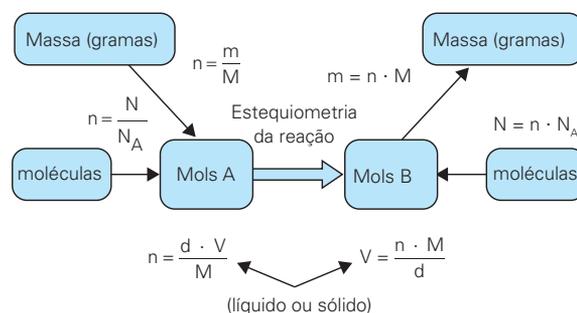
Na estequiometria, os cálculos sempre são fundamentados à luz das leis de Lavoisier, Proust e Gay-Lussac, sendo que, nesse último caso, a reação envolve gases que estão na mesma condição de temperatura e pressão.

Com base nessas informações, deve-se sempre considerar os coeficientes da equação química devidamente balanceada como referência e, por meio deles, estabelecer a proporção em mols dos elementos ou das substâncias da reação.

A sequência apropriada para os cálculos estequiométricos está descrita a seguir.

- 1º Escrever a equação relacionada com o problema.
- 2º Acertar os coeficientes da equação (balanceamento).
- 3º Relacionar cada coeficiente com a quantidade em mols da espécie participante (proporção em mols entre reagentes e produtos).
- 4º Conhecida a proporção em mols (coeficientes), pode-se chegar à proporção pedida no problema, que pode ser em mols, massa, átomos, moléculas, volume etc.

A seguir, há um esquema geral para uma correlação entre o reagente A e o produto B de uma determinada reação:



Exemplos:

Síntese da amônia

Tipo de relação	$\text{N}_{2(\text{g})}$	+	$3 \text{H}_{2(\text{g})}$	→	$2 \text{NH}_{3(\text{g})}$
Proporção em mols	1 mol		3 mols		2 mols
Proporção em massa	28 g		3 · 2 g		2 · 17 g
Proporção em moléculas	$6,0 \cdot 10^{23}$		3 · $6,0 \cdot 10^{23}$		2 · $6,0 \cdot 10^{23}$

Combustão do álcool etílico

Tipo de relação	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_{(l)}$	+	$3\text{O}_{2(g)}$	→	$2\text{CO}_{2(g)}$	+	$3\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
Proporção em mols	1 mol		3 mols		2 mols		3 mols
	↓		↓		↓		↓
Proporção em massa	46 g		$3 \cdot 32\text{ g}$		$2 \cdot 44\text{ g}$		$3 \cdot 18\text{ g}$
	↓		↓		↓		↓
Proporção em moléculas	$6,0 \cdot 10^{23}$		$3 \cdot 6,0 \cdot 10^{23}$		$2 \cdot 6,0 \cdot 10^{23}$		$3 \cdot 6,0 \cdot 10^{23}$

Atenção!

Para a obtenção dos volumes de líquidos e sólidos, é necessária a utilização da fórmula da densidade.

$$d = \frac{m}{V}$$

Relações entre grandezas

Como a equação química expressa a proporção, em quantidade de matéria, das substâncias envolvidas na reação, é muito simples, por meio dela, determinar as massas das substâncias que reagem ou são produzidas quando uma delas é fornecida.

RELAÇÃO ENTRE QUANTIDADE DE MATÉRIA (MOL) E QUANTIDADE DE MATÉRIA (MOL)

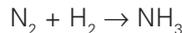
A proporção em quantidade de matéria (mols) de moléculas entre duas substâncias de uma reação é a mesma proporção em moléculas, e ambas coincidem com a proporção entre os coeficientes da equação.

Exemplo

Calcule a quantidade de matéria do gás nitrogênio (N_2) necessária para reagir com 12 mol de gás hidrogênio (H_2), formando amônia (NH_3).

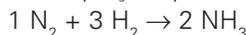
1º Passo:

Identificação da equação química, pois é necessário escrevermos a equação envolvida na reação: o nitrogênio reage com o hidrogênio, formando amônia.



2º Passo:

Balanceamento da equação química:



3º Passo:

Identificação da relação estequiométrica envolvida no cálculo em questão:



proporção de mols: 1 mol 3 mol
dados do enunciado: n mol 12 mol

regra de três: 1 mol — 3 mol
n mol — 12 mol
n = 4 mol N_2

RELAÇÃO ENTRE QUANTIDADE DE MATÉRIA E MASSA

O problema apresenta os dados em termos de quantidades em mols (ou massa), e a quantidade incógnita é pedida em massa (ou em termos de quantidade de matéria em mols).

massa (g) $\xrightarrow{\text{massa molar (g/mol)}}$ quantidade de matéria (mol)

Com isso, podemos montar a seguinte relação:

amostra de M g $\xrightarrow{\text{corresponde a}}$ 1 mol ou
1 amostra de m g $\xrightarrow{\text{corresponde a}}$ n mol

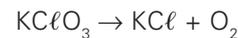
$$\left\{ \begin{array}{l} n = \frac{m \cdot 1 \text{ mol}}{M \text{ g}} \\ m = \frac{n \text{ mol} \cdot M \text{ g}}{1 \text{ mol}} \end{array} \right.$$

Exemplo

Calcule a massa de cloreto de potássio (KCl) por meio da composição de 3 mols de clorato de potássio (KClO_3), formando cloreto de potássio e gás oxigênio (O_2).

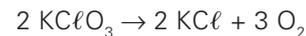
1º Passo:

Identificação da equação química que representa a reação:



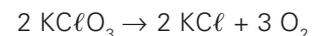
2º Passo:

Balanceamento da equação química:



3º Passo:

Identificação da relação estequiométrica envolvida no cálculo em questão:



proporção de mols: 2 mol 2 mol

transformação do mol na
grandeza do enunciado: 2 mol $2 \cdot 74,6\text{ g}$
dados do enunciado: 3 mol m

regra de três: 2 mol — $2 \cdot 74,6\text{ g}$
3 mol — m
m = 223,8 g KCl

RELAÇÃO ENTRE MASSA E MASSA

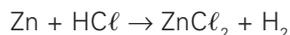
Os dados do problema e as quantidades incógnitas pedidas são expressos em termos de massa.

Exemplo

Calcule a massa de zinco (Zn) necessária para reagir com 109,5 g de ácido clorídrico (HCl), formando cloreto de zinco (ZnCl₂) e gás hidrogênio (H₂).

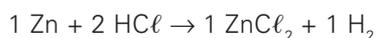
1º Passo:

Identificação da equação química que representa a reação:



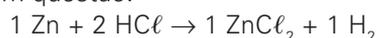
2º Passo:

Balanciamento da equação química:



3º Passo:

Identificação da relação estequiométrica envolvida no cálculo em questão:



proporção de mols: 1 mol 2 mol

transformação do
mol na grandeza

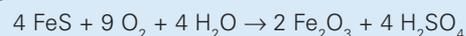
do enunciado: 65,5 g 2 · 36,5 g

dados do enunciado: m 2 · 36,5 g

regra de três: 65,5 g Zn — 2 · 36,5 g HCl
m — 109,5 g HCl,
m = 98,25 g Zn

EXERCÍCIO RESOLVIDO

O sulfeto de ferro pode ser usado como matéria-prima na produção de ácido sulfúrico, como indicado na reação a seguir.



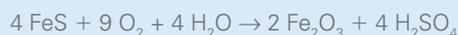
Considerando uma reação completa, a massa de FeS que mais se aproxima da massa necessária para produzir 10 mols de H₂SO₄ é

Dados: S = 32 u; Fe = 56

- a) 350 g.
- b) 720 g.
- c) 880 g.**
- d) 1 260 g.
- e) 1 440 g.

Resolução

Devemos, primeiramente, escrever a equação balanceada da reação:



Como o problema fornece a quantidade de matéria de ácido sulfúrico (H₂SO₄) e pede a massa de sulfeto de ferro (FeS), temos:



$$x = 880 \text{ g de FeS}$$

Logo, a massa de FeS obtida é 880 g.

ROTEIRO DE AULA

Estequiometria

Representação da equação química

Balanceando equações – Coeficientes estequiométricos

Leitura e interpretação da equação química

Cálculos estequiométricos

Relação quantidade de matéria – quantidade

de matéria

Relação quantidade de matéria – massa

Relação massa – massa

Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

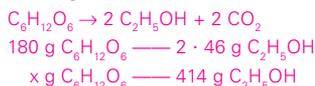
1. Uni-Facef-SP – Durante o processo de fermentação das uvas, seus açúcares são transformados em etanol. Esse processo pode ser representado pela equação:



Considerando que a reação tenha rendimento total, a massa de açúcar necessária para sintetizar 414 g de etanol é de

Dados: massas atômicas em g/mol: H = 1; C = 12; O = 16

- a) 1 656 g.
b) 810 g.
 c) 552 g.
 d) 108 g.
 e) 40 g.



$$x = \frac{414 \cdot 180}{92} = 810 \text{ g } C_6H_{12}O_6$$

2. UFRR (adaptado) – Os óleos vegetais são empregados na culinária, na fabricação de produtos alimentícios, medicamentos, cosméticos, materiais de limpeza, combustíveis, tintas etc. Em Roraima, os óleos vegetais podem ser obtidos de sementes de soja, girassol e amendoim ou de frutos de diversas palmeiras (inajá, pupunha, tucumã ou dendê). Atualmente, os óleos vegetais despontam como combustíveis renováveis e são responsáveis pela produção do biodiesel, combustível de queima mais “limpa”. O biodiesel é obtido da reação do óleo vegetal com um álcool na presença de um catalisador conforme a equação a seguir:



Calcule a massa de óleo vegetal necessária para produzir 1 quilograma de biodiesel.

Dados: massas atômicas em g/mol: H = 1; C = 12; O = 16

$$M(C_{51}H_{98}O_6) = 806 \text{ g/mol}$$

$$M(C_{18}H_{36}O_2) = 284 \text{ g/mol}$$

$$806 \text{ g } C_{51}H_{98}O_6 \text{ — } 3 \cdot 284 \text{ g } C_{18}H_{36}O_2$$

$$x \text{ g — } 1 000 \text{ g}$$

$$x = 946 \text{ g de } C_{51}H_{98}O_6$$

3. PUC-RJ (adaptado)

C7-H25

O silicato de sódio (Na_2SiO_3), utilizado na composição do cimento, pode ser obtido por meio de um processo de calcinação (em elevada temperatura) da sílica (SiO_2) com carbonato de sódio (Na_2CO_3). A equação química balanceada que representa esse processo está mostrada a seguir:



Dados: $M(SiO_2) = 60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(Na_2SiO_3) = 122 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Considerando que o rendimento desse processo foi de 100%, a massa, em kg de Na_2SiO_3 , formada por 9 kg de sílica, foi de, aproximadamente,

- a) 10,4
 b) 12,8
 c) 14,6
 d) 17,2
e) 18,3



$$60 \text{ g — } 122 \text{ g}$$

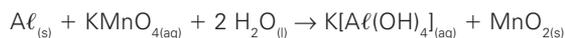
$$9 \text{ kg — } m_{Na_2SiO_3}$$

$$m_{Na_2SiO_3} = \frac{9 \text{ kg} \cdot 122 \text{ g}}{60 \text{ g}} = 18,3 \text{ kg}$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

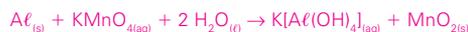
Habilidade: Caracterizar materiais ou substâncias, identificando etapas, rendimentos ou implicações biológicas, sociais, econômicas ou ambientais de sua obtenção ou produção.

4. Famema-SP (adaptado) – Soluções aquosas de permanganato de potássio não devem ser colocadas em contato com recipientes de alumínio, pois reagem com esse metal, corroendo-o, de acordo com a equação:



Calcule a massa de alumínio que sofre corrosão quando uma solução contendo 10,0 g de permanganato de potássio reage completamente com esse metal.

Teremos:



$$27 \text{ g — } 158 \text{ g}$$

$$x \text{ g — } 10 \text{ g}$$

$$x = 1,71 \text{ g}$$

5. UNIFESP (adaptado) – O cloreto de alumínio anidro, $AlCl_{3(s)}$, tem grande importância para a indústria química, pois é empregado como catalisador em diversas reações orgânicas. Esse composto pode ser obtido pela reação química entre cloro gasoso, $Cl_{2(g)}$ e alumínio metálico, $Al_{(s)}$.

Escreva a equação balanceada dessa reação química e calcule a massa de cloreto de alumínio anidro que é obtida pela reação completa de 540 g de alumínio com cloro em excesso. Apresente os cálculos.

Dados: $Al = 27$; $Cl = 35,5$.

Equação balanceada dessa reação química:



Cálculo da massa de cloreto de alumínio:

$$Al = 27; AlCl_3 = 133,5$$



$$2 \cdot 27 \text{ g} \text{ — } 2 \cdot 133,5 \text{ g}$$

$$540 \text{ g} \text{ — } m_{AlCl_3}$$

$$m_{AlCl_3} = \frac{540 \text{ g} \cdot 2 \cdot 133,5 \text{ g}}{2 \cdot 27 \text{ g}}$$

$$m_{AlCl_3} = 2670 \text{ g}$$

6. IFMG-MG – O carbonato de lítio é um medicamento empregado para o tratamento de transtornos bipolares. Se um indivíduo toma um comprimido de 750 mg ao dia, então ele irá ingerir diariamente

Dados: $Li = 7$; $C = 12$; $O = 16$

a) $6,0 \cdot 10^{21}$ íons lítio.

b) $6,0 \cdot 10^{23}$ íons carbonato.

c) 0,01 mol de carbonato de lítio.

d) $1,8 \cdot 10^{241}$ átomos de oxigênio.

e) 2,0 íons carbonato para cada íon lítio.

Se um indivíduo toma um comprimido de 750 mg ($750 \cdot 10^{-3}$ g) ao dia, então:

$$Li_2CO_3 \text{ (carbonato de lítio)} = 74 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$1 \text{ mol} \text{ — } 74 \text{ g}$$

$$n \text{ mol} \text{ — } 750 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

$$n = 0,01013 = 0,01 \text{ mol}$$

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. UEG-GO

O consumo excessivo de cloreto de sódio pode causar problemas de saúde, como a hipertensão arterial. A fim de reduzir a incidência desse tipo de enfermidade, a Organização Mundial de Saúde (OMS) considera adequado o consumo de, no máximo, 2 gramas desse sal por dia.

Disponível em: <www1.folha.uol.com.br/folha/equlibrio/noticias/ult263u533419.shtml>.

Acesso em: 14 ago. 2012. Adaptado.

A tabela a seguir representa a quantidade de íons sódio presente em três alimentos consumidos por um indivíduo em determinado dia.

Alimento	Íons Na^+ (mg)/100 g de alimento	Consumo do indivíduo (g/dia)
A	200	120
B	310	190
C	750	20

A quantidade, em gramas, de cloreto de sódio ingerido por essa pessoa nesse dia será de, aproximadamente,

Dado: $MM(NaCl) = 58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

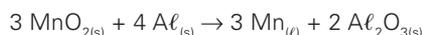
a) 0,98

b) 1,25

c) 1,82

d) 2,50

8. IFSP-SP (adaptado) – O metal manganês, empregado na obtenção de ligas metálicas, pode ser obtido no estado líquido, a partir do mineral pirolusita, MnO_2 , pela reação representada por:



Considerando que o rendimento da reação seja de 100%, qual massa de alumínio, em quilogramas, deve reagir completamente para a obtenção de 165 kg de manganês?

Dados: Massas molares em $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: $O = 16$; $Al = 27$; $Mn = 55$.

9. UPF-RS – A combustão é um importante processo químico que impulsiona a sociedade moderna, no entanto sabe-se que a excessiva queima dos combustíveis fósseis prejudica muito a qualidade ambiental do ar atmosférico em razão dos poluentes liberados. A seguir, encontra-se a representação da equação química na qual não estão presentes os ajustes corretos dos

coeficientes estequiométricos concernentes à reação de combustão completa de um dos componentes que corresponde à gasolina, o octano, $C_8H_{18(l)}$.



Analise as seguintes proposições:

- I. As diferentes frações obtidas do petróleo, inclusive a gasolina, são obtidas na indústria petroquímica, através do processo de separação de sistemas denominado destilação simples.
- II. Para aumentar o rendimento da gasolina e do óleo diesel, as frações de cadeias carbônicas maiores são submetidas a um processo chamado de craqueamento catalítico, que envolve o aquecimento a altas temperaturas, com o auxílio de catalisadores adequados e na ausência de oxigênio.
- III. Na combustão de 2 mols de gasolina, $C_8H_{18(l)}$, são liberados 704,16 g de $CO_{2(g)}$ para o ambiente.
- IV. Para a combustão completa de 2 mols de gasolina, são necessários 9 mols de gás oxigênio, $O_{2(g)}$.

Dados: C = 12,01; O = 16

É correto apenas o que se afirma em

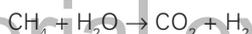
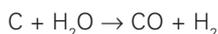
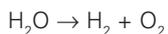
- a) I, II e III.
- b) I, III e IV.
- c) II, III e IV.
- d) II e III.
- e) II e IV.

10. UENP-PR – Leia o texto a seguir.

Há 76 anos, o dirigível Hindenburg explodiu no ar em Nova Jersey e, dos 100 passageiros, vários ficaram feridos e 35 morreram. Pesquisa recente identificou o motivo exato do desastre: eletricidade estática. Por meio de investigações com modelos em escala, pesquisadores chegaram à seguinte explicação para o acidente de 1937: o dirigível ficou carregado estaticamente, devido ao fato de ter atravessado uma tempestade. Somado a isso, também houve falha em uma das válvulas de gás hidrogênio. Quando foram pegas as cordas para o pouso, por causa da estática, causou-se uma faísca. Assim, o fogo espalhou-se da cauda para as outras partes do dirigível facilitado pelo vazamento do hidrogênio.

GALILEU. Causa do acidente com o dirigível Hindenburg é descoberta 76 anos depois. Disponível em: <<http://revistagalileu.globo.com/Revista/Common/0,,EMI332611-17770,00.html>>. Acesso em: 1º out. 2015.

O gás presente no dirigível Hindenburg, quando ocorreu o acidente em que morreram 35 pessoas, era o gás hidrogênio. As reações a seguir apresentam algumas formas para obtenção desse gás.

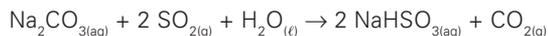


Assinale a alternativa que apresenta a soma dos coeficientes obtidos para o hidrogênio nas quatro reações, após o balanceamento.

Observação: os coeficientes usados no balanceamento de uma equação química devem ser os menores números inteiros possíveis.

- a) 4
- b) 5
- c) 6
- d) 7
- e) 8

11. FGV-SP (adaptado) – O hidrogenossulfito de sódio, $NaHSO_3$, é um insumo usado na indústria de fabricação de papel e de curtume. Pode ser obtido pela reação representada na seguinte equação:



Qual a quantidade máxima de $NaHSO_3$, em mols, produzida por 42,4 toneladas de Na_2CO_3 ?

12. FCM-PB – O $NaClO_3$ e o $NaClO_2$ são sais de sódio clorados. São empregados na indústria para a geração de dióxido de cloro, no branqueamento de fibras têxteis, polpa de celulose e papel. O $NaClO_3$ é empregado também como herbicida não seletivo, desfoliante e dessecante. O $NaClO_2$, por sua vez, tem aplicações também como desinfetante, em antissépticos bucais, cremes e géis dentais. Ambos os sais podem ser obtidos pela reação a seguir não balanceada.



Sobre essas substâncias e por meio da reação química dada, é correto afirmar:

- a) O íon ClO_3^- , perclorato, apresenta uma geometria trigonal planar, com três ligações simples entre o átomo de cloro e os átomos de oxigênio.
- b) A soma dos menores coeficientes estequiométricos inteiros da reação é igual a 7.
- c) Partindo de 67,5 g de ClO_2 , obtém-se 1 mol de $NaClO_2$.
- d) O íon ClO_2^- apresenta em sua estrutura de Lewis dois pares de elétrons não compartilhados e por isso apresenta estrutura geométrica linear.
- e) A nomenclatura correta do ácido formado a partir da reação do $NaClO_2$ com a água é ácido clórico.

13. IFMG-MG – No processo de obtenção do alumínio, metal utilizado na fabricação de latinhas de refrigerantes, ocorre uma etapa de extração do minério (bauxita) que gera um produto intermediário, a alumina (Al_2O_3), com 100% de rendimento. A equação não balanceada que descreve a redução do alumínio (eletrólise) envolvida nesse processo é



Se a quantidade média de alumina na bauxita é de 45% em massa e cada latinha de refrigerante consome 0,49 mol de alumínio, então a massa de bauxita a ser retirada do ambiente para produzir 1 000 latinhas em kg é, aproximadamente, igual a

Dados: $O = 16$; $Al = 27$

- a) 11,3 c) 50,0 e) 111,1
b) 25,0 d) 55,5

14. UNIFESP

Lâmpadas incandescentes, como as de 60W, têm uma data-limite no Brasil para fabricação e importação. Para sua substituição, são recomendadas as lâmpadas fluorescentes, mais econômicas, embora as incandescentes reproduzam mais fielmente a luz natural, produzida no Sol e filtrada pela atmosfera terrestre.

A lâmpada incandescente tem em seu interior um filamento de tungstênio (W). A lâmpada fluorescente mais comum contém mercúrio (Hg), de massa molar 200 g/mol, que é uma substância tóxica, cujo limite máximo de seu vapor, estabelecido pela Organização Mundial da Saúde (OMS), é 0,04 mg por m^3 de ar no ambiente de trabalho.

Disponível em: <www.brasil.gov.br>. Adaptado.

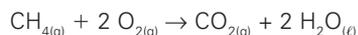
- a) Com base nas posições dos metais W e Hg na classificação periódica dos elementos químicos, qual deles apresenta maior ponto de fusão e maior massa específica (densidade absoluta)? Justifique sua resolução.

- b) Em um galpão isolado e totalmente vazio, foi quebrada uma lâmpada fluorescente contendo $1,0 \cdot 10^{-4}$ mol de Hg. Sabendo-se que todo o Hg vaporizou-se, distribuindo-se uniformemente pelo ar ambiente e atingindo o limite máximo estabelecido pela OMS, calcule o volume ocupado pelo ar no interior do galpão.

15. UEA-AM – O óleo diesel, principal combustível utilizado nas pequenas e médias embarcações de transporte fluvial, é derivado do petróleo e é constituído basicamente por hidrocarbonetos. Na combustão completa de 1 mol de moléculas de um hidrocarboneto alcano com 16 átomos de carbono, são produzidos

- a) 18 mols de moléculas de H_2O .
b) 19 mols de moléculas de H_2O .
c) 17 mols de moléculas de H_2O .
d) 16 mols de moléculas de H_2O .
e) 15 mols de moléculas de H_2O .

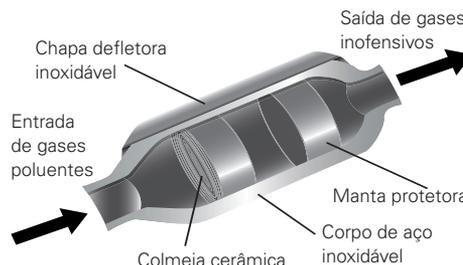
16. Unisc-RS – O GNV (Gás Natural Veicular) é composto principalmente de metano. A reação de combustão do metano pode ser descrita como



É correto afirmar que, na combustão de 160 g de metano,

- a) são consumidos 640 L de oxigênio nas CNTP.
b) são formados 36 g de água.
c) são formados 440 g de CO_2 .
d) são liberados na atmosfera 44 L de CO_2 .
e) a massa total de produtos formados será de 224 g.

17. Unifor-CE – Nas grandes cidades, a quantidade de poluição que todos os carros produzem juntos pode criar grandes problemas. Na Europa, nos EUA e no Brasil, foram criadas normas para limitar a quantidade de poluição que os carros podem produzir, assim os fabricantes de automóveis melhoraram motores e sistemas de alimentação, reduzindo ainda mais os poluentes, mediante o uso de catalisadores, que tratam os gases de escapamento antes que eles saiam do automóvel.



Catalisador automobilístico

A imagem anterior sugere que, na combustão ocorrente no motor do carro, entram no sistema catalisador gases poluentes, como o monóxido de carbono, e saem na descarga gases inofensivos mediante novos processos químicos ocorrentes no interior do sistema catalisador.

Se na entrada do catalisador forem introduzidos 20 mols de monóxido de carbono, quantos mols de oxigênio molecular serão gastos e quantos mols de gás carbônico serão eliminados supondo a reação simples entre o monóxido de carbono e o oxigênio molecular?

- a) Serão gastos 10 mols de O_2 e eliminados 20 mols de CO_2 .
b) Serão gastos 20 mols de O_2 e eliminados 10 mols de CO_2 .
c) Serão gastos 20 mols de O_2 e eliminados 20 mols de CO_2 .
d) Serão gastos 10 mols de O_2 e eliminados 10 mols de CO_2 .
e) Serão gastos 30 mols de O_2 e eliminados 20 mols de CO_2 .

ESTUDO PARA O ENEM

18. Enem

C7-H25

A água potável precisa ser límpida, ou seja, não deve conter partículas em suspensão, tais como terra ou restos de plantas, comuns nas águas de rios e lagoas. A remoção das partículas é feita em estações de tratamento, onde $\text{Ca}(\text{OH})_2$ em excesso e $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ são adicionados em um tanque para formar sulfato de cálcio e hidróxido de alumínio. Esse último se forma como flocos gelatinosos insolúveis em água, que são capazes de agregar partículas em suspensão. Em uma estação de tratamento, cada 10 gramas de hidróxido de alumínio são capazes de carregar 2 gramas de partículas. Após decantação e filtração, a água límpida é tratada com cloro e distribuída para as residências. As massas molares dos elementos H, O, Al, S e Ca são, respectivamente, 1 g/mol, 16 g/mol, 27 g/mol, 32 g/mol e 40 g/mol.

Considerando que 1 000 litros da água de um rio possuem 46 gramas de partículas em suspensão, a quantidade mínima de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ que deve ser utilizada na estação de tratamento de água, capaz de tratar 3000 litros de água de uma só vez, para garantir que todas as partículas em suspensão sejam precipitadas, é mais próxima de

- a) 59 g.
- b) 493 g.
- c) 987 g.
- d) 1 480 g.
- e) 2 960 g.

19. UnitaU-SP

C7-H25

No Brasil, em 2016, foram consumidos, aproximadamente, 369 cigarros *per capita*, segundo informações publicadas pelo Instituto Nacional do Câncer (INCA). Assumindo que uma árvore adulta consiga absorver 140 kg de CO_2 por ano, e que cada cigarro contenha 0,35 g do elemento químico carbono, quantas árvores

seriam necessárias, aproximadamente, para absorver todo o CO_2 gerado pela queima de todos os cigarros consumidos no Brasil em 2016? Assuma que, na combustão do carbono presente no cigarro, a conversão em CO_2 seja igual a 100%.

Dados: população brasileira igual a 207 milhões de habitantes.

- a) 100 000
- b) 300 000
- c) 500 000
- d) 700 000
- e) 900 000

20. Unicamp-SP

C7-H25

Quando uma tempestade de poeira atingiu o mar da Austrália em 2009, observou-se que a população de fitoplâncton aumentou muito. Esse evento serviu de base para um experimento em que a ureia foi utilizada para fertilizar o mar, com o intuito de formar fitoplâncton e capturar o CO_2 atmosférico. De acordo com a literatura científica, a composição elementar do fitoplâncton pode ser representada por $\text{C}_{106}\text{N}_{16}\text{P}$. Considerando que todo o nitrogênio adicionado ao mar seja transformado em fitoplâncton, capturando o gás carbônico da atmosfera, 1 (uma) tonelada de nitrogênio seria capaz de promover a remoção de, aproximadamente, quantas toneladas de gás carbônico?

Dados: Massas molares em $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: C = 12; N = 14 e O = 16.

- a) 6,6
- b) 20,8
- c) 5,7
- d) 1 696

24

CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO II - RELAÇÕES ENTRE MASSA-MOL, NÚMERO DE MOLÉCULAS E MASSA E MOL-VOLUME

- Cálculo estequiométrico: mol – volume
- Cálculo estequiométrico: quantidade de moléculas e átomos

HABILIDADES

- Trabalhar com relações de mol, volume e quantidade de moléculas e átomos.



O volume ocupado por uma substância depende do lugar onde ela está contida.

Você já parou para pensar em quantos átomos ou moléculas existem dentro de um balão cheio de ar? Ou então em um líquido dentro de um frasco? Nem sempre os químicos possuem a massa da substância, em gramas, para fazer uma relação simples com a quantidade de moléculas utilizando a massa molar, como vimos no módulo anterior.

Existem algumas formas diferentes de se utilizar o cálculo estequiométrico. Elas são utilizadas conforme são requeridas.

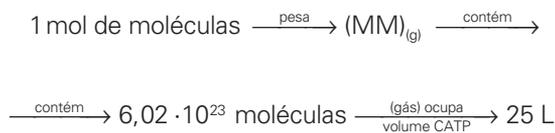
Relação entre massa e volume

Os dados do problema são expressos em massa ou volume, e a quantidade incógnita é pedida em volume ou vice-versa.

As relações estequiométricas envolvendo volume estão mostradas a seguir, mas lembre-se de que esse assunto (gases) será abordado de maneira mais aprofundada nos módulos seguintes.

1 mol de moléculas $\xrightarrow{\text{pesa}}$ (MM)_(g) $\xrightarrow{\text{contém}}$ $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas $\xrightarrow[\text{volume CNTP}]{\text{(gás) ocupa}}$ 22,4 L

No estado gasoso e nas CNTP, 1 mol sempre ocupa um volume de 22,4 L.

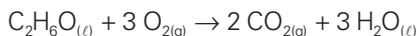


No estado gasoso e nas CATP, 1 mol sempre ocupa um volume de 25 L.

As equações anteriores nos mostram que 1 mol de moléculas apresenta uma massa correspondente ao valor numérico da massa molecular expressa em gramas, um valor numericamente igual à massa de $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas da referida substância e, se estiver no estado gasoso, um volume de 22,4 L nas CNTP ($T = 0 \text{ }^\circ\text{C}$ e 1 atm) ou um volume de 25 L nas CATP ($T = 25 \text{ }^\circ\text{C}$ e 1 atm).

Exemplo

Qual o volume de CO_2 , em litros, produzido por 138 g de álcool etílico, nas CNTP?

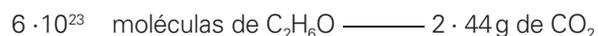
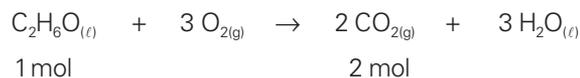


Relação entre número de moléculas e massa, quantidade em mols ou volume

Os dados do problema são expressos em termos de número de moléculas ou número de átomos, e a quantidade incógnita é pedida em massa, em quantidade em mols ou em volume.

Exemplo

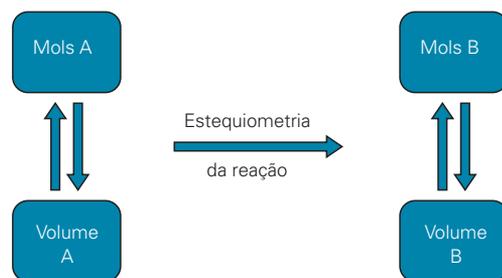
Qual é a massa de CO_2 , em gramas, produzida por $1,8 \cdot 10^{23}$ moléculas de álcool etílico?



Reações envolvendo gases - Lei de Gay-Lussac (1808)

Quando as substâncias envolvidas na reação forem gasosas e estiverem **nas mesmas condições de temperatura e pressão**, as relações volumétricas serão equivalentes às suas respectivas relações estequiométricas. Essa equivalência se justifica pela lei de Gay-Lussac, apresentada a seguir.

Os volumes das substâncias gasosas participantes de uma reação química, estando nas mesmas condições de temperatura e pressão, guardam entre si uma relação constante de números inteiros e menores possíveis.



EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. UEM-PR – A combustão do etanol (C_2H_6O) e da gasolina (C_8H_{18}) em um determinado carro popular *flex* gera quantidades diferentes de CO_2 , conforme ilustra o quadro a seguir.

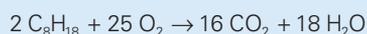
Combustível	Emissão de CO_2 por cada litro de combustível queimado
Etanol	1,5 kg
Gasolina	2,4 kg

Supondo que esse carro consiga percorrer 15 km com um litro de gasolina e que esse mesmo carro, quando abastecido com etanol, consiga percorrer 70% da distância percorrida com gasolina, assinale o que for correto.

- 01)** Com 5 litros de etanol, o automóvel percorre mais de 50 km.
02) A cada quilômetro percorrido pelo carro com etanol, são emitidos, aproximadamente, 143 gramas de CO_2 .
04) A quantidade de CO_2 emitida pelo carro ao rodar com etanol é 70% da quantidade emitida ao percorrer a mesma distância com gasolina.
08) O etanol e a gasolina são, ambos, hidrocarbonetos.
16) As reações químicas de combustão do etanol e da gasolina, com as devidas constantes de estequiometria, podem ser representadas, respectivamente, pelas equações a seguir.



e



Dê a soma dos números dos itens corretos.

Resolução

19 (01 + 02 + 16)

01) Correto. Com 5 litros de etanol, o automóvel percorrerá mais de 50 km.

1 L ——— 15 km

5 L ——— x

x = 75 km

$$\frac{70}{100} \cdot 75 \text{ km} = 52,5 \text{ km}$$

02) Correto. A cada quilômetro percorrido pelo carro com etanol, são emitidos, aproximadamente, 143 gramas de CO_2 .

10,5 km são percorridos pelo carro com 1 L de etanol.
 10,5 km ——— 1,5 kg de CO_2

1 km ——— y

$$y = 143 \text{ g de } CO_2$$

04) Incorreto. A quantidade de CO_2 emitida pelo carro ao rodar com etanol não é 70% da quantidade emitida ao percorrer a mesma distância com gasolina.

15 km são percorridos pelo carro com 1 L de gasolina.

15 km ——— 2,4 kg de CO_2

1 km ——— z

$$z = 160 \text{ g de } CO_2$$

$$70\% \text{ de } 160 \text{ g} = 112 \text{ g}$$

08) Incorreto. O etanol é um álcool e a gasolina é uma mistura de hidrocarbonetos.

16) Correto. As reações químicas de combustão do etanol e da gasolina, devidamente balanceadas, podem ser representadas, respectivamente, por:



2. PUC-MG – O peróxido de hidrogênio, ao entrar em contato com o fermento biológico utilizado na fabricação de pães em padarias, sofre decomposição, gerando água e oxigênio, como mostrado na equação a seguir.



Com o objetivo de produzir O_2 para uma reação química, um estudante fez o uso do conhecimento apresentado anteriormente e obteve 150 L de O_2 , medidos nas CNTP (273,15 K e 1 atm). A quantidade, em gramas, de peróxido de hidrogênio utilizada na produção do oxigênio gasoso foi de, aproximadamente,

a) 68

b) 300

c) 350,6

d) 455,3

Resolução

2 · 34 g ——— 22,4 L

$m_{H_2O_2}$ ——— 150 L

$$m_{H_2O_2} = 455,36 \text{ g}$$

ROTEIRO DE AULA**Estequiometria**

Representação da equação química

Balanceamento de equações –
Coeficientes estequiométricosLeitura e interpretação
da equação química

Cálculos estequiométricos

Relação mol-volume (CNTP)

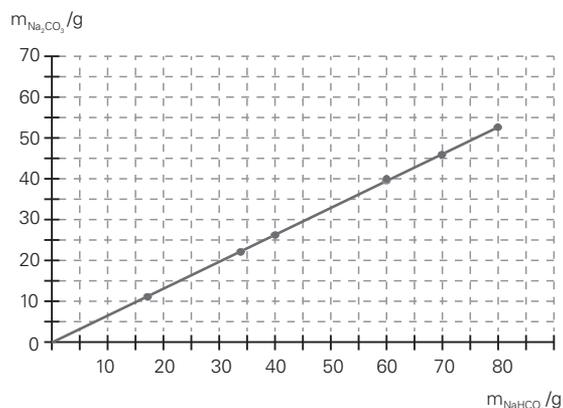
Relação mol-volume (CATP)

Relação mol-moléculas

Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

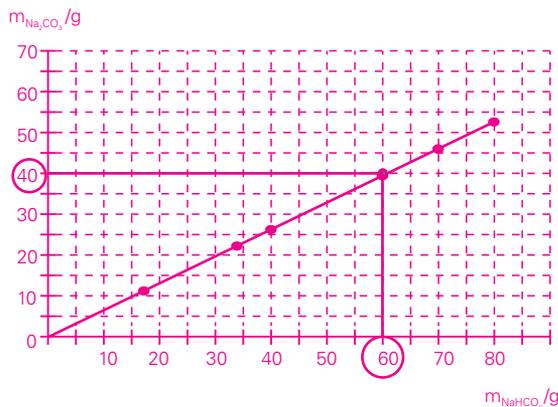
EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. UNESP – Bicarbonato de sódio sólido aquecido decompõe-se, produzindo carbonato de sódio sólido, além de água e dióxido de carbono gasosos. O gráfico mostra os resultados de um experimento em que foram determinadas as massas de carbonato de sódio obtidas pela decomposição de diferentes massas de bicarbonato de sódio.



Os dados do gráfico permitem concluir que as massas de carbonato de sódio e bicarbonato de sódio nessa reação estão relacionadas pela equação $m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = k \cdot m_{\text{NaHCO}_3}$, e que o valor aproximado de k é

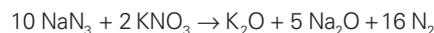
- a) 0,3
b) 1,0
c) 0,2
d) 0,7
e) 1,2



$$40 \text{ g} = k \cdot 60 \text{ g}$$

$$k = \frac{40 \text{ g}}{60 \text{ g}} = \frac{2}{3} = 0,7$$

2. PUC-PR (adaptado) – O *airbag* é um equipamento de segurança na forma de bolsas infláveis que protege os ocupantes de veículos em caso de acidente e tem como princípio fundamental reações químicas. Esse dispositivo é constituído de pastilhas contendo azida de sódio e nitrato de potássio, que são acionadas quando a unidade de controle eletrônico envia um sinal elétrico para o ignitor do gerador de gás. A reação de decomposição da azida de sódio (NaN_3) ocorre a 300°C e é instantânea, mais rápida que um piscar de olhos, cerca de 20 milésimos de segundo, e desencadeia a formação de sódio metálico e nitrogênio molecular, que rapidamente inflama o balão do *airbag*. O nitrogênio formado na reação é um gás inerte, apresentado pela equação geral a seguir.



Considerando uma pastilha de 150 g de azida de sódio com 100% de pureza, qual é o volume aproximado de gás nitrogênio produzido nas condições ambientes?

Dados: Volume de gás nas condições ambientes = 25 L / mol
Massa molar do NaN_3 = 65 g/mol.



$$x = 92,30 \text{ L}$$

3. Enem

C7-H25

No Brasil, os postos de combustíveis comercializam uma gasolina com cerca de 22% de álcool anidro. Na queima de 1 litro desse combustível, são liberados cerca de 2 kg de CO_2 na atmosfera. O plantio de árvores pode atenuar os efeitos dessa emissão de CO_2 . A quantidade de carbono fixada por uma árvore corresponde a aproximadamente 50% de sua biomassa seca, e, para cada 12 g de carbono fixados, 44 g de CO_2 são retirados da atmosfera. No Brasil, o plantio de eucalipto (*Eucalyptus grandis*) é bem difundido, sendo que, após 11 anos, essa árvore pode ter a massa de 106 kg, dos quais 29 kg são água.

Uma única árvore de *Eucalyptus grandis*, com as características descritas, é capaz de fixar a quantidade de CO_2 liberada na queima de um volume dessa gasolina próximo de

- a) 19 L
b) 39 L
c) 71 L
d) 97 L
e) 141 L

Árvore:

$$m = 106 \text{ kg}$$

$$m_{\text{água}} = 29 \text{ kg}$$

$$m_{\text{seca}} = 106 - 29 = 77 \text{ kg}$$

$$\text{Quantidade de carbono fixada} = 0,50 \cdot 77 \text{ kg (50\% de sua biomassa seca)}$$

$$\text{Quantidade de carbono fixada} = 38,5 \text{ kg}$$

$$12 \text{ g de carbono fixado} \longrightarrow 44 \text{ g de CO}_2$$

$$38,5 \text{ kg de carbono fixado} \longrightarrow m_{\text{CO}_2}$$

$$m_{\text{CO}_2} = \frac{38,5 \text{ kg} \cdot 44 \text{ g}}{12 \text{ g}} = 141,17 \text{ kg}$$

$$1 \text{ L de gasolina} \longrightarrow 2 \text{ kg de CO}_2$$

$$V \longrightarrow 141,17 \text{ kg de CO}_2$$

$$V = \frac{141,17 \text{ kg} \cdot 1 \text{ L}}{2 \text{ kg}}$$

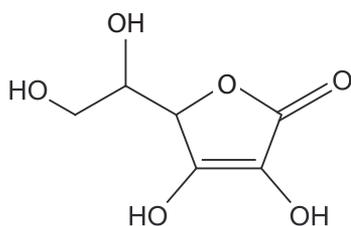
$$V = 70,85 \text{ L} = 71 \text{ L}$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Caracterizar materiais ou substâncias, identificando etapas, rendimentos ou implicações biológicas, sociais, econômicas ou ambientais de sua obtenção ou produção.

4. USF-SP (adaptado) – Nos períodos mais frios do ano, algumas pessoas utilizam o ácido ascórbico, na forma efervescente, em virtude dos benefícios que essa vitamina traz ao organismo. Também conhecido como vitamina C, o ácido ascórbico evita o escorbuto e fortalece o sistema imunológico. Nas Grandes Navegações, os marinheiros não dispunham de frutas frescas e adoeciam devido à carência dessa substância.

A seguir, é apresentada a estrutura molecular do ácido ascórbico.



Com base na estrutura apresentada, responda ao que se pede.

a) Qual é a característica química que torna o ácido ascórbico uma substância bastante solúvel em água?

O ácido ascórbico apresenta grupos OH que fazem ligações de hidrogênio com a água.

b) Qual é a equação que representa a combustão completa, produzindo CO_2 e H_2O do ácido ascórbico? Utilize os menores valores inteiros para cada substância como índice estequiométrico.

Equação que representa a combustão completa do ácido ascórbico:



c) Considerando a equação de combustão do item (b), qual o volume de gás carbônico produzido nas CNTP (1 mol = 22,4 L) quando se queimam 10 g de ácido ascórbico totalmente puro?

Dados: Massa atômica em $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: H = 1,0; C = 12,0 e O = 16,0

Cálculo do volume de gás carbônico:



$$176 \text{ g} \longrightarrow 6 \cdot 22,4 \text{ L}$$

$$10 \text{ g} \longrightarrow V_{\text{CO}_2}$$

$$V_{\text{CO}_2} = \frac{10 \text{ g} \cdot 6 \cdot 22,4 \text{ L}}{176 \text{ g}}$$

$$V_{\text{CO}_2} = 7,6 \text{ L}$$

5. UFRGS-RS – A decomposição térmica do ácido nítrico na presença de luz libera NO_2 , de acordo com a seguinte reação (não balanceada).



Assinale a alternativa que apresenta o volume de gás liberado, nas CNTP, quando 6,3 g de HNO_3 são decompostos termicamente.

Dados: H = 1; N = 14; O = 16

a) 2,24 L

c) 4,48 L

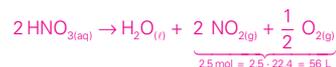
e) 22,4 L

b) 2,80 L

d) 6,30 L

$$\text{HNO}_3 = (1 \cdot 1) + (1 \cdot 14) + (3 \cdot 16) = 63$$

Balaceando a equação, vem:



$$2 \cdot 63 \text{ g} \longrightarrow 56,0 \text{ L}$$

$$6,3 \text{ g} \longrightarrow V$$

$$V = \frac{6,3 \text{ g} \cdot 56,0 \text{ L}}{2 \cdot 63 \text{ g}}$$

$$V = 2,80 \text{ L}$$

6. Fuvest-SP – Em uma aula experimental, dois grupos de alunos G_1 e G_2 utilizaram dois procedimentos diferentes para estudar a velocidade da reação de carbonato de cálcio com excesso de ácido clorídrico. As condições de temperatura e pressão eram as mesmas nos dois procedimentos e, em cada um deles, os estudantes empregaram a mesma massa inicial de carbonato de cálcio e o mesmo volume de solução de ácido clorídrico de mesma concentração.

O grupo G_1 acompanhou a transformação ao longo do tempo, realizada em um sistema aberto, determinando a variação de massa desse sistema (Figura 1 e tabela).

O grupo G_2 acompanhou essa reação ao longo do tempo, porém determinando o volume de dióxido de carbono recolhido (Figura 2).

Tabela: Dados obtidos pelo grupo G_1

Tempo decorrido (segundos)	0	60	180	240
Massa do sistema* (g)	110,00	109,38	109,12	108,90

*Sistema: formado pelo carbonato, solução do ácido e recipiente.

Figura 1

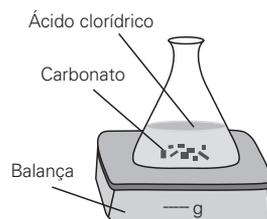
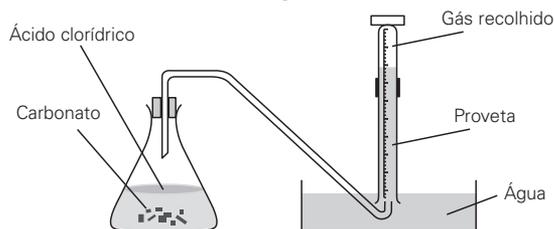


Figura 2



Comparando os dois experimentos, os volumes aproximados de CO_2 , em litros, recolhidos pelo grupo G_2 após 60, 180 e 240 segundos, devem ter sido, respectivamente,

Note e adote:

- massa molar do CO_2 : 44 g/mol;
- massa molar do CO_2 : 24 L/mol;

- a) 0,14; 0,20 e 0,25 d) 0,34; 0,48 e 0,88
 b) 0,14; 0,34 e 0,60 e) 0,62; 0,88 e 1,10
 c) 0,34; 0,48 e 0,60

Adicionando-se ácido clorídrico, em solução aquosa, a carbonato de cálcio, teremos a seguinte reação: $\text{HCl}_{(aq)} + \text{CaCO}_{3(s)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{CO}_{2(g)} + \text{CaCl}_{2(aq)}$. A diferença de massa entre a massa inicial e a massa restante após cada intervalo de tempo corresponderá à massa do gás eliminado no processo ($\text{CO}_{2(g)}$)

Então:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol CO}_2 \text{ — } V_{\text{molar}(\text{CO}_2)} \\ n_{\text{CO}_2} \text{ — } V_{\text{CO}_2} \end{array} \right\} \left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol CO}_2 \text{ — } 24 \text{ L} \\ n_{\text{CO}_2} \text{ — } V_{\text{CO}_2} \end{array} \right\}$$

$$V_{\text{CO}_2} = 24 \cdot n_{\text{CO}_2} = 24 \cdot \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}} = 24 \cdot \frac{m_{\text{CO}_2}}{44}$$

0 – 60 (s):

$$110,0 - 109,38 = 0,62 \text{ g de CO}_2$$

$$V_{\text{CO}_2} = 24 \cdot \frac{0,62}{44} = 0,34 \text{ L}$$

60 – 180 (s):

$$110,0 - 109,12 = 0,88 \text{ g de CO}_2$$

$$V_{\text{CO}_2} = 24 \cdot \frac{0,88}{44} = 0,48 \text{ L}$$

180 – 240 (s):

$$110,0 - 108,90 = 1,10 \text{ g de CO}_2$$

$$V_{\text{CO}_2} = 24 \cdot \frac{1,10}{44} = 0,60 \text{ L}$$

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. UECE – Uma das grandes preocupações da mídia, dos governantes e da sociedade com o meio-ambiente diz respeito à emissão de gás carbônico, um dos responsáveis pelo efeito estufa, causador do aquecimento global. Dentre as várias formas de emissão do gás carbônico, encontra-se a que é realizada pelo corpo humano no processo respiratório, em que o gás oxigênio é inspirado e o gás carbônico é expirado. Para determinar a quantidade de CO_2 expirado por um ser humano adulto, foi realizado um teste reagindo-se esse gás com o hidróxido de bário, em que se observou, em 20 minutos, a produção de 59,1g de

carbonato de bário. Usando-se a equação dessa reação química para determinar o volume desse gás, nas CNTP, que uma pessoa adulta libera, é correto afirmar que, em 1 hora, o volume de CO_2 liberado é de aproximadamente

Dados: C=12; O=16; Ba=137,3.

- a) 15 litros.
 b) 20 litros.
 c) 25 litros.
 d) 30 litros.

8. FEPAR-PR

EXTINTOR DE INCÊNDIO ABC



O Conselho Nacional de Trânsito (Contran) decidiu em reunião, nesta quinta-feira (17/9/2015), que o uso do extintor de incêndio em carros, caminhonetes, camionetas e triciclos de cabine fechada será opcional, ou seja, a falta do equipamento não mais será considerada infração nem resultará em multa. A entidade justifica que os carros atuais possuem tecnologia com maior segurança contra incêndio e, além disso, o despreparo para o uso do extintor poderia causar mais perigo para os motoristas.

Disponível em: <<http://g1.globo.com/carros/noticia/2015/09/extintor-em-carro-deixara-de-ser-obrigatorio.html>>. Acesso em: 26 set. 2015.

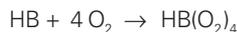
Desde janeiro de 2015, havia a informação de que os veículos automotores só poderiam circular equipados com extintores de incêndio com carga de pó **ABC**. Tratava-se de uma determinação do Contran, com o objetivo de permitir a extinção de incêndio na classe **A**. O antigo pó extintor **BC** (para incêndios de líquidos inflamáveis e de equipamentos elétricos) não possui essa propriedade – não teria eficiência se o incêndio se propagasse pelo painel, bancos e revestimentos internos, mangueiras de borracha e forro do capô do motor.

O extintor ABC tem adicionado em sua composição di-hidrogenofosfato de amônio, ou fosfato de monoamônio, substância necessária para combater incêndios do tipo “**A**”. Tem validade de 5 anos e é descartável, isto é, não pode ser recarregado.

Com base no texto e em conhecimentos sobre o assunto, faça o que se pede.

- Escreva a fórmula molecular do di-hidrogenofosfato de amônio.
- Escreva a fórmula estrutural do di-hidrogenofosfato de amônio.
- Escreva a equação de neutralização parcial de obtenção do di-hidrogenofosfato de amônio por meio do ácido e da base que lhe deram origem.
- Calcule o número de átomos de hidrogênio que existem em 1 150 g de di-hidrogenofosfato de amônio.

9. **UERJ** – A hemoglobina é uma proteína de elevada massa molar, responsável pelo transporte de oxigênio na corrente sanguínea. Esse transporte pode ser representado pela equação química a seguir, em que HB corresponde à hemoglobina.



Em um experimento, constatou-se que 1g de hemoglobina é capaz de transportar $2,24 \cdot 10^{-4}$ L de oxigênio molecular com comportamento ideal nas CNTP.

A massa molar, em g/mol, da hemoglobina utilizada no experimento é igual a

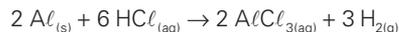
- $1 \cdot 10^5$
- $2 \cdot 10^5$
- $3 \cdot 10^5$
- $4 \cdot 10^5$

10. **EBMSP-BA (adaptado)** – Segundo especialistas em situações estressantes no convívio familiar, no trabalho, no trânsito ou na escola, respirar profundamente oxigena as células cerebrais e ajuda a tranquilizar o indivíduo. O oxigênio absorvido na respiração é utilizado na oxidação controlada de glicose para a obtenção da energia necessária para o funcionamento da célula, processo representado de maneira simplificada pela equação química



Considerando essas informações e admitindo que o oxigênio se comporta como um gás ideal, determine o volume de oxigênio necessário para a oxidação completa de 3,6 g de glicose, a 25 °C, destacando as etapas dos cálculos.

11. **FMP-RS (adaptado)** – O alumínio tem um largo emprego no mundo moderno, como, por exemplo, em latas de refrigerante, utensílios de cozinha, embalagens, na construção civil etc. Esse metal de grande importância possui caráter anfótero, que, colocado em ácido clorídrico ou em uma solução aquosa de hidróxido de sódio concentrado, é capaz de reagir, liberando grande quantidade de calor. Uma latinha de refrigerante vazia pesa, em média, 13,5 g. Uma experiência com cinco latinhas foi realizada em um laboratório para testar sua durabilidade como indicado na reação a seguir.



Qual é o volume, em litros, de gás hidrogênio sob temperatura de 25 °C e pressão de 1 atm?

12. **UECE (adaptado)** – Usado como catalisador no processo Haber, como agente de contraste em ressonância magnética e em camada protetora de aço contra ferrugem, o óxido ferroso-férrico é obtido pela reação entre o ferro metálico e o vapor-d'água, que produz também hidrogênio molecular. Ao fazer reagir 840 g de ferro metálico, a 25 °C e 1 atm de pressão, quanto de gás hidrogênio é obtido?

Dados: Fe = 56 g/mol; volume = 25 L/mol

13. Acafe-SC (adaptado)

No jornal *Folha de S.Paulo*, de 10 de setembro de 2013, foi publicada uma reportagem sobre uma universidade paulista que foi construída sobre uma terra que contém lixo orgânico. “[...] Com o passar do tempo, esse material começa a emitir gás metano, que é tóxico e explosivo [...]”.

Disponível em: <<https://www1.folha.uol.com.br/cotidiano/2013/09/1340139-contaminacao-de-terreno-na-usp-leste-faz-professores-decretarem-greve.shtml>>.

Quantos litros de $O_{2(g)}$ a 1,00 atm e 0 °C são necessários para reagir em uma reação de combustão completa com 40 g de gás metano?

Dados: volume = 22,4 L/mol; H: 1 g/mol; C: 12 g/mol.

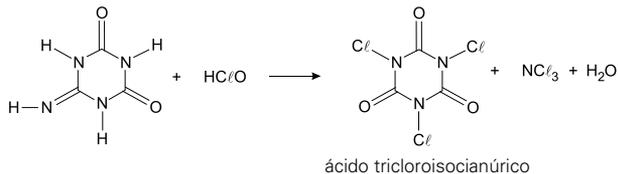
a) 112 L

c) 56 L

b) 61,5 L

d) 49,2 L

14. **USCS-SP** – A desinfecção de água para consumo humano pode ser feita por dois derivados do ácido hipocloroso ($HClO$). Um deles é obtido pela reação do ácido hipocloroso com o hidróxido de sódio e o outro é o ácido tricloroisocianúrico (ACTI), preparado conforme mostra a equação não balanceada:



a) Escreva o nome do sal formado quando o ácido hipocloroso reage com o hidróxido de sódio.

b) Determine quantas moléculas de água são formadas na preparação do ácido tricloroisocianúrico, por molécula de ACTI produzida.

c) A solubilidade do ACTI (massa molar $232,5 \cdot mol^{-1}$) é igual a 1,2 g/100 g de H_2O a 20 °C. Na reação de $HClO$ em excesso com 25,6 g do reagente orgânico (massa molar $128 g \cdot mol^{-1}$), presentes em 1L de solução, qual será a massa de ACTI presente no corpo de fundo formado? Mostre todos os cálculos efetuados e considere que não ocorreu variação de volume pela adição do $HClO$ à solução.

15. Acafe-SC

No jornal *Folha de S.Paulo*, de 14 de junho de 2013, foi publicada uma reportagem sobre o ataque com armas químicas na Síria. “[...] O gás sarin é inodoro e invisível. Além da inalação, o simples contato com a pele desse gás organofosforado afeta o sistema nervoso e provoca a morte por parada cardiorrespiratória. A dose letal para um adulto é de meio miligrama. [...]”.

Disponível em: <<https://acervo.folha.com.br/leitor.do?numero=19525&anchor=5877391&origem=busca&pd=c7451f4b926f22cd83b2490c995b1c81>>. Acesso em: set. 2018.

Com base nas informações fornecidas e nos conceitos químicos, quantas moléculas, aproximadamente, existem em uma dose letal de gás sarin?

Dado: Considere que a massa molar do gás sarin seja 140 g/mol. Constante de Avogadro: $6 \cdot 10^{23}$ moléculas.

- a) $1,68 \cdot 10^{26}$ moléculas
- b) $3,00 \cdot 10^{23}$ moléculas
- c) $2,14 \cdot 10^{21}$ moléculas
- d) $2,14 \cdot 10^{18}$ moléculas

16. UECE (adaptado) – Futuramente, o titânio será mais utilizado na aviação, principalmente na construção de aviões supersônicos, por oferecer grandes vantagens, no que diz respeito à sua elevada temperatura de fusão (1670 °C), visto que o atrito do ar contra as paredes metálicas tende a elevar a temperatura de todo o corpo das aeronaves. A obtenção do titânio pode ser representada pela equação não balanceada:



Qual é o número aproximado de átomos de magnésio consumidos quando 63,3 g de tetracloreto de titânio reagem totalmente?

Dados: $C\ell = 35,5$; $\text{Ti} = 47,9$; $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$

17. EsPCEx-SP/Aman-RJ (adaptado) – Considerando a equação não balanceada da reação de combustão do gás butano descrita por $\text{C}_4\text{H}_{10} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$, a 1 atm e 25 °C (condições padrão) e o comportamento desses gases como sendo ideais, calcule o volume de gás carbônico produzido pela combustão completa do conteúdo de uma botija de gás contendo 174,0 g de butano.

Dados: Massas atômicas: H = 1 u; C = 12 u e O = 16 u
Volume molar nas condições padrão: $24,5 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

ESTUDO PARA O ENEM**18. UERJ (adaptado)**

C7-H25

Uma das técnicas empregadas para separar uma mistura gasosa de CO_2 e CH_4 consiste em fazê-la passar por uma solução aquosa de $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Uma amostra dessa mistura gasosa, sob temperatura de 0 °C e pressão de 1 atm, ao reagir com a solução aquosa de $\text{Ba}(\text{OH})_2$, produz a precipitação de 98,5 g de BaCO_3 . Qual é o volume de CO_2 nas CNTP?

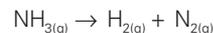
Dados: $V = 22,4 \text{ L/mol}$; $\text{CO}_2 = 44 \text{ g/mol}$; $\text{BaCO}_3 = 197 \text{ g/mol}$

- a) 22,4 L
- b) 112 L
- c) 18 L
- d) 11,2 L

19. Mackenzie-SP

C7-H25

Considere a reação representada a seguir pela equação química que não se encontra balanceada.



Ao ser decomposto $1,7 \cdot 10^5 \text{ g}$ de gás amônia em um processo cujo rendimento global seja de 100%, é correto afirmar que o volume total dos gases produzidos nas CNTP é de

Dados: Massas molares ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$): H = 1 N = 14;
Volume molar nas CNTP ($\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$) = 22,4.

- a) $6,00 \cdot 10^5 \text{ L}$.
- b) $4,48 \cdot 10^5 \text{ L}$.
- c) $3,35 \cdot 10^5 \text{ L}$.
- d) $2,24 \cdot 10^5 \text{ L}$.
- e) $1,12 \cdot 10^5 \text{ L}$.

20. UEL-PR**C7-H25**

A sociedade contemporânea convive com os riscos produzidos por ela mesma e com a frustração de, muitas vezes, não saber distinguir entre catástrofes que possuem causas essencialmente naturais e aquelas ocasionadas por meio da relação que o homem trava com a natureza. Os custos ambientais e humanos do desenvolvimento da técnica, da ciência e da indústria passam a ser questionados com base em desastres contemporâneos, como AIDS, Chernobyl, aquecimento global, contaminação da água e de alimentos pelos agrotóxicos, entre outros.

LIMA, M. L. M. A ciência, a crise ambiental e a sociedade de risco. *Senatus*. v. 4. n.1. nov. 2005. p.42-47. Adaptado.

A sociedade contemporânea tem experimentado avanços significativos na área de nanotecnologia, com benefícios na saúde, na agricultura, na indústria, nos esportes. Entre os materiais nanoestruturados amplamente utilizados, encontram-se os nanotubos de carbono, uma forma alotrópica do carbono.

Por outro lado, há evidências de que o descarte inadequado desses materiais em corpos d'água causa

problemas de contaminação ambiental e de saúde pública. Estudos apontam que os nanotubos de carbono potencializam a toxicidade de metais pesados. Em um experimento, um peixe com massa de 2,0 kg foi tratado, em um tanque com capacidade de 500 L com ração contaminada com nanotubos de carbono e 10,0 mg de chumbo. Sabe-se que, na ausência de nanotubos de carbono, a absorção de chumbo pelo peixe é de 1,0 mg.

Supondo que, na presença de nanotubos de carbono, a absorção de chumbo represente 60% de sua massa total adicionada à ração, assinale a alternativa que representa, correta e aproximadamente, o número de átomos de chumbo absorvidos por grama de peixe.

Dados: Número de Avogadro: $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas, massa molar do chumbo: 207,2 g/mol.

- a) $5,0 \cdot 10^3$
- b) $2,0 \cdot 10^{10}$
- c) $9,0 \cdot 10^{15}$
- d) $60 \cdot 10^{20}$
- e) $1,0 \cdot 10^{23}$



QUÍMICA 1B

Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

CIÊNCIAS DA NATUREZA E SUAS TECNOLOGIAS

CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO III - REAGENTES LIMITANTES E EM EXCESSO E ESTEQUIOMETRIA EM REAÇÕES SUCESSIVAS

- Cálculo estequiométrico: reagente limitante
- Cálculo estequiométrico: reagente em excesso
- Cálculo estequiométrico: reações sucessivas

HABILIDADE

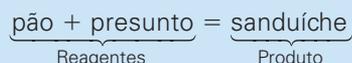
- Trabalhar com todas as grandezas químicas e seus respectivos envoltórios com os reagentes limitantes e em excesso e em cálculos que envolvam reações sucessivas.



GMEVPHOTO - SHUTTERSTOCK

Sanduíche com pão, presunto, tomate e alface.

Imagine a seguinte situação: você vai preparar seu lanche para levar à escola e enfrentar um longo dia de estudo e, ao abrir a geladeira e o armário da cozinha de sua casa, depara-se com pães e belas fatias de presunto. Para preparar sanduíches de presunto, você sabe que são necessárias duas fatias de pão para cada fatia de presunto.



Entretanto, ao abrir a geladeira, verifica que existem apenas cinco fatias de presunto e, ao olhar na embalagem de pão, percebe que há 12 fatias, portanto há excesso de pão. Dessa forma, quantos lanches poderão ser preparados? As cinco fatias de presunto acabam por determinar a quantidade de sanduíches que podem ser preparados (reagente limitante). A relação entre a quantidade de pães e a quantidade de fatias de presunto é um exemplo de uma relação estequiométrica presente em diversos momentos do seu cotidiano.

Problemas envolvendo reagentes em excesso

Quando um exercício fornece quantidades (massa, volume, quantidade de matéria etc.) de dois reagentes, devemos verificar se existe excesso de algum reagente.

As quantidades de substâncias que participam da reação química são sempre proporcionais aos coeficientes da equação. Se a quantidade de reagente estiver fora da proporção indicada pelos coeficientes da equação, então reagirá somente a parte

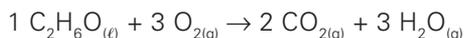
que se encontra de acordo com a proporção. Nessa situação, verifica-se que somente um dos reagentes será **consumido completamente** e será chamado de **reagente limitante**, uma vez que este irá restringir a quantidade do produto formado. Os outros reagentes que se apresentam acima da proporção encontrada na reação balanceada serão chamados de **reagentes em excesso**, pois parte deles sobrarão sem reagir, permanecendo no meio reacional mesmo após o término da reação.

Atenção!

Todo exercício que apresentar a quantidade de dois ou mais reagentes necessitará de uma análise quanto à presença de reagentes limitantes ou em excesso.

Exemplo

Imaginemos a reação de combustão do etanol em um meio controlado de oxigênio.



Sabemos que, para cada 1 mol (ou 46 g) de etanol, são necessários 3 mols (ou 96 g) de gás oxigênio para que a reação se processe por completo, ou seja, para que sejam consumidos completamente os dois reagentes, não havendo nenhuma sobra. Essas quantidades também podem ser expressas em gramas, litros, quantidade de moléculas etc.

Pensemos agora em uma situação hipotética em que temos 1 020 g de etanol e 960 g de gás oxigênio para reagir. Qual será o reagente limitante e qual será o reagente em excesso dessa reação? Quanto haverá de excesso na reação? Quantos gramas de CO_2 e de H_2O serão formados?

Para resolver essa situação, devemos realizar os seguintes passos:

1º passo:

Encontrar qual dos reagentes está em excesso por meio da proporção estequiométrica da reação.

Como foi fornecida a quantidade de pelo menos dois reagentes, calcularemos a quantidade necessária de etanol para consumir 960 g de gás oxigênio:

$$\begin{aligned} 46 \text{ g de etanol} &\text{ ————— } 96 \text{ g de gás oxigênio} \\ x \text{ g de etanol} &\text{ ————— } 960 \text{ g de gás oxigênio} \\ x &= 460 \text{ g de etanol} \end{aligned}$$

Portanto, são necessários 460 g de etanol para reagir completamente com 960 g de gás oxigênio, ou seja, haverá excesso de 560 g de etanol ao final da reação.

Outro modo de resolver esse problema é calcular a quantidade necessária de gás oxigênio para consumir completamente 1 020 g de etanol:

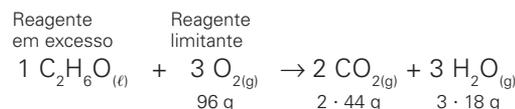
$$\begin{aligned} 46 \text{ g de etanol} &\text{ ————— } 96 \text{ g de gás oxigênio} \\ 1 020 \text{ g de etanol} &\text{ ————— } x \text{ g de gás oxigênio} \\ x &= 2 129 \text{ g de gás oxigênio} \end{aligned}$$

Portanto, são necessários 2 129 g de gás oxigênio para reagir completamente com 1 020 g de etanol, mas só temos 960 g; concluímos que o gás oxigênio é o reagente limitante.

2º passo:

Calcular a quantidade do produto formado, levando em consideração a proporção do reagente limitante.

Nesse exemplo, temos o gás oxigênio como reagente limitante. Assim:



Para saber a quantidade de gás carbônico:

$$\begin{aligned} 96 \text{ g de gás oxigênio} &\text{ ————— } 88 \text{ g de gás carbônico} \\ 960 \text{ g de gás oxigênio} &\text{ ————— } x \text{ g de gás carbônico} \\ x &= 880 \text{ g de gás carbônico} \end{aligned}$$

Para saber a quantidade de água:

$$\begin{aligned} 96 \text{ g de gás oxigênio} &\text{ ————— } 54 \text{ g de água} \\ 960 \text{ g de gás oxigênio} &\text{ ————— } x \text{ g de água} \\ x &= 540 \text{ g de água} \end{aligned}$$

Os resultados encontram-se resumidos na tabela a seguir.

	$1 \text{ C}_2\text{H}_6\text{O}_{(l)}$	$+ 3 \text{ O}_{2(g)}$	$\rightarrow 2 \text{ CO}_{2(g)}$	$+ 3 \text{ H}_2\text{O}_{(g)}$
Proporção estequiométrica	46 g	96 g	88 g	54 g
Situação hipotética (início da reação: $t = 0$)	1 020 g	960 g	0 g	0 g
Situação hipotética (final da reação)	560 g	0 g	880 g	540 g

Observação

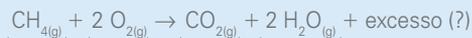
Na prática, faz-se a mistura com a quantidade de um dos reagentes propositalmente em excesso, a fim de garantir que a quantidade do outro seja consumida integralmente.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. Fuvest-SP – A combustão do gás metano, CH_4 , dá como produtos CO_2 e H_2O , ambos na fase gasosa. Se 1 L de metano for queimado na presença de 10 L de O_2 , qual o volume final da mistura resultante? Suponha que todos os volumes sejam medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão e que o comportamento seja ideal para todos os gases.

Resolução

Essa questão é de resolução fácil, porque a proporção dos volumes gasosos (P e T constantes) em uma reação química coincide com a própria proporção dos coeficientes da equação correspondente. Assim, teremos:



Da equação $\rightarrow 1 \text{ L} + 2 \text{ L} \rightarrow 1 \text{ L} + 2 \text{ L}$

Dados do problema $\rightarrow 1 \text{ L} + 10 \text{ L} \rightarrow \downarrow + \downarrow$

No final, temos $\rightarrow \text{zero} + 8 \text{ L} \rightarrow 1 \text{ L} + 2 \text{ L} + 8 \text{ L}$ (excesso de O_2)

Portanto, o volume final (V_{final}) da mistura resultante será:

$$V_{\text{final}} = 1 \text{ L} + 2 \text{ L} + 8 \text{ L} \Rightarrow V_{\text{final}} = 11 \text{ L}$$

2. Espcex-SP/Aman-RJ – O foscênio é um gás extremamente venenoso, tendo sido usado em combates durante a Primeira Guerra Mundial como agente químico de guerra. É assim chamado porque foi primeiro preparado pela ação da luz do sol em uma mistura dos gases monóxido de carbono (CO) e cloro (Cl_2), conforme a equação balanceada da reação descrita a seguir.



Em um reator, foram dispostos 560 g de monóxido de carbono e 355 g de cloro. Admitindo-se a reação entre o monóxido de carbono e o cloro com rendimento de 100% da reação e as limitações de reagentes, a massa de foscênio produzida é de

Dados: Massas atômicas: C = 12 u; O = 16 u; Cl = 35 u

- a) 228 g.
- b) 497 g.**
- c) 654 g.
- d) 832 g.
- e) 928 g.

Resolução

$$28 \text{ g} \quad \text{---} \quad 70 \text{ g} \quad \text{---} \quad 98 \text{ g}$$

$$560 \text{ g} \quad \text{---} \quad 355 \text{ g} \quad \text{---} \quad x$$

$$\text{Excesso: } m_{\text{CO}} = \frac{28 \text{ g} \cdot 355 \text{ g}}{70 \text{ g}} = 142 \text{ g}$$

Portanto, apenas 142 g reagem.

$$\text{Então, } m_{\text{COCl}_2} = \frac{98 \text{ g} \cdot 355 \text{ g}}{70 \text{ g}} = 497 \text{ g}$$

Problemas envolvendo reações sucessivas (mais de uma reação)

Neste caso, devemos escrever todas as reações envolvidas no problema e efetuar o balanceamento de cada uma delas. Como as reações serão etapas consecutivas, ou seja, a segunda reação depende da quantidade gerada na primeira, é possível efetuar a soma algébrica delas, bastando, para isso, multiplicá-las ou dividi-las, a fim de obter uma única reação. As substâncias intermediárias nesse tipo de reação são aquelas formadas em uma reação e consumidas, em seguida, na reação consecutiva.

Resumo**1º passo**

Fazer o balanceamento de cada etapa separadamente, por tentativa e erro.

2º passo

Fazer a multiplicação ou a divisão dos coeficientes estequiométricos de toda a equação química, com o objetivo de eliminar os intermediários na soma algébrica das etapas.

3º passo

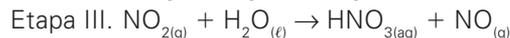
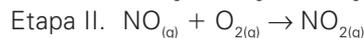
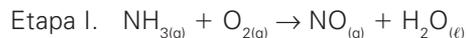
Efetuar a soma algébrica das etapas, produzindo uma equação global.

4º passo

Trabalhar com a estequiometria da equação global.

Exemplo

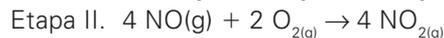
O ácido nítrico surge por meio de algumas reações. Observe, a seguir, as equações dessas reações.



Qual a massa de ácido gerada por 34 g de amônia?

1º passo

Fazer o balanceamento de cada etapa separadamente, por tentativa e erro.

**2º passo**

Identificar os intermediários e fazer a multiplicação ou a divisão nos coeficientes estequiométricos de toda a equação química, com o objetivo de eliminar os intermediários na soma algébrica das etapas.

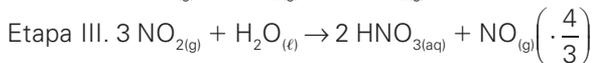
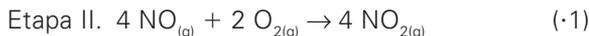
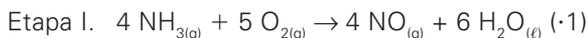
Intermediários

$\text{NO}_{(g)}$ \Rightarrow é produzido na etapa 1 e consumido na etapa 2.

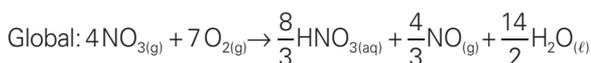
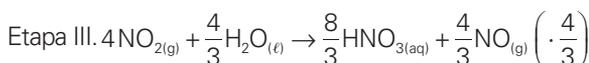
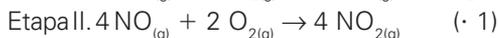
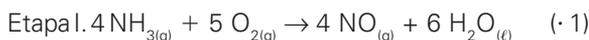
$\text{NO}_{2(g)}$ \Rightarrow é produzido na etapa 2 e consumido na etapa 3.

Observação

A água não é considerada intermediária, pois é produzida nas etapas 1 e 2 e não é necessária para a reação, mesmo participando da etapa 3.

**3º passo**

Efetuar a soma algébrica das etapas, produzindo uma equação global.

**4º passo**

Trabalhar com a estequiometria da equação global.



$$4 \cdot 17 \text{ g de NH}_3 \text{ ——— } \frac{8}{3} \cdot 63 \text{ g de HNO}_3$$

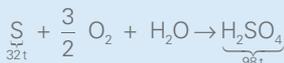
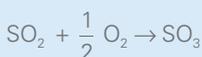
$$34 \text{ g de NH}_3 \text{ ——— } x$$

$$x = 84 \text{ g de HNO}_3$$

Portanto, haverá formação de 84 g de ácido nítrico por meio da reação de 34 g de amônia.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

3. Sistema Dom Bosco – Qual é a massa de H_2SO_4 produzida por 8 toneladas de enxofre?

Resolução

$$32 \text{ t de S ——— } 98 \text{ t de H}_2\text{SO}_4$$

$$8 \text{ t de S ——— } x$$

$$x = 24,5 \text{ t de H}_2\text{SO}_4$$

LEITURA COMPLEMENTAR**A estequiometria do CO_2 e o efeito estufa**

O carvão e o petróleo fornecem os combustíveis que utilizamos para gerar corrente elétrica e ativar nosso maquinário industrial. Esses combustíveis são constituídos principalmente de hidrocarbonetos (compostos formados pelos elementos carbono e hidrogênio)

e outras substâncias que contêm carbono. A combustão de 1,00 g de C_4H_{10} produz 3,03 g de CO_2 . Similarmente, 3,78 L de gasolina (densidade = 0,70 g/mL e composição aproximada C_8H_{18}) produzem cerca de 8 kg de CO_2 . A queima desses combustíveis libera cerca de 20 bilhões de toneladas de CO_2 na atmosfera anualmente.

Parte do CO_2 é absorvida pelos oceanos ou utilizada por plantas na fotossíntese. Mas, atualmente, estamos produzindo CO_2 muito mais rapidamente do que ele tem sido absorvido. Químicos têm monitorado as concentrações de CO_2 atmosférico desde 1958. A análise do ar confinado no gelo da Antártida e Groenlândia possibilita determinar os níveis atmosféricos de CO_2 durante os últimos 160 mil anos. Essas medições revelam que o nível de CO_2 permaneceu razoavelmente constante desde o último Período Glacial, cerca de 10 mil anos atrás, até aproximadamente o início da Revolução Industrial, cerca de 300 anos atrás. Desde então, a concentração de CO_2 aumentou por volta de 25%.

Apesar de o CO_2 ser um componente secundário da atmosfera, ele tem um papel importante, porque absorve calor radiante, agindo como o vidro de uma estufa. Por essa razão, comumente nos referimos ao CO_2 e a outros gases retentores de calor como gases estufa, e chamamos o aumento de temperatura causado por eles de efeito estufa. Alguns cientistas acreditam que o acúmulo de CO_2 e outros gases retentores de calor começaram a alterar o clima de nosso planeta. Outros sugerem que os fatores que afetam o clima são complexos e não inteiramente compreendidos.

BROWN, T. L. et al. *Química: a ciência central*. 9. ed. São Paulo: PrenticeHall, 2005. p. 88-89.

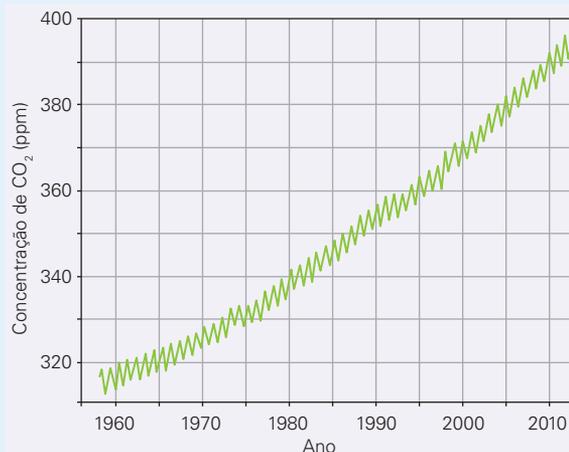


Gráfico que mostra o aumento da concentração de CO_2 na atmosfera nas últimas décadas. As medições foram realizadas no Observatório Mauna Loa, no Havaí (EUA). A concentração em ppm (parte por milhão), nas ordenadas, é o número de moléculas de CO_2 por milhão (10⁶) de moléculas de ar. O aspecto de ziguezague da curva deve-se a alterações sazonais (isto é, nas estações do ano) da concentração.

BROWN, T. L. et al. *Chemistry: the central science*. 13. ed. Upper Saddle River: Pearson, 2015. p. 789.

ROTEIRO DE AULA

Cálculo estequiométrico

Reagente limitante

Reagente em excesso

Reações sucessivas

É consumido completamente em uma reação química.

Ao final de uma reação química, ainda há excesso desse reagente.

São reações que acontecem em várias etapas.

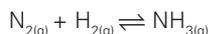
O exercício fornece os dados de dois ou mais reagentes.

As equações já balanceadas devem ser somadas de modo a se obter uma equação global.

Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

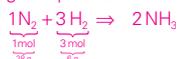
1. Facisa-BA (adaptado) – O processo de Haber-Bosch é o mais importante método de obtenção de amoníaco. Nesse processo, os gases nitrogênio e hidrogênio são combinados diretamente a uma pressão de 20 MPa e a uma temperatura de 500 °C, utilizando o ferro como catalisador. A reação de síntese do amoníaco pode ser representada quimicamente pela equação não balanceada a seguir:



Se uma massa de 20 g de nitrogênio reagir com 20 g de hidrogênio, qual será a massa em gramas do reagente em excesso que sobrá na reação?

Dados: H = 1 u; N = 14 u

A equação balanceada da reação entre os gases nitrogênio e hidrogênio produzindo amônia é:



Cálculo do reagente em excesso:

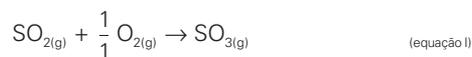
$$\begin{aligned} 28 \text{ g N}_2 &\text{ — } 6 \text{ g H}_2 \\ 20 \text{ g N}_2 &\text{ — } x \\ x &= 4,3 \text{ g de H}_2 \end{aligned}$$

Assim, a massa do reagente H₂ em excesso é 20 – 4,3 = 15,7 g.

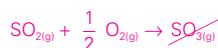
2. Espcex-SP/Aman-RJ – A emissão de gases derivados do enxofre, como o dióxido de enxofre (SO₂), pode ocasionar uma série de problemas ambientais e a destruição de materiais, como rochas e monumentos à base de calcita (carbonato de cálcio). Essa destruição ocasiona reações com a emissão de outros gases, como o gás carbônico (CO₂), potencializando o efeito poluente. Considerando as equações das reações sucessivas a 27 °C e 1 atm, admitindo-se os gases como ideais e as reações completas, o volume de CO₂ produzido pela utilização de 2 toneladas de SO₂ como reagente é, aproximadamente,

Dados: Massas atômicas: H = 1 u; C = 12 u; O = 16; S = 32 u; Ca = 40 u.

Volume molar nas condições em que ocorreu a reação (27 °C e 1 atm) = 24,6 L/mol.



- a) $4,35 \cdot 10^6$ L de CO₂
 b) $2,25 \cdot 10^6$ L de CO₂
 c) $4,75 \cdot 10^4$ L de CO₂
 d) $5,09 \cdot 10^3$ L de CO₂
 e) $7,69 \cdot 10^5$ L de CO₂



$$\begin{aligned} 64 \text{ g} &\text{ — } 24,6 \text{ L} \\ 2 \cdot 10^6 \text{ g} &\text{ — } V_{\text{CO}_2} \end{aligned}$$

$$V_{\text{CO}_2} = \frac{2 \cdot 10^6 \text{ g} \cdot 24,6 \text{ L}}{64 \text{ g}}$$

$$V_{\text{CO}_2} = 0,76875 \cdot 10^6 \text{ L}$$

$$V_{\text{CO}_2} \approx 7,69 \cdot 10^5 \text{ L}$$

3. Unicamp-SP

C7-H25

A calda bordalesa é uma das formulações mais antigas e mais eficazes que se conhece. Ela foi descoberta na França, no final do século XIX, quase por acaso, por um agricultor que aplicava água de cal nos cachos de uva para evitar que fossem roubados; a cal promovia uma mudança na aparência e no sabor das uvas. O agricultor logo percebeu que as plantas assim tratadas estavam livres de antracnose. Estudando-se o caso, descobriu-se que o efeito estava associado ao fato de a água de cal ter sido preparada em tachos de cobre. Atualmente, para preparar a calda bordalesa, coloca-se o sulfato de cobre em um pano de algodão que é mergulhado em um vasilhame plástico com água morna. Paralelamente, coloca-se cal em um balde e adiciona-se água aos poucos. Após quatro horas, adiciona-se aos poucos, e sempre, a solução de sulfato de cobre à água de cal.

PAULUS, Gervásio; MULLER, André; BARCELLOS, Luiz. *Agroecologia aplicada: práticas e métodos para uma agricultura de base ecológica*. Porto Alegre: EMATER-RS, 2000. p. 86.

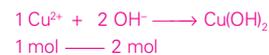
Na preparação da calda bordalesa são usados 100 mg de sulfato de cobre II pentaidratado (CuSO₄ · 5 H₂O) e 100 g de hidróxido de cálcio (Ca(OH)₂). Para uma reação estequiométrica entre os íons cobre e hidroxila, há um excesso de aproximadamente

Dados: Massas molares em g · mol⁻¹: sulfato de cobre II pentaidratado = 250; hidróxido de cálcio = 74.

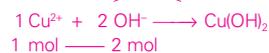
- a) 1,9 mol de hidroxila.
 b) 2,3 mol de hidroxila.
 c) 2,5 mol de cobre.
 d) 3,4 mol de cobre.

$$n_{\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}} = \frac{m}{M} = \frac{100 \text{ g}}{250 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,4 \text{ mol} \Rightarrow 0,4 \text{ mol de Cu}^{2+}$$

$$n_{\text{Ca(OH)}_2} = \frac{m}{M} = \frac{100 \text{ g}}{74 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,35 \text{ mol} \Rightarrow \frac{2 \cdot 1,35}{2,7} \text{ mol de OH}^-$$



$$0,4 \text{ mol} \text{ — } \underline{2,7 \text{ mol}}$$



$$0,4 \text{ mol} \text{ — } n_{\text{OH}^-}$$

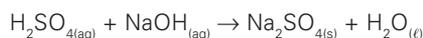
$$n_{\text{OH}^-} = 0,8 \text{ mol}$$

$$n_{\text{OH}^- (\text{excesso})} = 2,7 - 0,8 = 1,9 \text{ mol}$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Caracterizar materiais ou substâncias, identificando etapas, rendimentos ou implicações biológicas, sociais, econômicas ou ambientais de sua obtenção ou produção.

4. **PUC-SP** – Em uma reação entre ácido sulfúrico e hidróxido de sódio, foram misturados 122,5 g de ácido sulfúrico e 130 g de NaOH. Segue a equação não balanceada:

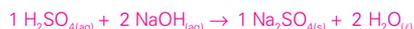


Qual o reagente limitante e a massa de NaOH consumida, respectivamente?

Dados: H = 1; O = 16; Na = 23; S = 32.

- a) NaOH e 50 g
b) NaOH e 100 g
c) H_2SO_4 e 50 g
d) H_2SO_4 e 100 g

Balanceando a equação, vem:



$\text{H}_2\text{SO}_4 = 98$; $\text{NaOH} = 40$.



98 g ——— 2 · 40 g

122,5 g ——— 130 g

$(98 - 130) > (40 - 122,5)$



98 g ——— 2 · 40 g

122,5 g ——— 130 g

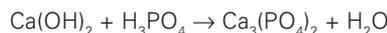
Limitante Excesso de reagente

$$m_{\text{NaOH}} = \frac{122,5 \text{ g} \cdot 2 \cdot 40 \text{ g}}{98 \text{ g}}$$

$m_{\text{NaOH}} = 100 \text{ g}$

Reagente limitante: H_2SO_4

5. **Mackenzie-SP** – Na reação de neutralização, representada pela equação não balanceada, são misturados 444 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ e 294 g de H_3PO_4 .



Dados: Massas molares, em $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: $\text{H}_2\text{O} = 18$; $\text{Ca}(\text{OH})_2 = 74$; $\text{H}_3\text{PO}_4 = 98$ e $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 310$.

Com base nessas informações, é **incorreto** afirmar que

- a) o hidróxido de cálcio encontra-se em excesso.
b) são formados 162 g de água.
c) a reação produz 465 g de fosfato de cálcio.
d) permaneceram sem reagir 74 g de hidróxido de cálcio.
e) o ácido fosfórico é o reagente limitante.

a) Correto. O hidróxido de cálcio encontra-se em excesso.

Balanceando pelo método das tentativas, vem:



3 · 74 g 2 · 98 g 310 g 6 · 18 g

444 g 294 g $m_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}$ $m_{\text{H}_2\text{O}}$

$$\frac{3 \cdot 74 \text{ g} \cdot 294 \text{ g}}{65 \cdot 268} < \frac{2 \cdot 98 \text{ g} \cdot 444 \text{ g}}{87 \cdot 024 \text{ (excesso)}}$$



444 g 294 g $m_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}$ $m_{\text{H}_2\text{O}}$

444 g
Excesso de reagente

- b) Correto. São formados 162 g de água.

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{294 \text{ g} \cdot 6 \cdot 18 \text{ g}}{2 \cdot 98 \text{ g}}$$

$m_{\text{H}_2\text{O}} = 162 \text{ g}$ (massa de água formada)

- c) Correto. A reação produz 465 g de fosfato de cálcio.

$$m_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = \frac{294 \text{ g} \cdot 310 \text{ g}}{2 \cdot 98 \text{ g}}$$

$m_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = 465 \text{ g}$ (fosfato de cálcio produzido)

- d) Incorreto. Permaneceram sem reagir 111 g de hidróxido de cálcio.

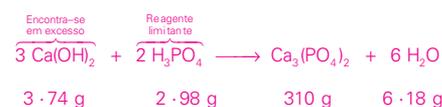
$$m_{\text{Ca}(\text{OH})_2} (\text{reage}) = \frac{3 \cdot 74 \text{ g} \cdot 294 \text{ g}}{2 \cdot 98 \text{ g}}$$

$m_{\text{Ca}(\text{OH})_2} (\text{reage}) = 333 \text{ g}$

$444 \text{ g} - 333 \text{ g} = 111 \text{ g}$ em excesso de $m_{\text{Ca}(\text{OH})_2}$

111 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ permanecem sem reagir.

- e) Correto. O ácido fosfórico é o reagente limitante.



3 · 74 g 2 · 98 g 310 g 6 · 18 g

~~444 g~~ 294 g $m_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}$ $m_{\text{H}_2\text{O}}$

$$\frac{3 \cdot 74 \text{ g} \cdot 294 \text{ g}}{65 \cdot 268} < \frac{2 \cdot 98 \text{ g} \cdot 444 \text{ g}}{87 \cdot 024 \text{ (excesso)}}$$

6. **Acafe-SC** – Assinale a alternativa que contém o valor da massa de cloreto de alumínio produzido após reação de 8 mol de ácido clorídrico com 4 mol de hidróxido de alumínio.

Dados: H: 1,0 g/mol; O: 16 g/mol; Al: 27 g/mol; Cl: 35,5 g/mol.

- a) 712 g
b) 534 g
c) 133,5 g
d) 356 g



3 mol — 1 mol

8 mol — 4 mol

$3 \cdot 4 > 8 \cdot 1$



3 mol — 1 mol ————— 1 mol

8 mol — 4 mol

Excesso



3 mol ————— 133,5 g

8 mol ————— m_{AlCl_3}

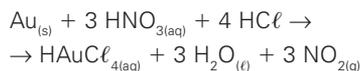
$m_{\text{AlCl}_3} = 356 \text{ g}$

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

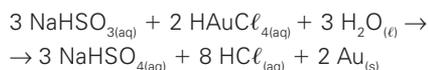
7. UERJ – Durante a Segunda Guerra Mundial, um cientista dissolveu duas medalhas de ouro para evitar que fossem confiscadas pelo exército nazista. Posteriormente, o ouro foi recuperado e as medalhas foram novamente confeccionadas.

As equações balanceadas a seguir representam os processos de dissolução e recuperação das medalhas.

Dissolução:



Recuperação:



Admita que foram consumidos 252 g de HNO_3 para a completa dissolução das medalhas. Nesse caso, a massa, de NaHSO_3 , em gramas, necessária para a recuperação de todo o ouro corresponde a

Dados: H = 1; N = 14; O = 16; Na = 23; S = 32

- a) 104
- b) 126
- c) 208
- d) 252

8. UECE – O tetróxido de triferro, conhecido como magnetita, material que forma o ímã natural, presente na areia de algumas praias, em bactérias, abelhas, cupins, pombos e até em seres humanos, pode ser obtido, pelo menos teoricamente, pela seguinte reação:

Ferro sólido + água \rightarrow tetróxido de triferro + hidrogênio

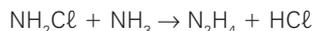
Considerando essa reação, assinale a opção que completa corretamente as lacunas do seguinte enunciado:

“Quando reagirem 32,6 g de Fe com 20 g de água, serão produzidos _____ mol de tetróxido de triferro e o reagente limitante será _____.”

Dados: H = 1; O = 16; Fe = 56

- a) 0,1; água
- b) 0,2; água
- c) 0,1; ferro
- d) 0,2; ferro

9. UFRGS-RS – A hidrazina (N_2H_4) é usada como combustível para foguetes e pode ser obtida pela reação entre cloramina e amônia, apresentada a seguir.

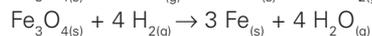
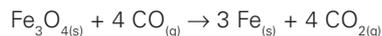


Assinale a alternativa que apresenta a massa de hidrazina que pode ser obtida pela reação de 10,0 g de cloramina com 10,0 g de amônia.

Dados: H = 1; N = 14; Cl = 35,5

- a) 5,0 g
- b) 6,21 g
- c) 10,0 g
- d) 20,0 g
- e) 32,08 g

10. UEM-PR (adaptado) – A seguir, apresentam-se duas reações importantes para a produção de ferro metálico por meio de minério de ferro.



Com base nessas informações, assinale o que for correto, considerando que o rendimento das reações é de 100%.

Dados: H = 1 u; C = 12 u; O = 16 u; Fe = 56

- 01)** Em processos separados, quantidades idênticas em massa de monóxido de carbono e de hidrogênio produzem a mesma quantidade de ferro metálico, por meio de Fe_3O_4 em excesso estequiométrico.
- 02)** É possível produzir 1,5 tonelada de ferro, utilizando-se 1 tonelada de monóxido de carbono e uma quantidade de Fe_3O_4 suficiente.
- 04)** Em um reator contendo 2,5 kg de Fe_3O_4 e 80 g de H_2 , o hidrogênio é o reagente limitante da reação.

Dê a soma dos itens corretos.

11. Facisa-BA – A fosfoetanolamina é uma substância produzida pelo corpo humano e pode ter a função antitumoral, possuindo ação antiproliferativa por estimular a apoptose, que seria uma “morte celular programada”, impedindo, assim, que o câncer se espalhe. Ainda em fase experimental e apesar de usuários e familiares descreverem melhora significativa no combate à doença utilizando o medicamento, o mesmo não possui registro na ANVISA, e assim, conseqüentemente, não pode ser distribuído livremente para a população.



A reação completa entre 8,0 g de etanolamina e 5,0 g de ácido fosfórico produz aproximadamente, ____ g de fosfoetanolamina, restando, aproximadamente, ____ g do reagente colocado em excesso. Os números que preenchem corretamente as lacunas são, respectivamente,

- a) 18,5 e 1,28
- b) 7,2 e 0,9
- c) 7,2 e 4,9
- d) 13,0 e 4,9
- e) 13,0 e 0,9

12. UEMA – Sabe-se que um processo químico é exaustivamente testado em laboratório antes de ser implantado na indústria, envolvendo cálculos, em que são aplicadas as leis ponderais e volumétricas, dentre as quais é citada a lei das proporções constantes (Lei de Proust). Havendo excesso de reagente numa reação, deve-se retirá-lo para poder trabalhar com a proporção exata.

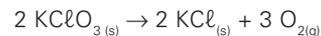
Considere que 1 mol de benzeno reage com 1 mol de bromo, formando dois produtos, um haleto orgânico e um ácido. Para a reação entre 50 g de benzeno e 100 g de bromo:

a) Haverá obediência à Lei de Proust? Justifique sua resolução por meio de cálculos.

Dados: C (z = 12), H (z = 1) e Br (z = 80)

b) Calcule a massa, do haleto orgânico, obtida em conformidade à lei de Proust.

13. Cesgranrio-RJ – A decomposição de uma amostra pura de perclorato de potássio, conforme apresentado a seguir, gerou 2,7 L de gás oxigênio, medidos na CNTP, considerando um comportamento ideal do gás.

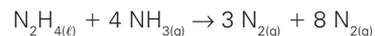


A quantidade, em mol, de sal decomposto é

- a) 0,020
- b) 0,040
- c) 0,060
- d) 0,080
- e) 0,10

14. UNESP – A hidrazina, substância com fórmula molecular N_2H_4 , é um líquido bastante reativo na forma pura. Na forma de seu monohidrato, $\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, a hidrazina é bem menos reativa que na forma pura e, por isso, de manipulação mais fácil. Devido às suas propriedades físicas e químicas, além de sua utilização em vários processos industriais, a hidrazina também é utilizada como combustível de foguetes e naves espaciais, e em células de combustível.

A atuação da hidrazina como propelente de foguetes envolve a seguinte sequência de reações, iniciada com o emprego de um catalisador adequado, que rapidamente eleva a temperatura do sistema acima de 800 °C:



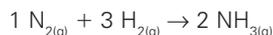
Dados: Massas molares, em $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$:

H = 1,0; N = 14,0

Volume molar, medido nas Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP) = 22,4 L

Calcule a massa de H_2 e o volume total dos gases formados, medido nas CNTP, gerados pela decomposição estequiométrica de 1,0 g de $\text{N}_2\text{H}_{4(l)}$.

15. UEPG-PR – Com base na equação química apresentada a seguir, considerando reagir 28 gramas de N_2 com 8 gramas de H_2 , assinale o que for correto.



Dados: 1 mol de $H_2 = 2$ g; 1 mol de $NH_3 = 17$ g; 1 mol de $N_2 = 28$ g

- 01)** As massas propostas dos reagentes estão em concentrações estequiométricas.
02) O N_2 é o reagente limitante.
04) Existe um excesso de 4 gramas de H_2 .
08) Após o término da reação, têm-se 34 gramas de amônia.

Dê a soma dos itens corretos.

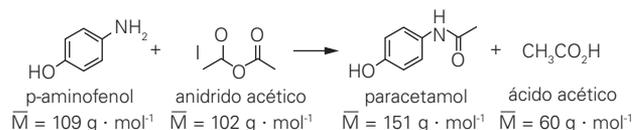
16. IME-SP – Em um vaso fechado, ocorreu a reação de 13,1 g de $Xe_{(g)}$ com excesso de $F_{2(g)}$, cuja pressão parcial é de 2,4 atm e a pressão total é de 6 atm. Tal reação formou exclusivamente o composto apolar A, que possui 14 pares de elétrons não ligantes. Em seguida, foram adicionados 19,5 g de platina na forma sólida, que reagiram exclusivamente com o composto A para formar um produto X, recuperando o gás nobre.

Considerando comportamento de gás ideal e sabendo que as reações ocorreram à temperatura de 400 °C, determine:

a) a massa de flúor que não reagiu;

b) a massa do produto X obtido.

17. UFRGS-RS – Observe a reação a seguir, que ilustra a síntese do paracetamol.



Foi realizada uma síntese de paracetamol usando 218 g de p-aminofenol e 102 g de anidrido acético. Considerando que, para cada comprimido, são necessários 500 mg de paracetamol, qual a quantidade máxima de comprimidos que pode ser obtida?

- a)** 204
b) 218
c) 302
d) 422
e) 640

ESTUDO PARA O ENEM

18. Unifor-CE

C7-H25

Vários experimentos foram realizados para estudar a reação entre óxido de cálcio e água, produzindo hidróxido de cálcio. A temperatura (T_f), medida ao final de cada reação, está registrada na tabela a seguir:

Exp.	Quantidade de óxido de cálcio (mol)	Quantidade de água (mol)	Quantidade total de material reagente (mol)	Temperatura final (T_f)
1	1,0	0,0	1,0	25 °C
2	0,8	0,2	1,0	30 °C
3	0,7	0,3	1,0	40 °C
4	X	Y	1,0	T_f

Analisando os dados da tabela e conhecendo a estequiometria da reação, podemos afirmar que

Dados: O = 16; Ca = 40

- os valores de X e Y para que a temperatura final da reação seja a maior possível são 0,6 e 0,4, respectivamente.
- o reagente limitante na reação do experimento 3 é o óxido de cálcio.
- a quantidade de produto formado no experimento 2 é de aproximadamente 15 gramas.
- a relação molar estequiométrica na reação do experimento 2 é 4 : 1.
- a reação que ocorre entre o óxido de cálcio e a água é um processo endotérmico.

19. UFG-GO

C7-H25

As pérolas contêm, majoritariamente, entre diversas outras substâncias, carbonato de cálcio (CaCO_3). Para obtenção de uma pérola artificial composta exclusivamente de CaCO_3 , um analista, inicialmente, misturou 22 g de CO_2 e 40 g de CaO.

Dados: Massas atômicas: C = 12; O = 16 e Ca = 40

Nesse sentido, conclui-se que o reagente limitante e a massa em excesso presente nessa reação são, respectivamente,

- CO_2 e 22 g
- CaO e 10 g
- CO_2 e 12 g
- CaO e 20 g
- CO_2 e 8 g

20. Espcex-SP/Aman-RJ

C7-H25

Em um reator, foram dispostos 560 g de monóxido de carbono e de cloro. Admitindo-se a reação entre o monóxido de carbono e o cloro com rendimento de 100% da reação e com as limitações de reagentes, a massa de fosgênio produzida é de

Dados: Massas atômicas: C = 12 u; O = 16 u; Cl = 35 u

- 228 g.
- 497 g.
- 654 g.
- 832 g.
- 928 g.

CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO IV - PUREZA DE REAGENTES E RENDIMENTO DE REAÇÕES QUÍMICAS

26

PHIL DEGGINGER/PHOTORESEARCHERS/LATINSTOCK



Copo com água filtrada.

É muito comum encontrar reagentes químicos não totalmente puros. Assim como a água, mesmo depois de filtrada, continua com impurezas, como alguns sais, os reagentes químicos também possuem impurezas em suas soluções. O ácido nítrico, por exemplo, pode apresentar uma pureza de 65%, isto é, para cada 100 g de solução de ácido nítrico, somente 65 g são, de fato, ácido nítrico, sendo água o restante.

Outro aspecto importante a ser abordado, neste último módulo sobre estequiometria, diz respeito ao rendimento das reações químicas. São extremamente raros processos químicos que ocorram com 100% de rendimento, ou seja, aqueles em que todo o reagente utilizado é convertido em produto.

Sistema em que os reagentes são substâncias impuras

Grau, teor ou porcentagem (%) de pureza de uma amostra é a porcentagem da parte pura existente nessa amostra. É dessa parte pura que utilizaremos a massa que vai reagir no problema de cálculo estequiométrico. Impurezas normalmente não participam dos problemas.

É de extrema importância lembrar que só a parte pura do material (informada no problema, de maneira direta ou indireta) participa da reação; a impureza é descar-



- Cálculo estequiométrico: pureza de reagentes
- Cálculo estequiométrico: rendimento de reações químicas

HABILIDADES

- Trabalhar com todas as grandezas químicas e seus respectivos envolvimento em relação à pureza de reagentes e ao rendimento de reações químicas.

tada (a menos que o problema forneça informações contrárias).

$$m_{\text{total}} = 200 \text{ g} \left\{ \begin{array}{l} \% \text{ pureza} = 80\% \Rightarrow \text{Existem } 160 \text{ g de NaOH puro na amostra.} \\ \text{(é a massa que vai reagir)} \\ \% \text{ impureza} = 20\% \Rightarrow \text{Existem } 40 \text{ g de impurezas na amostra.} \\ \text{(não reage, ou seja, não participa do problema)} \end{array} \right.$$

Veja, a seguir, alguns casos de exercícios envolvendo reagentes impuros.

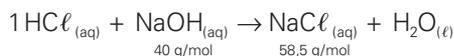
Caso 1

O problema fornece a quantidade do reagente utilizado e sua pureza e solicita o cálculo da quantidade do produto formado.

Qual a massa de NaCl formada na reação de neutralização entre 200 g de NaOH, de grau de pureza de 80%, com ácido clorídrico em excesso?

Resolução

Inicialmente, sabe-se que 80% da massa total de 200 g é NaOH, portanto 160 g de NaOH reagem. Observe, a seguir, a reação balanceada.



$$40 \text{ g NaOH} \text{ ————— } 58,5 \text{ g NaCl}$$

$$160 \text{ g NaOH} \text{ ————— } x$$

$$x = 234 \text{ g de NaCl}$$

Caso 2

O problema fornece a quantidade do reagente utilizado e a quantidade do produto formado e pede a pureza do reagente utilizado.

Fez-se reagir 200 g de NaOH impuro com excesso de ácido clorídrico e observou-se a formação de 175,5 g de NaCl. Qual é o grau de pureza do NaOH?

Resolução

Primeiramente, calcula-se qual a massa que deveria ter sido gerada caso o reagente possuísse um grau de pureza de 100% e, posteriormente, faz-se uma comparação com o resultado fornecido pelo problema.



$$40 \text{ g NaOH} \text{ ————— } 58,5 \text{ g NaCl}$$

$$200 \text{ g NaOH} \text{ ————— } x$$

$$x = 292,5 \text{ g de NaCl}$$

Entretanto, a reação só formou 175,5 g de NaCl, então:

$$292,5 \text{ g de NaCl} \text{ ————— } 100\% \text{ de pureza}$$

$$175,5 \text{ g de NaCl} \text{ ————— } y$$

$$y = 60\% \text{ de pureza}$$

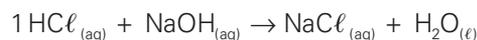
Caso 3

O problema fornece a quantidade do produto formado e a pureza do reagente e pede a quantidade de reagente utilizada na reação.

Qual a massa de NaOH, com grau de pureza de 75%, que precisa reagir com ácido clorídrico em excesso para formar 292,5 g de NaCl?

Resolução

Inicialmente, é calculada qual a massa de NaOH puro que deveria ser colocada para reagir e, em seguida, calcula-se a massa total do NaOH impuro, levando em consideração que o NaOH puro corresponde a 75% da amostra total.



$$40 \text{ g de NaOH} \text{ ————— } 58,5 \text{ g NaCl}$$

$$x \text{ g} \text{ ————— } 292,5 \text{ g NaCl}$$

$$x = 200 \text{ g de NaOH puro}$$

Sendo assim, a massa do NaOH com 75% de pureza será de:

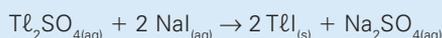
$$200 \text{ g de NaOH} \text{ ————— } 75\% \text{ da amostra}$$

$$y \text{ g de NaOH} \text{ ————— } 100\% \text{ da amostra}$$

$$y = 266,7 \text{ g de NaOH impuro}$$

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. UCS-RS – Um analista precisa realizar a determinação de sulfato de tálio I presente em pesticidas utilizados na eliminação de ratos e de baratas. A dissolução de 10 g do pesticida em água, seguida da adição de iodeto de sódio em excesso, leva à precipitação de 1,2 g de iodeto de tálio I, de acordo com a equação química representada a seguir.



Qual é a porcentagem de pureza, em massa, de sulfato de tálio I, na amostra do pesticida?

Dados: O = 16 u; Na = 23 u; S = 32 u; I = 127 u; Tl = 204 u

- a) 1,2% c) 5,4% e) 11,4%
b) 3,0% d) 9,1%

Resolução

O pesticida é formado por sulfato de tálio e outras substâncias. É preciso calcular quanto do sulfato de tálio há no pesticida e depois verificar qual é a porcentagem que essa quantidade representa.

Leitura da equação: 1 mol de sulfato de tálio reage com 2 mols de iodeto de sódio, produzindo 2 mols de iodeto de tálio mais 1 mol de sulfato de sódio.

Cálculo da massa molar:

$$\text{Tl}_2\text{SO}_4 = (2 \cdot 204) + (1 \cdot 32) + (4 \cdot 16) = 504 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$2 \text{ TlI} = (2 \cdot 204) + (2 \cdot 127) = 662 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Cálculo da massa de sulfato de tálio usada na produção de 1,2 g de iodeto de tálio:

$$504 \text{ g} \text{ ————— } 662 \text{ g}$$

$$x \text{ g} \text{ ————— } 1,2 \text{ g}$$

$$x = 0,91 \text{ g}$$

Cálculo da porcentagem de sulfato de tálio no pesticida:

$$10 \text{ g} \text{ ————— } 100\%$$

$$0,91 \text{ g} \text{ ————— } P\%$$

$$P = 9,1\%$$

Sistema em que o rendimento não é total

Quando uma reação química não produz as quantidades de produto esperadas, de acordo com a proporção da reação química, diz-se que o rendimento não foi total.

O rendimento de uma reação é o quociente entre a quantidade de produto realmente obtida e a quantidade esperada, de acordo com a proporção da equação química.

$$\text{Rendimento} = \frac{\text{quantidade de produto obtida}}{\text{quantidade de produto esperada}} \cdot 100$$

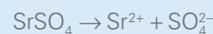
Conforme exposto no início deste módulo, a maioria das reações apresenta um rendimento abaixo de 100%, e tal comportamento deve-se à natureza da reação e a suas condições experimentais, diferentemente da pureza do reagente, que depende exclusivamente da real quantidade de reagentes adicionados na reação química.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

2. Sistema Dom Bosco – O estrôncio pode ser obtido pelo mineral celestita (SrSO_4). Supondo que se tenham 1 837 g desse mineral, qual a quantidade, em kg, que se obtém de estrôncio, considerando um rendimento de 80%?

Dados: O = 16 u; S = 32; Sr = 87,6 u

Resolução



$$183,6 \text{ g} \text{ ————— } 87,61 \text{ g}$$

$$1837 \text{ g} \text{ ————— } x$$

$$x = 876,5 \text{ g de estrôncio}$$

Porém, a reação possui um rendimento de 80%.

$$876,5 \text{ g de Sr} \text{ ————— } 100\%$$

$$y \text{ g} \text{ ————— } 80\%$$

$$y = 701,2 \text{ g de Sr}$$

ROTEIRO DE AULA

Cálculo estequiométrico

Pureza

Rendimento

Nem todo material colocado efetivamente participa da reação.

Nem todo reagente colocado para reagir, efetivamente, transforma-se em produto.

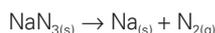
Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. PUC-PR (adaptado)

O *airbag* ("bolsa de ar") é um equipamento de segurança obrigatório em muitos países que já ajudou a salvar muitas vidas em acidentes de carro. Segundo um levantamento feito pelo Instituto de Segurança do Trânsito dos Estados Unidos, desde que o *airbag* se tornou obrigatório, no ano de 1995, até o ano de 2007, ele ajudou a salvar mais de 15 mil pessoas. Essas bolsas são feitas de um material bastante reforçado, que costuma ser o polímero náilon, que é bem resistente. No interior dessa bolsa, há uma mistura de reagentes: azoteto de sódio (NaN_3), nitrato de potássio e dióxido de silício. No momento da colisão, sensores localizados em pontos estratégicos do carro detectam a forte desaceleração do veículo e são acionados, emitindo sinais para uma unidade de controle, que checa qual sensor foi atingido e, assim, aciona o *airbag* mais adequado. O sensor é ligado a um filamento que fica em contato com uma pastilha de azoteto de sódio dentro do *airbag*. Ele emite então uma faísca ou descarga elétrica, que aquece o azoteto, fornecendo a energia de ativação necessária para dar início à reação demonstrada a seguir, que libera grande quantidade de gás nitrogênio (N_2).

Disponível em: <<https://alunosonline.uol.com.br/quimica/quimica-dos-airbags.html>>. Acesso em: 21 mar. 2017.



Dados: N = 14; Na = 23

A decomposição de 600 g de azoteto de sódio com 40% de impurezas produzirá, aproximadamente, _____ de sódio metálico e _____ de gás nitrogênio.

- a) 125 g; 230 g. d) 128 g; 233 g.
b) 126 g; 231 g. e) 129 g; 234 g.
c) 127 g; 232 g.

40% de impurezas equivalem a 60% de pureza



$$65 \text{ g} \text{ — } 23 \text{ g} \text{ — } 1,5 \cdot 28 \text{ g}$$

$$0,60 \cdot 600 \text{ g} \text{ — } m_{\text{Na}} \text{ — } m_{\text{N}_2}$$

$$m_{\text{Na}} = 127,3 \text{ g} \approx 127 \text{ g}$$

$$m_{\text{N}_2} = 232,6 \text{ g} \approx 232 \text{ g}$$

2. Fac. Albert Einstein-SP – Um resíduo industrial é constituído por uma mistura de carbonato de cálcio (CaCO_3) e sulfato de cálcio (CaSO_4). O carbonato de cálcio sofre decomposição térmica se aquecido entre 825 e 900°C, já o sulfato de cálcio é termicamente estável. A termólise do CaCO_3 resulta em óxido de cálcio e gás carbônico.



Uma amostra de 10,00 g desse resíduo foi aquecida a 900°C até não se observar mais alteração em sua massa. Após o resfriamento da amostra, o sólido resultante apresentava 6,70 g.

O teor de carbonato de cálcio na amostra é de, aproximadamente,

- a) 33%. b) 50%. c) 67%. d) 75%.

Massa de CO_2 produzida:

$$m_{\text{CO}_2} = 10 \text{ g} - 6,7 \text{ g} = 3,3 \text{ g}$$

Massa de CaCO_3 que irá produzir 3,3 g de CO_2 :

$$100 \text{ g de CaCO}_3 \text{ — } 44 \text{ g} \\ x \text{ g — } 3,3 \text{ g}$$

$$x = 7,5 \text{ g de CaCO}_3$$

Teor de carbonato de cálcio na amostra:

$$10,0 \text{ g} \text{ — } 100\%$$

$$7,5 \text{ g} \text{ — } y\%$$

$$y = 75\%$$

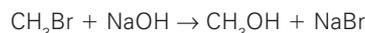
3. Enem

C7-H25

A minimização do tempo e do custo de uma reação química, bem como o aumento na sua taxa de conversão, caracteriza a eficiência de um processo químico. Como consequência, produtos podem chegar ao consumidor mais baratos. Um dos parâmetros que mede a eficiência de uma reação química é o seu rendimento molar (R, em %), definido como

$$R = \frac{n_{\text{produto}}}{n_{\text{reagente limitante}}} \cdot 100$$

em que n corresponde ao número de mols. O metanol pode ser obtido pela reação entre brometo de metila e hidróxido de sódio, conforme a equação química:



As massas molares (em g/mol) desses elementos são: H = 1; C = 12; O = 16; Na = 23; Br = 80.

O rendimento molar da reação, em que 32 g de metanol foram obtidos por 142,5 g de brometo de metila e 80 g de hidróxido de sódio, é mais próximo de

- a) 22%. c) 50%. e) 75%.
b) 40%. d) 67%.

O produto desejado é o metanol, do qual foram obtidos:

$$n(\text{CH}_3\text{OH}) = \frac{m(\text{CH}_3\text{OH})}{M(\text{CH}_3\text{OH})} = \frac{32 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 1 \text{ mol}$$

Para a determinação do reagente limitante, como a proporção molar é 1 : 1, basta fazer:

$$n(\text{CH}_3\text{Br}) = \frac{m(\text{CH}_3\text{Br})}{M(\text{CH}_3\text{Br})} = \frac{142,5 \text{ g}}{95 \text{ g/mol}} = 1,5 \text{ mol}$$

$$n(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = \frac{80 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 2,0 \text{ mol}$$

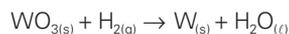
Assim, reagente limitante é o brometo de metila. Calculamos o rendimento molar:

$$R = \frac{n_{\text{produto}}}{n_{\text{reagente limitante}}} \cdot 100 = \frac{1 \text{ mol}}{1,5 \text{ mol}} \cdot 100 = 66,67\% \approx 67\%$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos de química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Caracterizar materiais ou substâncias, identificando etapas, rendimentos ou implicações biológicas, sociais, econômicas ou ambientais de sua obtenção ou produção.

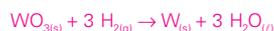
4. UPE – As lâmpadas incandescentes tiveram a sua produção descontinuada a partir de 2016. Elas iluminam o ambiente mediante aquecimento, por efeito Joule, de um filamento de tungstênio. Esse metal pode ser obtido pela reação do hidrogênio com o trióxido de tungstênio (WO_3), conforme a reação a seguir, descrita na equação química não balanceada:



Se uma indústria de produção de filamentos obtém 31,7 kg do metal puro por 50 kg de óxido, qual é o rendimento aproximado do processo utilizado?

Dados: H = 1 g/mol; O = 16 g/mol; W = 183,8 g/mol

- a) 20% c) 70% e) 90%
b) 40% **d) 80%**



$$231,8 \text{ g} \text{ ————— } 183,8 \text{ g}$$

$$50 \text{ kg} \text{ ————— } x$$

$$x = 39,64 \text{ kg}$$

$$39,64 \text{ kg} \text{ ————— } 100\%$$

$$31,70 \text{ kg} \text{ ————— } y$$

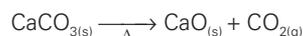
$$y = 80\%$$

5. IFSul-RS

A calagem é uma etapa do preparo do solo para o cultivo agrícola em que materiais de caráter básico são adicionados ao solo para neutralizar a sua acidez, corrigindo o seu pH. Os principais sais, adicionados ao solo na calagem, são o calcário e a cal virgem. O calcário é obtido pela moagem da rocha calcária, sendo composto por carbonato de cálcio (CaCO_3) e/ou de magnésio (MgCO_3). A cal virgem, por sua vez, é constituída de óxido de cálcio (CaO) e óxido de magnésio (MgO), sendo obtida pela queima completa (calcinação) do carbonato de cálcio (CaCO_3).

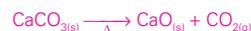
Disponível em: <<http://alunosonline.uol.com.br/quimica/calagem.html>> e <<https://pt.wikipedia.org/wiki/Calagem>>. Acesso em: 21 mar. 2017. Adaptado.

Observe a equação a seguir, que representa a calcinação de 1 mol de carbonato de cálcio (massa molecular de $100 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$) nas CNTP.



Que volume de CO_2 será obtido, considerando o rendimento reacional de 80%?

- a) 100 L c) 22,4 L
b) 44 L **d) 17,9 L**



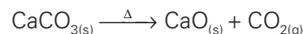
$$1 \text{ mol} \text{ ————— } 22,4 \text{ L}$$

$$22,4 \text{ L} \text{ ————— } 100\%$$

$$x \text{ L} \text{ ————— } 80\%$$

$$x = 17,92 \text{ L}$$

6. FASM-SP – Em um laboratório químico, foi realizado um estudo da decomposição térmica de duas amostras de carbonato de cálcio de diferentes procedências, de acordo com a reação química:



A amostra 1 era uma amostra padrão, constituída de carbonato de cálcio puro. A amostra 2 continha impurezas que não sofriam decomposição na temperatura do experimento. Utilizando aparatos adequados para um sistema fechado, foram determinadas as massas dos sólidos no início da decomposição e as massas dos sólidos e dos gases resultantes no final da decomposição. Os valores estão reportados na tabela.

Amostra	Início	Final	
	Massa do sólido	Massa do sólido	Massa do gás
1	40,0 g	x	17,6 g
2	25,0 g	16,2 g	8,8 g

- a) Determine o valor de x. Qual lei ponderal justifica esse cálculo: Lei de Lavoisier ou Lei de Proust?

Determinação do valor de x:

$$40,0 \text{ g} = x + 17,6 \text{ g}$$

$$x = 22,4 \text{ g}$$

A lei de Lavoisier justifica o resultado.

- b) Determine o teor percentual de carbonato de cálcio na amostra 2. Apresente os cálculos efetuados.

Determinação do teor percentual de carbonato de cálcio na amostra 2:

$$40 \text{ g} \text{ ————— } 22,4 \text{ g} \text{ ————— } 17,6 \text{ g}$$

$$m_{\text{CaCO}_3} \text{ ————— } m_{\text{CaO}} \text{ ————— } 8,8 \text{ g}$$

$$m_{\text{CaCO}_3} = 20 \text{ g (puro)}$$

$$25 \text{ g} \text{ ————— } 100\%$$

$$20 \text{ g} \text{ ————— } p$$

$$p = 80\% \text{ de pureza.}$$

Conclusão: 80% de carbonato de cálcio na amostra 2.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. Mackenzie-SP – A calcita é um mineral encontrado na forma de cristais e em uma grande variedade de formas, como também nas estalactites e estalagmites. É o principal constituinte dos calcários e mármore, ocorrendo também em conchas e rochas sedimentares. Pelo fato de ser composta por CaCO_3 , a calcita reage facilmente com HCl , formando cloreto de cálcio, gás carbônico e água.

Considerando que uma amostra de 10 g de calcita, extraída de uma caverna, ao reagir com quantidade suficiente de HCl , produziu 1,792 L de gás carbônico, medido nas CNTP, calcule o teor de CaCO_3 nessa amostra.

Dado: Massa molar (g/mol) $\text{CaCO}_3 = 100$

8. UFRGS-RS – O Brasil, em todas as participações nos Jogos Olímpicos, ganhou 23 medalhas de ouro; enquanto, até hoje, jamais obteve um prêmio Nobel. Uma medalha de ouro entregue na premiação do Nobel pesa 175 g e tem 80% de pureza em ouro, já a medalha de ouro olímpica pesa 150 g com 4% de pureza.

Independentemente da valoração social do esporte e da ciência, analise as afirmativas sobre a quantidade da massa de ouro puro contida, aproximadamente, nessas medalhas.

- I. Todas as medalhas de ouro olímpicas já obtidas apresentam massa de ouro puro aproximadamente equivalente a uma única medalha de ouro Nobel.
- II. Se o Brasil, nas olimpíadas de 2016, ganhasse mais 12 medalhas de ouro, o resultado corresponderia a uma massa de ouro puro, aproximadamente equivalente a 2 medalhas de ouro do Nobel.
- III. Se o Brasil, em 2016, ganhasse um prêmio Nobel, a medalha equivaleria, em massa de ouro puro, aproximadamente a 46 medalhas de ouro olímpico.

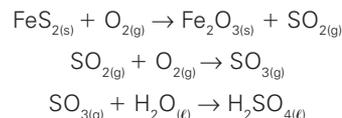
Quais estão corretas?

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

9. PUC-PR – Ustulação é a queima de sulfetos, compostos normalmente metálicos, ocorrendo em fornos especiais com passagem contínua de corrente de ar quente. A ustulação de um sulfeto, cujo ânion provém de um metal de baixa reatividade química, dá origem ao respectivo metal, com desprendimento de gás. É um processo utilizado para a obtenção de metais, como chumbo, cobre e prata, por exemplo. Uma importante ustulação é a envolvida na produção do ácido sulfúrico concentrado através da queima de minérios de enxofre, na presença

de corrente de ar, com a presença da pirita ($\text{FeS}_{2(s)}$). A seguir, temos as etapas envolvidas na reação química não balanceada.

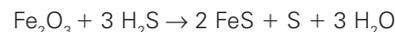
Analisando o texto e a reação, assinale a alternativa correta.



Dados: S = 32; Fe = 56

- a) O íon ferro, presente na pirita, possui subnível mais energético $3d^4$.
- b) O trióxido de enxofre, presente na reação e também na chuva ácida, pode ser denominado de anidrido sulfuroso.
- c) O ácido sulfúrico possui caráter covalente, sendo totalmente insolúvel em água.
- d) Considerando-se os metais nobres mencionados no texto, seria impossível armazenar um artefato confeccionado com o metal prata em uma solução de ácido sulfúrico.
- e) Utilizando-se 1 kg de pirita, serão obtidos 1 388,33 g de ácido sulfúrico, com um rendimento de 85%.

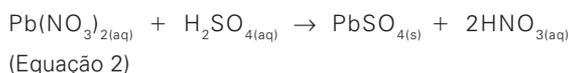
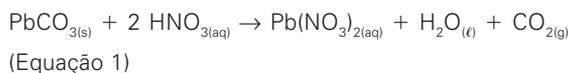
10. UERJ (adaptado) – A mistura denominada massa de Laming, composta por Fe_2O_3 , serragem de madeira e água, é utilizada para a remoção do H_2S presente na composição do gás de hulha, um combustível gasoso. Observe a equação química que representa o processo de remoção:



Calcule, em quilogramas, a massa de FeS formada no consumo de 408 kg de H_2S , considerando 100% de rendimento.

Dados: H = 1; S = 32; Fe = 56

11. UCS-RS – Um laboratório de análises químicas foi contratado por uma empresa de mineração para determinar o teor de carbonato de chumbo (II) presente em uma amostra de um mineral. O químico responsável pela análise tratou, inicialmente, a amostra com uma solução aquosa de ácido nítrico, em um béquer, com o objetivo de transformar o PbCO_3 presente no mineral em nitrato de chumbo (II) – **Equação 1**. Em seguida, ele adicionou ao béquer uma solução de ácido sulfúrico em quantidade suficiente para garantir que todo o $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ fosse convertido em sulfato de chumbo (II) – **Equação 2**. Por fim, o PbSO_4 obtido foi isolado do meio reacional por filtração, seco até massa constante e pesado.



Supondo que uma amostra de 0,79 g do mineral tenha produzido 0,84 g de PbSO_4 , pode-se concluir que a porcentagem em massa de PbCO_3 na amostra é, em valores arredondados, de

- a) 55,8%. c) 71,4%. e) 93,7%.
b) 60,6%. d) 87,5%.

12. Univag-MT

O sal de Epsom, $\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$, é um composto mineral que ajuda a regular os níveis de magnésio no corpo, levando à produção de serotonina, um hormônio que acalma e ajuda a relaxar.

Disponível em: <<https://www.tuasaude.com/sal-de-epsom/>>.
Acesso em: 21 mar. 2017. Adaptado.

Considere que, após o aquecimento de 4,1 g do sal de Epsom, restou 1,5 g do sal anidro. Qual foi o rendimento desse processo?

Dados: H = 1; O = 16; Mg = 24; S = 32

13. PUC-RS – Após determinado processo industrial, obtém-se uma mistura contendo sulfato de sódio (Na_2SO_4) e carbonato de sódio (Na_2CO_3). Uma amostra contendo 10,0g dessa mistura foi completamente neutralizada com 100 mL de uma solução 1,00 mol · L⁻¹ de HCl.

O sulfato de sódio não reage com ácido clorídrico e o carbonato de sódio reage segundo a reação representada a seguir.

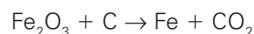


O teor de carbonato de sódio na mistura é de

- a) 44%. b) 53%. c) 70%. d) 90%.

14. Fac. Pequeno Príncipe-PR – A produção do ferro metálico ocorre através da siderurgia, a qual também produz o aço. O ferro formado nesse processo é o ferro-gusa, que contém pequenas porcentagens de carbono (cerca de 5%) e, por isso, é quebradiço. Por meio dele, pode-se produzir o aço comum, que contém cerca de 98,5% de ferro, entre 0,5% e 1,7% de carbono e traços de silício, enxofre e fósforo. Quando atinge a pureza praticamente de 100%, ou seja, quando a porcentagem de carbono é menor que 0,5%, ele é chamado de ferro doce. Geralmente, o mineral utilizado nas siderúrgicas é a hematita, e o processo de produção do ferro é feito em altos-fornos. A reação a seguir, não balanceada,

demonstra a produção do ferro por meio da hematita, na qual foram utilizados 900 g desse mineral, com 35% de impurezas.



Considerando as informações apresentadas, calcule a massa de ferro metálico que será formada ao final do processo.

Dados: C = 12; O = 16; Fe = 56

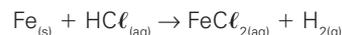
15. IFMG – Fitas de magnésio podem ser queimadas quando em contato com fogo e na presença de gás oxigênio. Durante a reação, pode-se observar a formação de um sólido branco e a liberação de uma luz intensa.

Suponha que uma fita de magnésio de 3 g, com 80% de pureza em massa, seja queimada.

A massa aproximada, em gramas, do sólido branco será igual a

- a) 3. b) 4. c) 5. d) 6.

16. Mackenzie-SP – A reação entre o ferro e a solução de ácido clorídrico pode ser equacionada, sem o acerto dos coeficientes estequiométricos, por



Em uma análise no laboratório, após essa reação, foram obtidos 0,002 mol de FeCl_2 . Considerando-se que o rendimento do processo seja de 80%, pode-se afirmar que reagiram

Dados: Massas molares (g · mol⁻¹): H = 1, C = 35,5 e Fe = 56

- a) $5,600 \cdot 10^{-2}$ g de ferro.
b) $1,460 \cdot 10^{-1}$ g de ácido clorídrico.
c) $1,680 \cdot 10^{-1}$ g de ferro.
d) $1,825 \cdot 10^{-1}$ g de ácido clorídrico.
e) $1,960 \cdot 10^{-1}$ g de ferro.

17. UNIFESP (adaptado) – O bicarbonato de sódio em solução injetável, indicado para tratamento de acidose metabólica ou de cetoacidose diabética, é comercializado em ampolas de 10 mL, cuja formulação indica que cada 100 mL de solução aquosa contém 8,4 g de NaHCO_3 .

Uma análise mostrou que o conteúdo das ampolas era apenas água e bicarbonato de sódio; quando o conteúdo de uma ampola desse medicamento reagiu com excesso de HCl, verificou-se que foram produzidos

$8,0 \cdot 10^{-3}$ mol de gás carbônico, uma quantidade menor do que a esperada.

Considerando a equação para reação entre o bicarbonato de sódio e o ácido clorídrico, $\text{NaHCO}_3(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{NaCl}(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$, determine a porcentagem em massa de bicarbonato de sódio presente na ampola analisada, em relação ao teor indicado em sua formulação. Apresente os cálculos efetuados.

ESTUDO PARA O ENEM

18. Enem

C7-H25

O cobre presente nos fios elétricos e instrumentos musicais é obtido pela ustulação do minério calcosita (Cu_2S). Durante esse processo, ocorre o aquecimento desse sulfeto na presença de oxigênio, de forma que o cobre fique “livre” e o enxofre combine-se com o O_2 , produzindo SO_2 , conforme a equação química:



As massas molares dos elementos Cu e S são, respectivamente, iguais a 63,5 g/mol e 32 g/mol.

CANTO, E. L. *Minerais, minérios, metais: de onde vêm?, para onde vão?* São Paulo: Moderna, 1996. Adaptado.

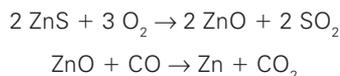
Considerando que se queira obter 16 mols do metal em uma reação cujo rendimento é de 80%, a massa, em gramas, do minério necessária para a obtenção do cobre é igual a

- a) 955. c) 1 590. e) 3 180.
b) 1 018. d) 2 035.

19. Enem

C7-H25

Para proteger estruturas de aço da corrosão, a indústria utiliza uma técnica chamada galvanização. Um metal bastante utilizado nesse processo é o zinco, que pode ser obtido por meio de um minério denominado esfalerita (ZnS), de pureza 75%. Considere que a conversão do minério em zinco metálico tem rendimento de 80% nesta sequência de equações químicas:



Considere as massas molares: CO (28 g/mol); O_2 (32 g/mol); CO_2 (44 g/mol); SO_2 (64 g/mol); Zn (65 g/mol); ZnO (81 g/mol) e ZnS (97 g/mol).

Que valor mais próximo de massa de zinco metálico, em quilogramas, será produzido por 100 kg de esfalerita?

- a) 25. b) 33. c) 40. d) 50. e) 54.

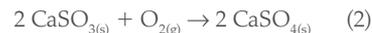
20. Enem

C7-H25

Grandes fontes de emissão do gás dióxido de enxofre são as indústrias de extração de cobre e níquel, em decorrência da oxidação dos minérios sulfurados. Para evitar a liberação desses óxidos na atmosfera e a consequente formação da chuva ácida, o gás pode ser lavado, em um processo conhecido como dessulfurização, conforme mostrado na equação (1).



Por sua vez, o sulfito de cálcio formado pode ser oxidado, com o auxílio do ar atmosférico, para a obtenção do sulfato de cálcio, como mostrado na equação (2). Essa etapa é de grande interesse, porque o produto da reação, popularmente conhecido como gesso, é utilizado para fins agrícolas.



As massas molares dos elementos carbono, oxigênio, enxofre e cálcio são iguais a 12 g/mol, 16 g/mol, 32 g/mol e 40 g/mol, respectivamente.

BAIRD, C. *Química ambiental*. Porto Alegre: Bookman. 2002. Adaptado.

Considerando um rendimento de 90% no processo, a massa de gesso obtida, em gramas por mol de gás retido, é mais próxima de

- a) 64. b) 108. c) 122. d) 136. e) 245.

27

GASES I - VARIÁVEIS DE ESTADO E TRANSFORMAÇÕES GASOSAS

- Estudo dos gases
- Diferença entre gás e vapor
- Variáveis de estado do gás
- Transformações gasosas

HABILIDADES

- Caracterizar um gás por meio das variáveis de estado.
- Trabalhar com todas as transformações gasosas.



MAGICINFOTO - SHUTTERSTOCK

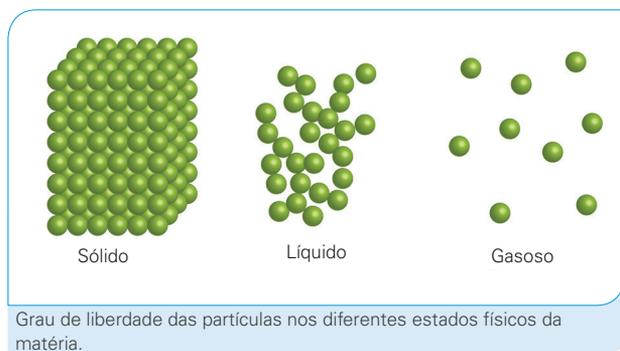
Bexigas coloridas.

A palavra “gás” vem do grego e significa “caos”. Os gases estão presentes em diversos lugares no nosso cotidiano e desempenham diferentes funções. Eles formam a atmosfera terrestre, participam da respiração celular dos seres vivos, protegem o planeta de raios nocivos provenientes do Sol e estão associados a uma infinidade de processos industriais. O gás hélio, por exemplo, é abundante no Universo e pode ser utilizado desde o enchimento de dirigíveis e balões até no tratamento de doenças respiratórias graves. Entretanto, alguns gases também podem ser nocivos e até fatais. O dióxido de carbono (CO_2) e o dióxido de enxofre (SO_2), por exemplo, provenientes da queima completa de combustíveis fósseis, quando em excesso na atmosfera, causam, respectivamente, o aumento do efeito estufa, que provoca inúmeros problemas ambientais, e a ocorrência de precipitações ácidas em diversas regiões do mundo. Esses e outros gases apresentam propriedades específicas importantes, de maneira que se torna pertinente conhecer mais a fundo as características e as propriedades desse estado de agregação.

O estado gasoso

Uma substância no estado gasoso possui características muito particulares, quando comparadas às características dessa substância nos outros estados físicos. Uma das maneiras de se estudar os gases é levar em consideração o grau de liberdade de suas partículas, a sua forma e o volume ocupado por esse gás.

Veja, a seguir, as comparações entre os graus de liberdade e o aumento da energia dos estados físicos da matéria.



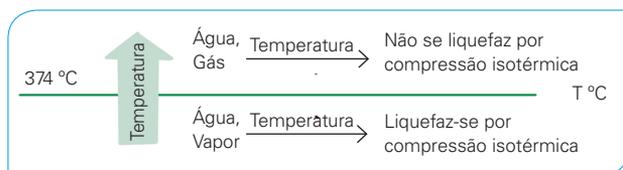
	Forma	Volume
Sólido	constante	constante
Líquido	variável	constante
Gasoso	variável	variável

Varição da forma e do volume da substância conforme um aumento de energia (sob aquecimento).

De uma forma geral, as amostras gasosas são formadas por moléculas, exceto no caso de amostras de gases nobres, que são formadas por átomos, chamadas de moléculas monoatômicas. Neste material, será utilizada a palavra **molécula** para as unidades fundamentais de qualquer amostra de gás.

Gás × vapor

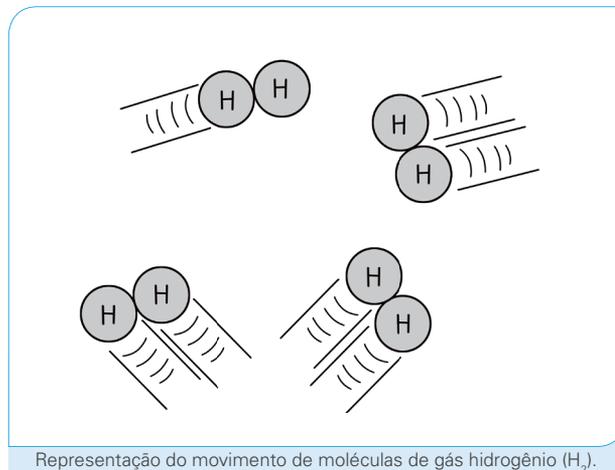
A substância em estado gasoso pode ser vapor ou gás. A diferença reside no comportamento da amostra frente à variação de temperatura e pressão do sistema. Assim, a amostra vai ser um gás somente se sofrer liquefação por aumento de pressão e redução de temperatura, simultaneamente. Já o vapor pode ser liquefeito pela compressão isotérmica (aumento da pressão sob temperatura constante). Todo vapor se transforma em gás quando atinge determinada temperatura, denominada **temperatura crítica**.



Teoria cinética dos gases

Para explicar o comportamento dos gases, foi elaborado um modelo que recebeu o nome de **teoria cinética dos gases**. Seus principais postulados são:

- As moléculas de um gás estão em movimento constante e desordenado.



- As forças intermoleculares são desprezíveis, isto é, as moléculas interagem apenas nas colisões entre si e com as paredes do recipiente.
- Apresentam movimento retilíneo e uniforme, denominado de movimento browniano.
- A pressão de um gás decorre das colisões entre as moléculas e destas contra as paredes do recipiente.
- Quando colidem entre si ou contra as paredes do recipiente, as partículas não ganham nem perdem energia, ou seja, as colisões são elásticas.
- As dimensões das moléculas são muito menores do que a distância média entre elas, e o seu volume próprio pode ser desprezado, comparado ao volume do recipiente.
- A energia cinética é proporcional à temperatura do gás.
- A velocidade média das partículas é influenciada pela temperatura: quanto maior a temperatura, maior será a velocidade das partículas.

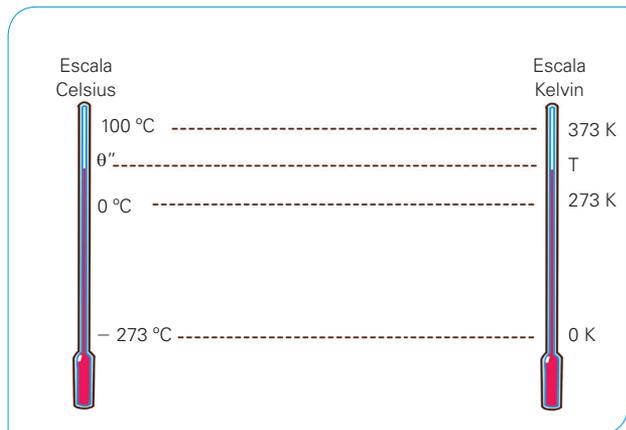
Macroscopicamente, um gás pode ser caracterizado por quatro variáveis denominadas **variáveis de estado**: são condições específicas que ocorrem em um sistema gasoso e que podem sofrer alterações em seus valores. Veja quais são as variáveis consideradas neste estudo.

TEMPERATURA

Está relacionada com o grau de agitação térmica (energia cinética) das partículas que constituem uma substância. É importante salientar que sempre iremos utilizar a escala absoluta de temperatura nas suas medidas, a **escala Kelvin (K)**.

No Brasil, a escala utilizada é a escala Celsius (°C), sendo necessária a conversão da unidade para Kelvin. Tal conversão pode ser realizada utilizando-se a fórmula apresentada a seguir:

$$T(K) = T(^{\circ}C) + 273$$



Quanto maior a temperatura, maiores serão a energia cinética e, conseqüentemente, a velocidade das partículas gasosas.

$$E_c = k \cdot T$$

Veja que a energia cinética é igual a uma constante de proporcionalidade, denominada k.

VOLUME

O volume é definido como o espaço ocupado por qualquer substância. No caso dos gases, o volume de uma dada amostra é determinado pelo volume do recipiente ou frasco que a contém, lembrando que, pelo fato de os gases possuírem suas partículas bem afastadas, apresentam grande compressibilidade e expansibilidade. As unidades mais comuns de volume são: litro (L), mililitro (mL), metro cúbico (m³) e centímetro cúbico (cm³). As conversões entre as unidades de volume são facilmente realizáveis.

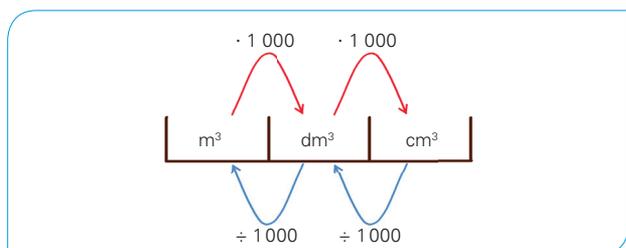
$$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$$

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$$

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ cm}^3$$

$$1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L}$$

$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L} = 1000000 \text{ mL (cm}^3\text{)}$$



PRESSÃO

Do ponto de vista físico, a pressão é definida como a força realizada por unidade de área, isto é, $P = \frac{F}{A}$, e tem como unidade no Sistema Internacional (SI) o **pascal (Pa)**, onde, $1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$.

A medida da pressão de um gás é feita com o uso de um equipamento denominado **manômetro**, e as principais unidades de medida são **atmosfera (atm)**, **torricelli (torr)**, **milímetros de mercúrio (mmHg)**, entre outras. Assim como as unidades de volume, também é possível converter as unidades de pressão umas nas outras.

$$10^5 \text{ Pa} = 1 \text{ bar} = 1,01325 \text{ atm}$$

$$1 \text{ atm} = 76 \text{ cmHg} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr}$$

$$1 \text{ mmHg} = 1 \text{ torr}$$

$$1 \text{ mmHg} = 133,322 \text{ Pa (ou N/m}^2\text{)}$$



(a)



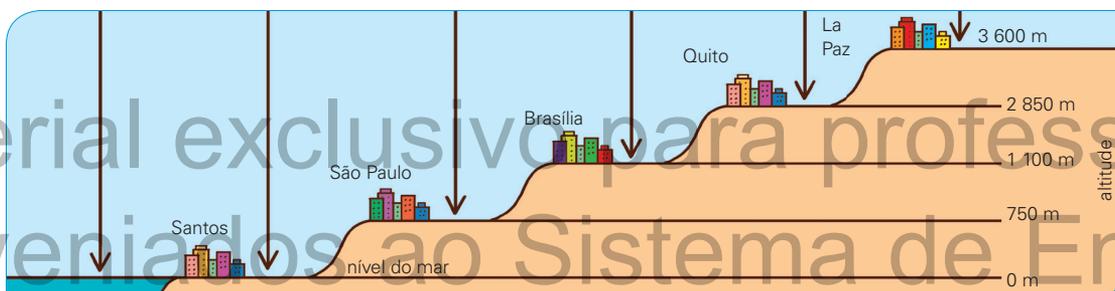
(b)

Diferentes aparelhos são usados para obter a medida de pressão. O esfigmomanômetro (a) mede a pressão arterial, enquanto o manômetro (b) mede a pressão de líquidos ou gases em sistemas fechados.

PRESSÃO ATMOSFÉRICA

É a pressão que a camada de ar exerce sobre a superfície terrestre. A pressão atmosférica varia com a altitude. (Veja o esquema a seguir).

Ao nível do mar (altitude zero), a coluna de ar que exerce pressão sobre a superfície terrestre é a maior possível, ou seja, é a pressão exercida pela atmosfera inteira. Assim, ao nível do mar, a pressão atmosférica é igual a 1 atm. Quanto maior a altitude da localidade, menor é a coluna de ar que atua sobre a superfície, diminuindo, assim, a pressão atmosférica.



Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino

QUANTIDADE DE MATÉRIA, EM MOL, DO GÁS

Corresponde à quantidade de gás envolvida em uma determinada transformação gasosa ou, simplesmente, a quantidade de gás presente em um determinado frasco.

Condições Gasosas

CONDIÇÕES NORMAIS DE TEMPERATURA E PRESSÃO (CNTP)

Quando um gás está à temperatura de 0 °C, considerada **temperatura normal**, e sob pressão de 1 atm (atmosfera), pressão no nível do mar ou **pressão normal**, dizemos que ele se encontra em **CNTP**, **CN** ou **TPN**.

CONDIÇÕES AMBIENTES DE TEMPERATURA E PRESSÃO (CATP)

Quando um gás está à temperatura de 25 °C, considerada **temperatura ambiente**, e sob pressão de 1 atm (atmosfera), pressão no nível do mar ou **pressão ambiente**, dizemos que ele se encontra em **CATP**, **CA** ou **TPA**.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

1. Sistema Dom Bosco – Leia as afirmações.

- I. A pressão de um gás está diretamente relacionada à frequência de colisões. Quanto maior a frequência de colisões entre as moléculas e a parede do frasco, maior será a pressão.
- II. A temperatura de um gás está relacionada à energia cinética. Quanto maior a temperatura, maior será a energia cinética média das moléculas.
- III. O volume ocupado por um gás é sempre o volume total do recipiente em que ele se encontra.
- IV. À medida que subimos uma serra, a pressão atmosférica aumenta.

Assinale a alternativa que apresenta somente as afirmações corretas.

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

Resolução

I. Correta. Quanto maior a frequência de colisões, ou seja, quanto mais moléculas do gás colidirem com as paredes do recipiente que o contém, maior será a pressão.

II. Correta. Maior será o grau de agitação das moléculas gasosas.

III. Correta. O volume ocupado por um gás é sempre a capacidade do recipiente.

IV. Incorreta. À medida que subimos uma serra, a pressão atmosférica diminui, pois a quantidade de ar sobre a superfície terrestre torna-se cada vez menor.

Transformações gasosas

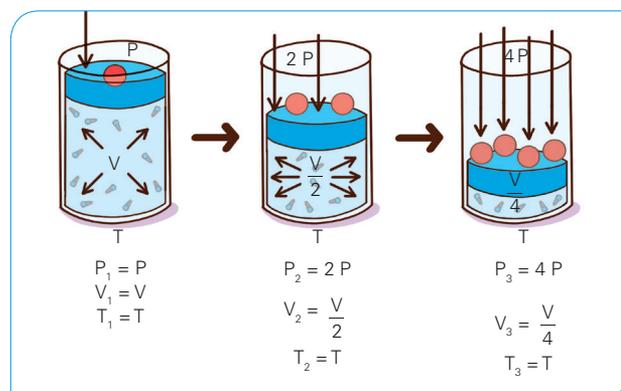
Um gás sofre transformação quando pelo menos duas de suas variáveis de estado (pressão, volume e temperatura) sofrem alterações.

As transformações por que passa um gás são classificadas de acordo com a variável de estado que fica estável, podendo ser: isotérmica, isobárica ou isocórica.

Vamos analisar essas transformações.

TRANSFORMAÇÃO ISOTÉRMICA - LEI DE BOYLE-MARIOTTE

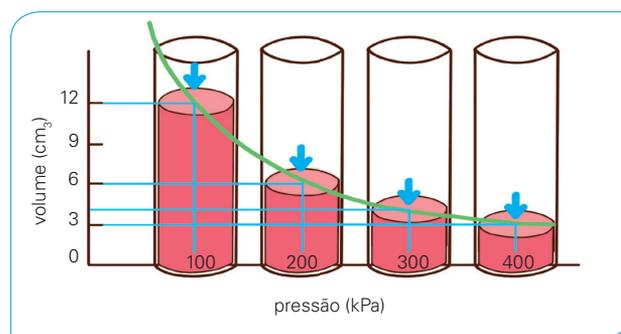
Sob temperatura constante, o volume ocupado por determinada massa gasosa é inversamente proporcional à pressão exercida por ele, ou seja, o produto pressão x volume é sempre o mesmo (constante).



À temperatura constante, aumentando-se a pressão no êmbolo, diminui-se a distância entre as partículas do gás.

Graficamente

A lei de Boyle-Mariotte pode ser representada por um gráfico **volume x pressão**. Neste gráfico, a abscissa representa a pressão de um gás, e a ordenada, o volume ocupado. Veja:



Compressão de um gás a uma temperatura constante.

A curva obtida é uma hipérbole equilátera, cuja análise matemática indica que $P \cdot V = \text{constante}$. Assim, a lei das transformações isotérmicas pode ser dada matematicamente por:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 = k$$

Estado 1 Estado 2

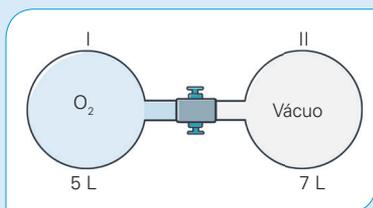
em que P_1 e V_1 são a pressão e o volume iniciais; P_2 e V_2 são a pressão e o volume finais; e k é um valor constante. Essa equação se aplica:

- a substâncias no estado gasoso, cuja quantidade permaneça inalterada.
 - com T permanecendo constante.
 - em P na mesma unidade em ambos os membros.
 - em V na mesma unidade em ambos os membros.
- Portanto:

Mantendo-se a temperatura constante, ao diminuir-se o volume de certa massa de um gás, as moléculas desse gás ficarão mais próximas uma das outras e mais próximas das paredes do recipiente, aumentando a pressão interna.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

2. UECE – A figura mostra dois balões interligados por uma torneira. A interligação tem volume desprezível, e no balão I a pressão é de 2 atm.



Abrindo a torneira e mantendo a temperatura constante, a pressão final do sistema será de

- a) 1,25 atm. c) 7,20 atm.
b) 0,80 atm. d) 2,14 atm.

Resolução

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

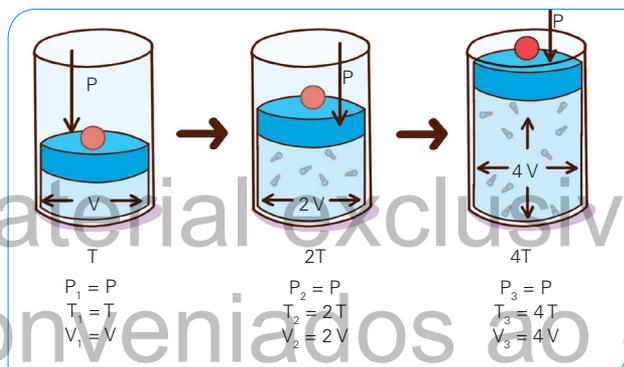
$$3 \text{ atm} \cdot 5 \text{ L} = P_2 \cdot 12 \text{ L}$$

$$P_2 = \frac{3 \text{ atm} \cdot 5 \text{ L}}{12 \text{ L}}$$

$$P_2 = 1,25 \text{ atm}$$

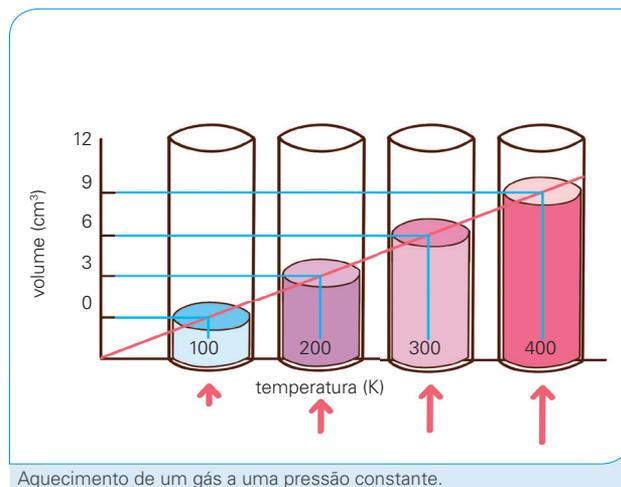
TRANSFORMAÇÃO ISOBÁRICA - LEI DE CHARLES

Sob pressão constante, o volume ocupado por determinada massa gasosa é diretamente proporcional à temperatura absoluta do sistema.



A lei de Charles pode ser representada por um gráfico **volume x temperatura**. Neste gráfico, a abscissa representa a temperatura absoluta de um gás, e a ordenada, o volume ocupado.

Graficamente



Observe que é obtida uma reta, e que a análise matemática indica que $\frac{V}{T} = \text{constante}$. Dessa forma,

a lei das transformações isobáricas pode ser dada matematicamente por:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = k$$

em que V_1 e T_1 são o volume e a temperatura iniciais; V_2 e T_2 são o volume e a temperatura finais; e k é um valor constante.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

3. Sistema Dom Bosco – Um recipiente com capacidade para 100 litros contém um gás à temperatura de 27 °C. Esse recipiente é aquecido até a temperatura de 87 °C, mantendo-se constante a pressão. O volume ocupado pelo gás a 87 °C será de

- a) 50 litros. c) 200 litros. e) 260 litros.
b) 20 litros. d) 120 litros.

Resolução

Conversão das temperaturas

$$T_1 = 27 + 273 = 300 \text{ K}$$

$$T_2 = 87 + 273 = 360 \text{ K}$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$\frac{100}{300} = \frac{V_2}{360}$$

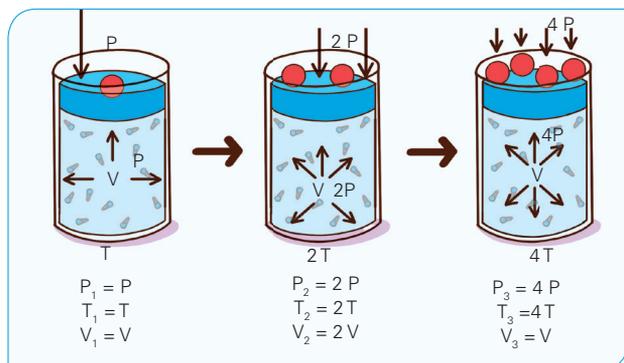
$$300 \cdot V_2 = 360 \cdot 100$$

$$V_2 = \frac{360 \cdot 100}{300}$$

$$V_2 = 120 \text{ L}$$

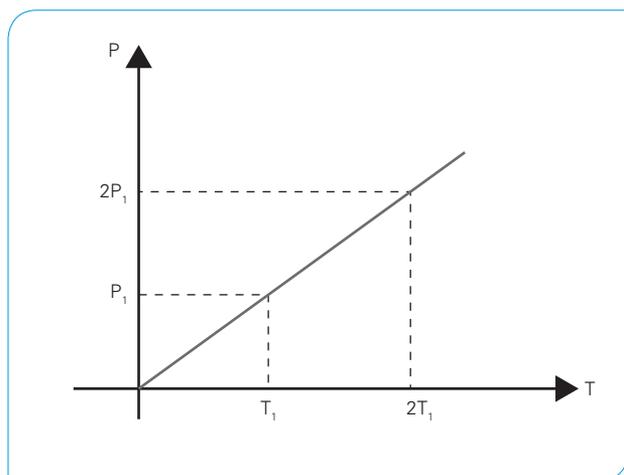
TRANSFORMAÇÃO ISOCÓRICA, ISOMÉTRICA OU ISOVOLUMÉTRICA - LEI DE GAY-LUSSAC

Sob pressão constante, o volume ocupado por determinada massa gasosa é diretamente proporcional à temperatura absoluta do sistema.



A lei de Gay-Lussac pode ser representada por um gráfico **pressão x temperatura**. Neste gráfico, a abscissa representa a temperatura absoluta de um gás, e a ordenada, a pressão exercida.

Graficamente



À mesma pressão, o volume de certa massa de gás varia linearmente com a temperatura, cuja análise matemática indica que **$P/T = \text{constante}$** . Assim, a lei das transformações isocóricas pode ser dada matematicamente por:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = k$$

em que P_1 e T_1 representam a pressão e a temperatura iniciais; P_2 e T_2 , a pressão e a temperatura finais; e k é um valor constante.

Portanto,

O aquecimento de certa massa de um gás aumenta o número de colisões entre suas moléculas e, conseqüentemente, a pressão.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

4. UFF-RJ – Num recipiente com 12,5 mL de capacidade, está contida certa amostra gasosa cuja massa exerce uma pressão de 685,0 mmHg, à temperatura de 22 °C.

Quando esse recipiente foi transportado com as mãos, sua temperatura elevou-se para 37 °C, e a pressão exercida pela massa gasosa passou a ser, aproximadamente, de

Dado: 1 atm = 760 mmHg

- a) 0,24 atm. c) 0,95 atm. e) 2,00 atm.
 b) 0,48 atm. d) 1,50 atm.

Resolução

O volume é constante: 12,5 mL (isovolumétrico)

$$1 \text{ atm} \text{ ————— } 760 \text{ mmHg}$$

$$x \text{ ————— } 685 \text{ mmHg}$$

$$x = 90 \text{ atm}$$

$$\frac{0,90}{295} = \frac{P_2}{310} = P_2 = 0,95 \text{ atm}$$

LEITURA COMPLEMENTAR

As baleias têm problema de descompressão quando vão à superfície?

Não. As baleias estão preparadas para lidar com o nitrogênio, o gás que causa os problemas de descompressão nos mergulhadores humanos. Parte do ar atmosférico entra normalmente nos nossos pulmões quando respiramos. Mas, debaixo da água, sob pressão, o nitrogênio acaba se misturando com o sangue. E daí passa para os tecidos. Se o mergulhador voltar muito rapidamente à superfície, o nitrogênio expande-se de repente e causa paralisia do sistema nervoso e das articulações. Se não tiver cuidado, um mergulhador pode morrer numa volta à superfície.

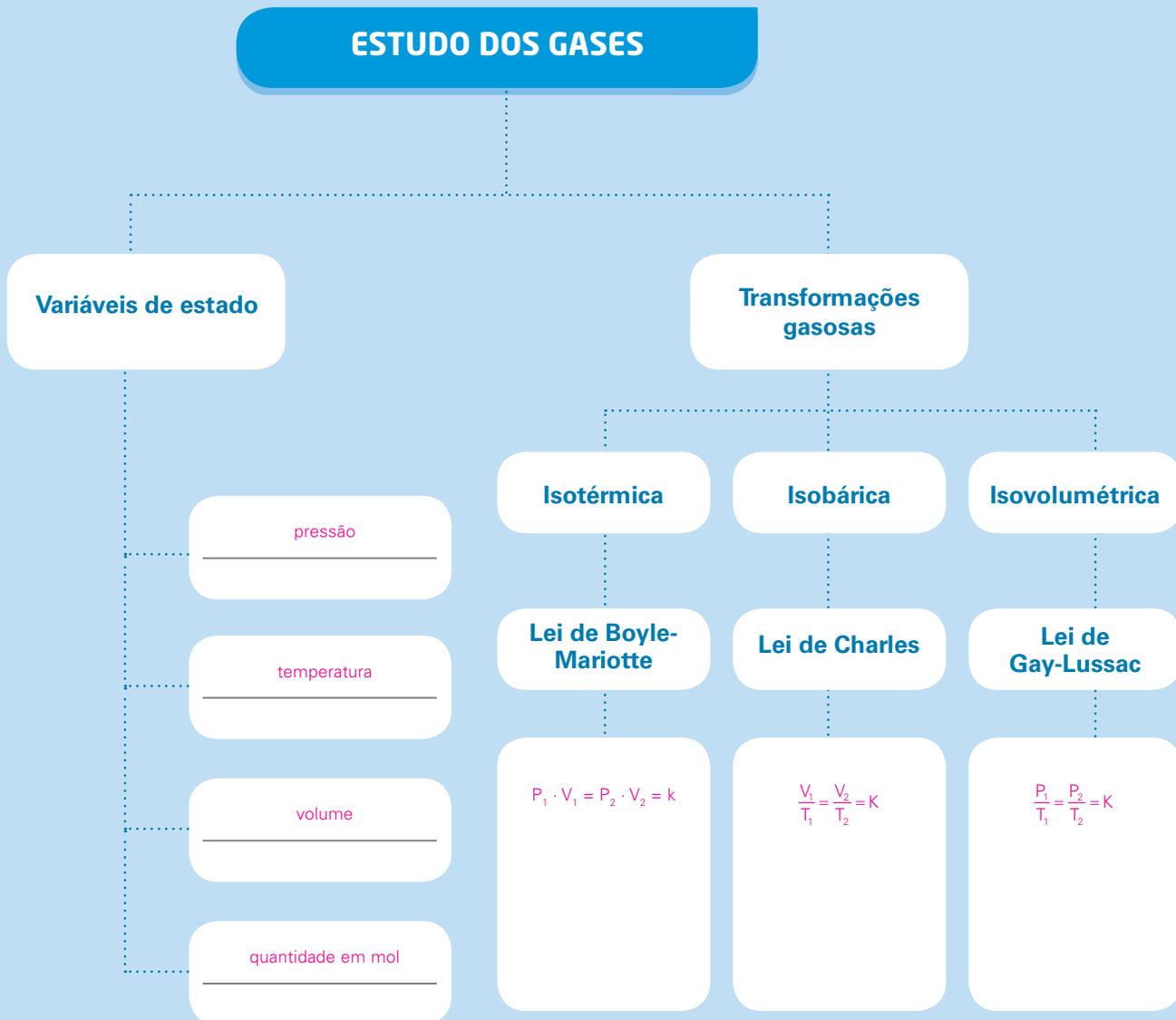
"A baleia consegue evitar que o nitrogênio entre nos seus tecidos e na corrente sanguínea", diz o oceanógrafo Alexandre Novaes Zerbine, do Museu Oceanográfico Prof. Eliezer de Carvalho Rios, no Rio Grande do Sul. Os ossos do seu tórax são mais flexíveis, comparados aos do ser humano. Sob a pressão da água, eles comprimem o pulmão. Antes que o nitrogênio tenha tempo de passar para a corrente sanguínea, o ar é deslocado para a traqueia. Esse órgão represa o ar e evita a difusão do gás porque suas paredes são cartilaginosas e não têm irrigação sanguínea. Por isso, a baleia pode subir para a superfície tranquilamente e respirar.

Disponível em: <<https://super.abril.com.br/ciencia/as-baleias-tem-problema-de-descompressao-quando-vao-a-superficie/>>.

Acesso em: jul. 2018.

ROTEIRO DE AULA

ESTUDO DOS GASES



Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. **UPF-RS** – Ao fazer uma análise do comportamento físico-químico dos gases, foram feitas as seguintes constatações:



- I. Numa bexiga cheia de ar, as moléculas dos gases estão em constante movimento e, conseqüentemente, chocam-se contra as paredes do recipiente que as contém, devido à energia cinética que possuem.
- II. Numa panela de pressão, o aumento da pressão interna faz com que a água utilizada no aquecimento entre em ebulição em temperatura menor do que em pressão de 1 atm e, por isso, os alimentos são cozidos mais rapidamente.
- III. Quando um gás está armazenado em um recipiente de volume variável, numa transformação isobárica, e é exposto a aumento de temperatura, a energia cinética de suas moléculas será maior e, com isso, ocupará menor volume.
- IV. A temperatura de um gás, à pressão constante, é definida como a medida da energia cinética média de suas moléculas e, dessa forma, quanto maior for a energia cinética, maior será a temperatura.

Está correto apenas o que se afirma em

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

I. Correto. Numa bexiga cheia de ar, as moléculas dos gases estão em constante movimento de rotação e translação e, conseqüentemente, chocam-se contra as paredes do recipiente que as contém, por causa da energia cinética que possuem.

II. Incorreto. Numa panela de pressão, o aumento da pressão interna faz com que a água utilizada no aquecimento entre em ebulição em temperatura maior do que em pressão de 1 atm e, por isso, os alimentos são cozidos mais rapidamente.

III. Incorreto. Quando um gás está armazenado em um recipiente de volume variável, numa transformação isobárica (sob pressão constante), e é exposto a aumento de temperatura, a energia cinética de suas moléculas será maior e, com isso, ocupará maior volume, ou seja, numa transformação isobárica, temperatura e volume são grandezas diretamente proporcionais.

IV. Correto. A temperatura de um gás, à pressão constante, é definida como a medida da energia cinética média de suas moléculas e, dessa forma, quanto maior for a energia cinética, maior será a temperatura (grau de agitação das partículas).

2. **Acafe-SC (adaptado)** – Fundamentado nos conceitos sobre os gases, analise as afirmações a seguir.

- I. Doze gramas de gás hélio ocupam o mesmo volume que 48 g de gás metano, ambos nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP).
- II. Em um sistema fechado, para proporcionar um aumento na pressão de uma amostra de gás numa transformação isotérmica, é necessário diminuir o volume desse gás.

Dados: H : 1 g/mol; He : 4 g/mol; C : 12 g/mol

Assinale a alternativa correta.

- a) Apenas a afirmação II está correta.

- b) As afirmações I e II estão incorretas.
c) As afirmações I e II estão corretas.
d) Apenas a afirmação I está correta.

I. Correta. Doze gramas de gás hélio ocupam o mesmo volume que 48 g de gás metano, ambos nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP).

$$n_{\text{He}} = \frac{m_{\text{He}}}{M_{\text{He}}} = \frac{12}{4} = 3 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CH}_4} = \frac{m_{\text{CH}_4}}{M_{\text{CH}_4}} = \frac{48}{16} = 3 \text{ mol}$$

3 mols : 3 mols

3 volumes : 3 volumes (nas mesmas condições de P e T)

II. Correta. Em um sistema fechado, para proporcionar um aumento na pressão de uma amostra de gás numa transformação isotérmica, é necessário diminuir o volume desse gás.

$P \cdot V = \text{constante}$ (T = constante; P e V são grandezas inversamente proporcionais)

$P \uparrow \cdot V \downarrow = \text{constante}$

3. Enem

C7-H24

Uma pessoa abre uma geladeira, verifica o que há dentro e depois fecha a porta dessa geladeira. Em seguida, ela tenta abrir a geladeira novamente, mas só consegue fazer isso depois de exercer uma força mais intensa do que a habitual.

A dificuldade extra para reabrir a geladeira ocorre porque o(a)

- a) volume de ar dentro da geladeira diminuiu.
b) motor da geladeira está funcionando com potência máxima.
c) força exercida pelo ímã fixado na porta da geladeira aumenta.
d) pressão no interior da geladeira está abaixo da pressão externa.
e) temperatura no interior da geladeira é inferior ao valor existente antes de ela ser aberta.

Quando a geladeira é aberta, entra ar do meio exterior, aumentando a temperatura do ar no seu interior. A pressão interna iguala-se à pressão externa (pressão atmosférica). Após a porta ser fechada, o ar do interior

é resfriado. Como não há alteração no volume interno da geladeira,

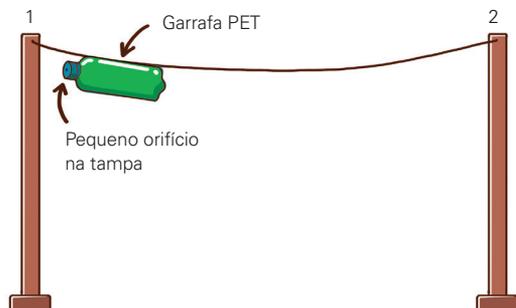
temos uma transformação isocórica: $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$.

Como a temperatura $T_2 < T_1$, teremos $P_2 < P_1$, ou seja, a pressão no interior da geladeira diminui, tornando-se menor que a pressão atmosférica. Assim, é necessária uma força mais intensa do que a habitual para compensar essa diferença de pressões.

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

4. UFG-GO – Analise o esquema a seguir.



Na garrafa PET ilustrada no esquema, foram colocados alguns mL de etanol. Em seguida, homogeneizou-se o etanol com a atmosfera interna, agitando-se a garrafa. Ao acender um fósforo próximo ao pequeno orifício na tampa, ocorreu a combustão do etanol no interior da garrafa e ela foi deslocada do ponto 1 para o ponto 2. Considerando-se o exposto,

- a) escreva a equação balanceada da combustão do etanol ocorrida (admita a combustão completa);

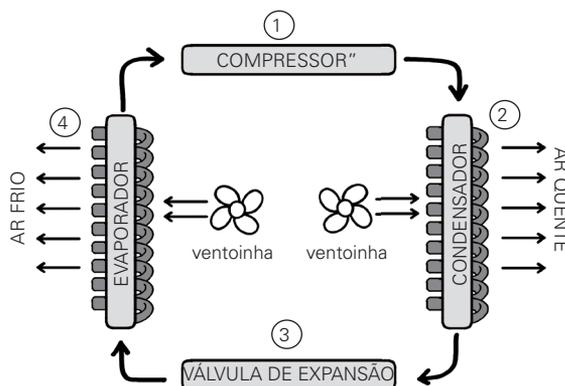


- b) explique por que a garrafa se desloca do ponto 1 para o ponto 2.

Após a combustão, ocorre o aumento da pressão interna em razão do aumento do número de mols e temperatura. Como consequência, os gases são expelidos pelo orifício da garrafa PET, deslocando-a do ponto 1 ao ponto 2 (conservação de energia).

5. UFSC

O verão é a estação na qual, ao menos em países de clima tropical e subtropical, faz-se uso significativo de ar condicionado para ampliar o “conforto térmico” em ambientes fechados. Você sabe como funciona um condicionador de ar? O sistema é baseado em ciclos de compressão e expansão de um gás refrigerante, tipicamente formado por substâncias, como CHClF_2 e CHF_3 , que flui por um sistema fechado. A representação esquemática a seguir ilustra simplificada o processo.



Disponível em: <<https://cen.acs.org/articles/95/i33/Periodic-graphics-chemistry-air-conditioning.html>>. Acesso em: 19 ago. 2017. Adaptado.

Com base no exposto anteriormente, é correto afirmar:

- 01) No compressor, representado na etapa 1, o aumento da pressão sobre o gás faz com que a temperatura diminua.
- 02) No processo de expansão, representado na etapa 3, o gás refrigerante tem sua temperatura reduzida.
- 04) No condensador, representado na etapa 2, o gás refrigerante no estado gasoso é convertido em um sólido.
- 08) A variação de temperatura que ocorre durante a expansão (etapa 3) independe do volume do dispositivo no qual a expansão é induzida.
- 16) Os processos de expansão e compressão dependem do vapor de água no sistema, já que o gás refrigerante é um composto iônico gasoso e, portanto, não está sujeito a variações de volume.
- 32) As variações de pressão que ocorrem nos processos de expansão e compressão dependem da quantidade de gás refrigerante no sistema.

Dê a soma dos itens corretos.

34 (02 + 32)

- 01) Incorreto. No compressor, representado na etapa 1, o aumento da pressão sobre o gás faz com que a temperatura aumente, pois ocorre elevação do número de choques entre as moléculas.
- 02) Correto. No processo de expansão, representado na etapa 3, o gás refrigerante tem sua temperatura reduzida, pois ocorre diminuição do número de choques entre as moléculas.
- 04) Incorreto. No condensador, representado na etapa 2, o gás refrigerante no estado gasoso é convertido em um líquido, ou seja, ocorre liquefação do agente refrigerante.
- 08) Incorreto. A variação de temperatura que ocorre durante a expansão (etapa 3) depende do volume do dispositivo no qual a expansão é induzi-

da, pois, quanto maior o volume, menor será o número de choques entre as moléculas ali contidas.

16) Incorreto. O gás refrigerante é formado por substâncias moleculares.

32) Correto. As variações de pressão que ocorrem nos processos de expansão e compressão dependem da quantidade de gás refrigerante no sistema, ou seja, do número de mols.

6. UFSC – O Brasil recebeu, em novembro de 2016, o maior avião do mundo, o Antonov 225 Mriya, fabricado na Ucrânia. Os aviões são máquinas fascinantes e, claro, sujeitas a diversos fenômenos que podem ser explicados por princípios da física e da química. Sabe-se, por exemplo, que, para manter o conforto dos passageiros, é necessária a pressurização da cabine para que o avião possa trafegar em altitudes elevadas.

Com base no assunto anterior, é correto afirmar:

01) O Antonov deve ser pressurizado, porque, ao atingir altitudes elevadas durante o voo, há contração do ar no interior da cabine, o que poderia gerar uma explosão.

02) Assumindo mesma massa, a pressão exercida pelo ar sobre as paredes internas do avião a uma temperatura de 18 °C será menor do que a pressão exercida a uma temperatura de 30 °C, para o mesmo avião.

04) Durante um voo em elevadas altitudes, a pressão exercida pelo ar externo ao avião é inferior à pressão no interior da cabine, o que sugere que o ar no interior irá aumentar a pressão sobre as paredes internas do avião, se comparado ao voo em baixas altitudes.

08) As ligações covalentes que unem as moléculas de O₂ e N₂ no interior do avião são substituídas por ligações iônicas quando o avião atinge a altitude de cruzeiro, a 13.000 km do solo.

16) Em altitudes elevadas, a pressão exercida pelas moléculas de O₂ e N₂ sobre as paredes externas do avião é tamanha que esses gases se solidificam, formando cristais que podem ser vistos aderidos às janelas do avião.

Dê a soma dos itens corretos.

06 (02 + 04)

01) Incorreto. Em altitudes elevadas, o ar no exterior da cabine é rarefeito, a aeronave já é projetada para suportar variações de pressão interna e externa.

02) Correto. Assumindo mesma massa, a pressão exercida pelo ar sobre as paredes internas do avião a uma temperatura de 18 °C será menor do que a pressão exercida a uma temperatura de 30 °C, para o mesmo avião.

V = constante; m = constante ⇒ n = constante.

$$T_1 = 18 + 273 = 291 \text{ K}$$

$$T_2 = 30 + 273 = 303 \text{ K}$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

$$\frac{P_1}{291} = \frac{P_2}{303} \Rightarrow P_1 = \frac{291}{303} \cdot P_2$$

$$P_1 = 0,96 \cdot P_2$$

Conclusão: $P_1 < P_2$.

04) Correto. Durante o voo em elevadas altitudes, o ar no exterior da cabine é rarefeito, a pressão exercida pelo ar externo ao avião é inferior à pressão no interior da cabine, o que sugere que o ar no interior irá aumentar a pressão sobre as paredes internas do avião, se comparado ao voo em baixas altitudes.

08) Incorreto. As ligações covalentes duplas que unem os átomos de oxigênio nas moléculas de gás oxigênio (O₂; O=O) e as ligações covalentes triplas que unem os átomos de nitrogênio nas moléculas de gás nitrogênio (N₂; N≡N) não sofrem alteração.

16) Incorreto. Em altitudes elevadas, o vapor de água presente na atmosfera pode sofrer condensação e solidificação, gerando cristais que podem ser vistos aderidos às escotilhas do avião.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. UPE – Cada vez mais conhecido no Nordeste, o futebol americano consolida-se em Pernambuco. Entre as regras desse esporte, um lance chama a atenção dos espectadores, o chute de campo (*field goal*). Para o chute valer 3 pontos, a bola, de formato oval e confeccionada com couro natural ou sintético, tem de passar pelo meio da trave em Y, que fica no final do campo (*endzone*). O recorde de distância do *field goal* é de 64 jardas e pertence a Matt Prater, então jogador do time americano do Denver Broncos. Tanto o referido chute quanto os outros dois maiores, ambos de 63 jardas, ocorreram em Denver, no Colorado, a 1 700 metros de altitude e com temperatura média anual de 10 °C.

A ocorrência de maiores distâncias de *field goals* em Denver reside no fato de que

- a) a temperatura baixa influencia no volume da bola, favorecendo um chute mais preciso.
- b) a altitude de Denver deixa o ar mais rarefeito, possibilitando menor resistência do ar e facilitando o chute.
- c) a altitude de Denver influencia no metabolismo do atleta de forma positiva, possibilitando chutes mais potentes.
- d) a temperatura baixa influencia no material usado na fabricação da bola, tornando os chutes mais potentes e precisos.
- e) a altitude de Denver e a baixa temperatura combinadas fazem nevar o ano inteiro, nessa capital, o que facilita o chute.

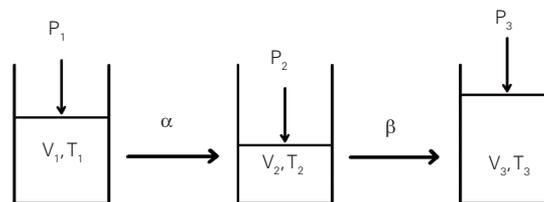
8. UEM-PR (adaptado) – Os gases são substâncias presentes em nosso cotidiano em fatos como: a subida de um balão; o murchar, com o tempo, de uma bexiga de aniversário; o aumento da pressão interna de um pneu em dias quentes; a respiração do ser humano; entre outros. Sobre os gases, assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

- 01) Em um gás, as moléculas estão em contínuo movimento e separadas entre si por grandes espaços vazios em relação ao tamanho delas. Além disso, o movimento das moléculas se dá em todas as direções e em todos os sentidos.
- 02) Um gás não possui forma própria. A forma adquirida é a do recipiente que o contém. Quando um gás é confinado em um recipiente, suas moléculas colidem continuamente contra as paredes do recipiente. Dessas colisões, resulta o que se chama de pressão do gás.
- 04) Um mol de um gás possui aproximadamente $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas do mesmo.
- 08) As moléculas constituintes de um gás possuem movimento desordenado. Esse movimento é denominado agitação térmica. Quanto mais intensa é a agitação térmica, maior é a energia cinética de cada molécula e, em consequência, maior é a temperatura do gás.

Dê a soma da(s) alternativa(s) correta(s).

9. UFES – O volume V de um gás ideal é diretamente proporcional à 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 $2\,500\text{ cm}^3$? Qual será o volume quando a temperatura for 200 K ? Esboce um gráfico que represente a relação entre V e T.

10. IME-RJ (adaptado) – Um sistema fechado contendo um gás ideal no estado 1 sofre as transformações α e β , conforme indicado na figura a seguir.



Sabendo que a transformação α é isotérmica e β , isobárica, represente o gráfico que apresenta os estados do sistema.

Sobre o assunto tratado anteriormente, é correto afirmar:

- 01) Os gases contidos na lata, pressurizados, sofrem contração de volume ao serem liberados para a atmosfera, já que a pressão externa é menor que a pressão no interior da lata de *spray*.
- 02) A evaporação dos gases quando a espuma é liberada ocorre em razão de a temperatura no gramado ser inferior ao ponto de ebulição dos gases.
- 04) A mistura gasosa propelente é composta por alcanos.
- 08) Detergentes, como os utilizados nas formulações para a formação da espuma pelos árbitros de futebol, são formados por misturas entre metais e proteínas.
- 16) A liberação de gases do interior da lata para o gramado deve resultar em diminuição da temperatura do material expelido, em relação à temperatura ambiente.
- 32) Considerando que os gases expelidos são hidrocarbonetos aromáticos, o uso do *spray* pode contribuir para o aquecimento global.

Dê a soma dos itens corretos.

16. **Unisinos-RS** – 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.

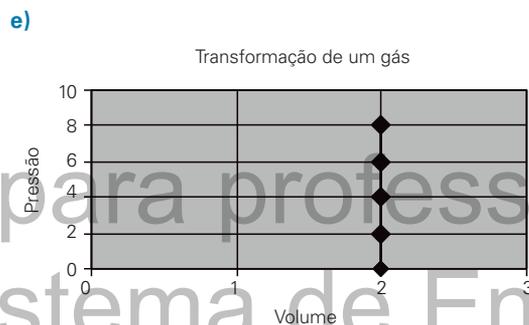
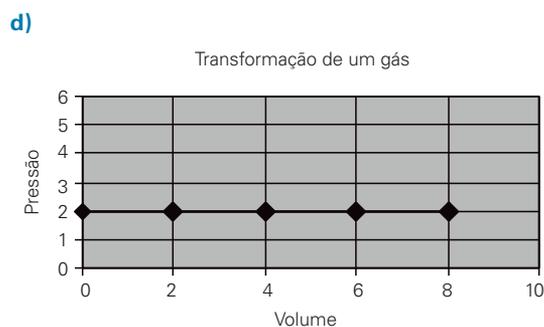
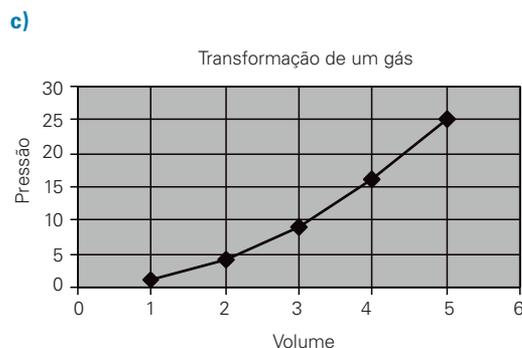
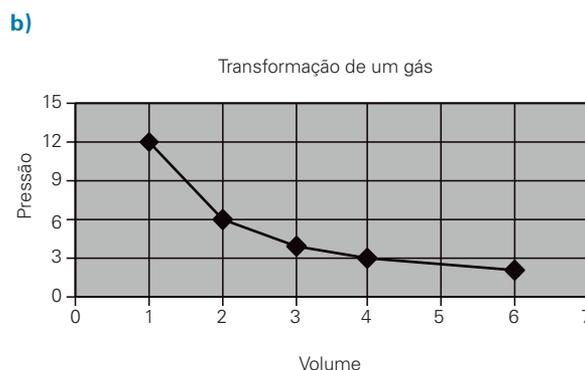
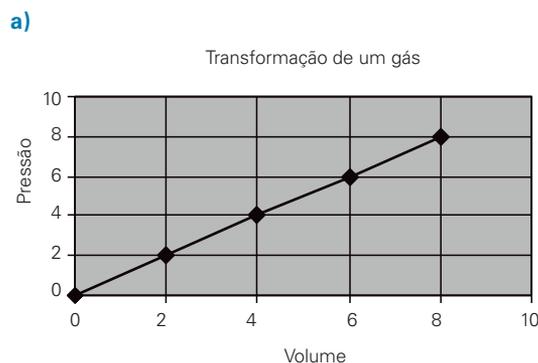
Ao calibrar um pneu, altera-se o número de moléculas de ar no interior dele. Porém, a pressão e o volume podem, também, sofrer modificação com a variação da temperatura.



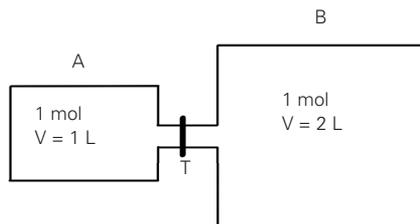
Calibração de um pneu.

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



- 17. UERN** – Um sistema de balões contendo gás hélio (He), nas quantidades e nos volumes apresentados, está ligado por uma torneira (T) que, inicialmente, está fechada. Observe.



Considerando que os gases apresentam comportamento ideal e que a temperatura permanece constante, é correto afirmar:

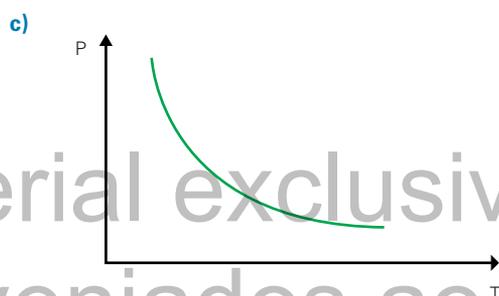
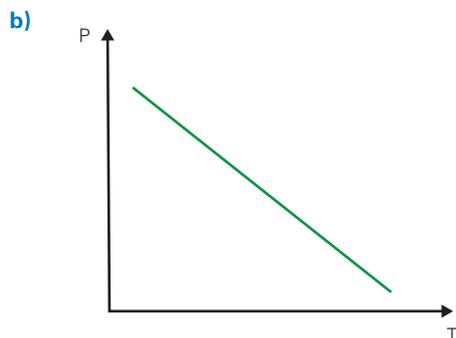
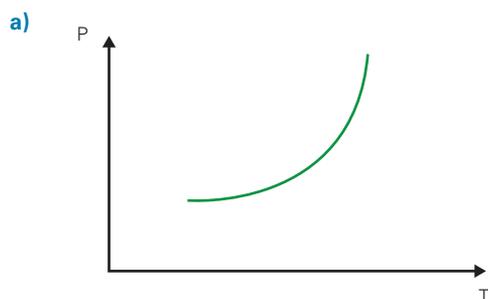
- A pressão em A será a mesma que em B.
- Ao abrir a torneira, vai-se observar variação na pressão do sistema.
- Ao dobrar a pressão nos sistemas A e B, o volume ocupado pelos gases será $\frac{1}{2}$ L e 1 L, respectivamente.
- As moléculas do sistema B colidem com mais frequência com a parede do recipiente do que as moléculas do sistema A.

ESTUDO PARA O ENEM

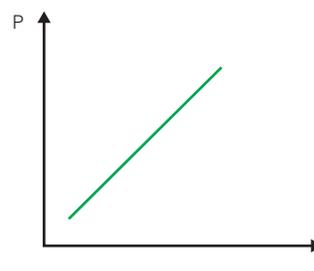
18. FMJ-SP

C5-H17

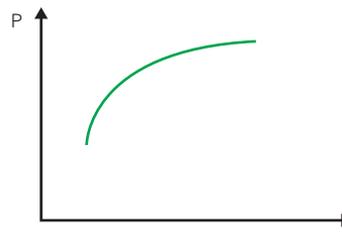
Certo número de moléculas de um gás perfeito encontra-se confinado em um recipiente rígido. Ao receber calor de uma fonte externa, sua pressão (p) e sua temperatura absoluta (T) são alteradas. O gráfico que representa, qualitativamente, essa transformação é



d)



e)



19. UNESP

C7-H24

Uma equipe de cientistas franceses obteve imagens em infravermelho da saída de rolhas e o consequente escape de dióxido de carbono em garrafas de champagne que haviam sido mantidas por 24 horas a diferentes temperaturas.

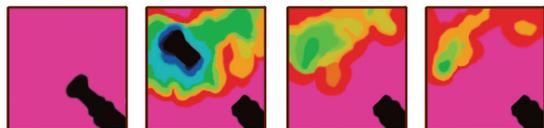
As figuras 1 e 2 mostram duas seqüências de fotografias tiradas a intervalos de tempo iguais, usando garrafas idênticas e sob duas condições de temperatura.

Figura 1



Rolha saltando da garrafa de champagne a 18 °C

Figura 2



Rolha saltando da garrafa de champanhe a 4 °C

As figuras permitem observar diferenças no espocar de um champanhe a 18 °C. Logo no início, observa-se que o volume de CO_2 disperso na nuvem gasosa – não detectável na faixa da luz visível, mas sim do infravermelho – é muito maior do que quando a temperatura é de 4 °C.

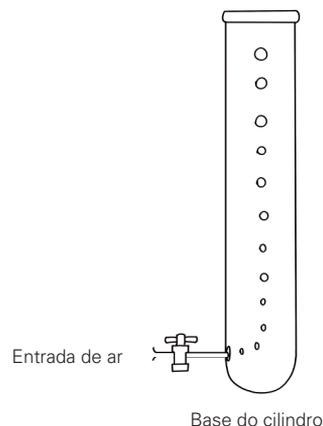
Numa festa de fim de ano, os estudantes utilizaram os dados desse experimento para demonstrar a lei que diz:

- O volume ocupado por uma amostra de gás sob pressão e temperaturas constantes é diretamente proporcional ao número de moléculas presentes.
- A pressão de uma quantidade fixa de um gás em um recipiente de volume constante é diretamente proporcional à temperatura.
- Ao aumentar a temperatura de um gás, a velocidade de suas moléculas permanece constante.
- A pressão de uma quantidade fixa de um gás em temperatura constante é diretamente proporcional à quantidade de matéria.
- O volume molar de uma substância é o volume ocupado por um mol de moléculas.

20. UFG-GO

C7-H24

Analise o esquema a seguir.



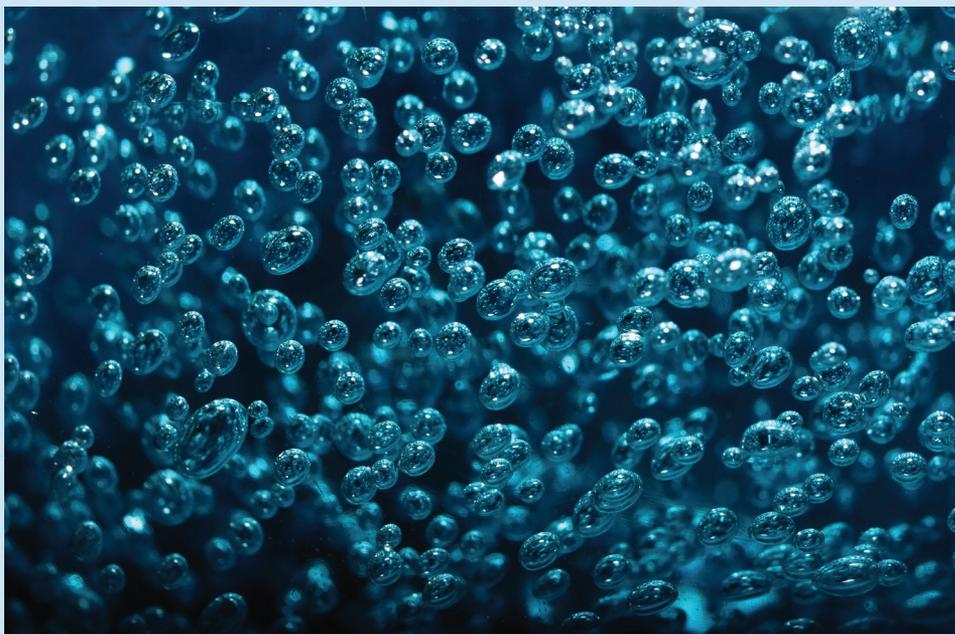
Ao introduzir uma bolha de gás na base do cilindro, ela inicia sua ascensão ao longo da coluna de líquido, à temperatura constante. A pressão interna da bolha e a pressão a que ela está submetida, respectivamente,

- aumenta e diminui.
- diminui e diminui.
- aumenta e permanece a mesma.
- permanece a mesma e diminui.
- diminui e permanece a mesma.

GASES II - EQUAÇÃO GERAL DOS GASES

28

BUBBLES OF ARGON GAS TRAPPED IN POLYSTYRENE GEL



Bolhas de gás argônio preso em gel de poliestireno.

Gás é um estado da matéria caótico e reativo, com propriedades distintas dos outros estados. Em um gás ideal, as moléculas deslocam-se em movimento retilíneo em todas as direções, podendo formar bolhas, dependendo do meio externo, como o gel de poliestireno.

Gás ideal × Gás real

O estudo dos gases tem como base o seu comportamento ideal, embora isso não corresponda exatamente à prática. O comportamento do gás ideal não leva em consideração:

- o próprio volume das partículas que compõem o gás, pois o volume que elas ocupam é menor em relação ao volume total do recipiente;
- a perda de energia por parte das moléculas, quando estas se chocam entre si e contra as paredes do recipiente que as contém;
- a força exercida entre as moléculas, uma vez que os gases ideais não apresentam interação entre suas partículas. O gás real aproxima-se do gás ideal quando submetido à baixa pressão e elevada temperatura, situação que propicia grande afastamento entre as moléculas, de modo que a interferência de umas nas outras seja a menor possível.

- Estudo dos gases
- Equação geral dos gases
- Gás ideal *versus* gás real

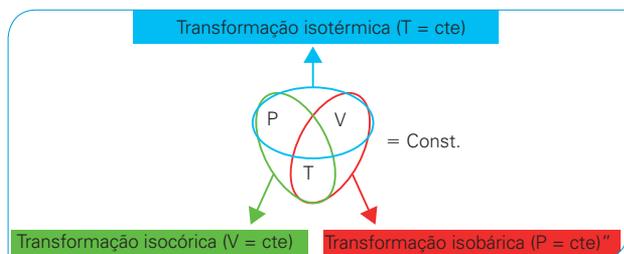
HABILIDADES

- Caracterizar um gás pelas variáveis de estado.
- Trabalhar com todas as transformações gasosas.
- Trabalhar com as três variáveis de estado (temperatura, volume e pressão) concomitantemente.
- Reconhecer as diferenças entre o comportamento de um gás ideal e um gás real.

Equação geral dos gases

Até o momento, você estudou as situações hipotéticas e específicas, nas quais apenas uma das variáveis de estado se apresentava constante; contudo, na grande maioria dos eventos do cotidiano, o que ocorre é outra coisa: um sistema gasoso sofre uma transformação em que três variáveis (pressão, temperatura e volume) se modificam.

Para resolver essa situação, é utilizada a equação geral dos gases, obtida por meio da relação matemática entre as transformações gasosas estudadas anteriormente. Assim, adquire-se uma relação proporcional e simultânea, entre as três variáveis de estado, expressa por:



Consequentemente, as três transformações gasosas são relacionadas, a fim de se obter uma única equação válida para qualquer transformação gasosa.

Isotérmica ($T = \text{cte.}$)	Isobárica ($P = \text{cte.}$)	Isocórica ($V = \text{cte.}$)
$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$	$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$

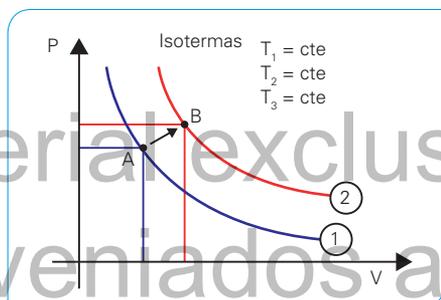
Considerando uma **massa fixa de gás** e rearranjando as equações anteriores, obtém-se a equação geral dos gases:

$$\underbrace{\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1}}_{\text{Situação inicial}} = \underbrace{\frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}}_{\text{Situação final}}$$

Atenção!

Essas equações são utilizadas somente para substâncias no estado gasoso e em quantidade constante. A temperatura deve ser, **obrigatoriamente**, na escala Kelvin.

As transformações gasosas podem ser representadas em um diagrama de pressão e volume. O gráfico, a seguir, apresenta uma transformação gasosa de um estado inicial A para um estado final B.



Ambas as hipérbolas são transformações isotérmicas, nas quais $T_2 > T_1$; porém, a transformação evidenciada no gráfico é a passagem do ponto A (estado inicial) para o ponto B (estado final), portanto teremos alterações na pressão, no volume e na temperatura.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

1. Sistema Dom Bosco – Uma determinada massa de gás nitrogênio ocupa um volume de 20 L a uma pressão de 3 atm e à temperatura de 27 °C. Qual será o volume ocupado pela mesma massa de gás nitrogênio, se a temperatura aumentar para 627 °C e a pressão diminuir para 1 atm?

Resolução

$$P_1 = 3 \text{ atm}; T_1 = 300 \text{ K}; V_1 = 20 \text{ L}$$

$$P_2 = 1 \text{ atm}; T_2 = 900 \text{ K}; V_2 = ?$$

Aplicando, na fórmula a seguir, temos:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

$$\frac{3 \cdot 20}{300} = \frac{1 \cdot V_2}{900}$$

$$V_2 = \frac{54\,000}{300}$$

$$V_2 = 180 \text{ L}$$

CONDIÇÕES ESPECÍFICAS DE TEMPERATURA E PRESSÃO

Conforme já discutido no módulo anterior, a temperatura e a pressão indicam o estado físico de uma determinada substância. Para o estudo dos gases, é importante conhecer os valores de pressão e temperatura e se eles estão em condições normais ou em condições ambientes.

Condições Normais de Temperatura e Pressão

CNTP ou TPN

$$P = 1 \text{ atm ou } 760 \text{ mmHg e } T = 0 \text{ °C ou } 273 \text{ K}$$

Condições Ambientes de Temperatura e Pressão

CATP ou TPA

$$P = 1 \text{ atm ou } 760 \text{ mmHg e } T = 25 \text{ °C ou } 298 \text{ K}$$

ROTEIRO DE AULA

Estudo dos gases

Equação geral dos gases

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

CNTP

$$P = 1 \text{ atm}$$
$$T = 0 \text{ }^\circ\text{C ou } 273 \text{ K}$$

CATP

$$P = 1 \text{ atm}$$
$$T = 25 \text{ }^\circ\text{C ou } 298 \text{ K}$$

Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. UCDB-MS – Certa massa de gás estava contida em um recipiente de 20 L, à temperatura de 27 °C e pressão de 4 atm. Sabendo que essa massa foi transferida para um reservatório de 60 L, à pressão de 4 atm, podemos afirmar que, no novo reservatório,

- a) a temperatura absoluta ficou reduzida a 1/3 da inicial.
 b) a temperatura absoluta ficou reduzida de 1/3 da inicial.
 c) a temperatura em °C triplicou o seu valor inicial.
 d) a temperatura em °C ficou reduzida a 1/3 de seu valor inicial.
 e) a temperatura absoluta triplicou seu valor inicial.

$$T(K) = T(^{\circ}\text{C}) + 273$$

$$T(K) = 27 + 273$$

$$T(K) = 300 \text{ K}$$

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

$$\frac{4 \cdot 20}{300} = \frac{4 \cdot 60}{T_2}$$

$$80 \cdot T_2 = 72 \text{ 000}$$

$$T_2 = 900 \text{ K}$$

Se a temperatura inicial era de 300 K, e a final era de 900 K, isso significa que a temperatura absoluta (em kelvin) triplicou o seu valor inicial (3 · 300).

2. UNESP – Alterações na composição química da atmosfera são fortes indícios de problemas ambientais, tais como o efeito estufa. Frequentemente, pesquisadores lançam balões que enviam informações de grandes altitudes. Suponha que um desses balões, com volume de 10 L de H₂, tenha sido lançado ao nível do mar (P = 760 mmHg e T = 27 °C). Enquanto o balão sobe, a redução da pressão atmosférica irá favorecer o aumento de seu volume. Porém, a temperatura também é reduzida à medida que o balão sobe, o que favorece a diminuição de seu volume.

Para saber se o balão irá continuar subindo, calcule seu volume quando este atingir a altitude de 7 000 m, em que T = -33 °C e P = 300 mmHg.

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

$$\frac{760 \cdot 10}{300} = \frac{300 \cdot V_2}{240}$$

$$V_2 = 20,27 \text{ L}$$

3. Sistema Dom Bosco

C5-H17

Os motores a diesel funcionam sem a necessidade de uma vela de ignição, pois a mistura combustível/ar é aquecida durante a compressão até o ponto de explosão. Suponha que um motor de seis cilindros, de 6,0 L, receba a entrada da mistura combustível/ar a 1 atm e 25 °C, mas tenha uma capacidade de compressão de 13,5 atm na temperatura de 220 °C necessária para a ignição de determinada mistura. Como projetista do motor, qual é o volume por cilindro da mistura com-

busível/ar necessário?

- a) 2 L
 b) 1 L
 c) 0,5 L
 d) 0,3 L
 e) 0,1 L

Uma vez que temos os três fatores envolvidos no ciclo ação/reação do gás, podemos aplicar a lei dos gases combinada. O motor de seis cilindros, com 6,0 L de volume total, tem cilindros de 1,0 L, que chamaremos de V₁. As outras variáveis são dadas.

$$T(K) = 25^{\circ}\text{C} + 273 \Rightarrow T = 298 \text{ K}$$

$$T(K) = 220^{\circ}\text{C} + 273 \Rightarrow T = 493 \text{ K}$$

Aplicando os dados na equação geral dos gases, temos:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{1 \text{ atm} \cdot 1 \text{ L}}{298} = \frac{13,5 \text{ atm} \cdot V_2}{493}$$

$$V_2 = \frac{493}{4023} = 0,123 \text{ L} \approx 0,1 \text{ L}$$

Competência: Entender métodos e procedimentos próprios das ciências naturais e aplicá-los em diferentes contextos.

Habilidade: Relacionar informações apresentadas em diferentes formas de linguagem e representação usadas nas ciências físicas, químicas ou biológicas, como texto discursivo, gráficos, tabelas, relações matemáticas ou linguagem simbólica.

4. ITA-SP (adaptado) – Considere um mol de um gás que se comporta idealmente, contido em um cilindro indeformável provido de pistão de massa desprezível, que se move sem atrito. Com relação a esse sistema, são feitas as seguintes afirmações:

- I. Se o gás for resfriado contra pressão externa constante, o sistema contrai-se.
- II. Se a pressão for exercida sobre o pistão, a velocidade média das moléculas do gás aumenta.
- III. Se o sistema for aquecido a volume constante, a velocidade média das moléculas aumenta, independentemente da natureza do gás.

Das afirmações anteriores, está(ão) incorreta(s) apenas

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

I. Correta. Se o gás for resfriado contra a pressão externa constante, o sistema contrai-se (volume e temperatura serão diretamente proporcionais).

A partir da equação geral dos gases, vem:

$$\frac{P_{\text{antes}} \cdot V_{\text{antes}}}{T_{\text{antes}}} = \frac{P_{\text{depois}} \cdot V_{\text{depois}}}{T_{\text{depois}}}$$

$$P_{\text{antes}} = P_{\text{depois}} = P \text{ (constante)}$$

$$\frac{P \cdot V_{\text{antes}}}{T_{\text{antes}}} = \frac{P \cdot V_{\text{depois}}}{T_{\text{depois}}}$$

$$\frac{V_{\text{antes}}}{T_{\text{antes}}} = \frac{V_{\text{depois}}}{T_{\text{depois}}}$$

II. Incorreta. A elevação da temperatura não está diretamente ligada à variação da posição do pistão (volume).

III. Correta. Se o sistema for aquecido a volume constante, a velocidade média das moléculas aumenta, independentemente da natureza do gás, pois a energia cinética é diretamente proporcional à temperatura.

5. UFG-GO – Uma lata de refrigerante tem o volume total de 350 mL. Essa lata está aberta e contém somente ar atmosférico e é colocada dentro de um forno a 100 °C. Após a lata atingir essa temperatura, ela é fechada. A seguir, tem sua temperatura reduzida a 25 °C. Com o decréscimo da temperatura, ocorre uma redução da pressão interna da lata que levará a uma implosão. Ante o exposto, calcule a pressão no interior da lata no momento imediatamente anterior à implosão e o volume final após a implosão.

Para as transformações gasosas, vale a equação geral das transformações:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Inicialmente, o gás contido na lata estava a 100 °C (373 K) e supostamente a 1 atm (pressão ambiente). No instante anterior à implosão, sua temperatura era de 25 °C (298 K), embora o volume ainda seja 350 mL.

Assim, $\frac{1 \cdot 350}{373} = \frac{P_2 \cdot 350}{298} \Rightarrow P_2 = 0,80 \text{ atm}$ é a pressão interna imediatamente antes da implosão.

A implosão ocorre em razão do resfriamento do gás. A pressão final do

gás contido na lata é de 1 atm.

$$\frac{1 \cdot 350}{373} = \frac{1 \cdot V_{\text{final}}}{298} \Rightarrow V_{\text{final}} = 279,6 \text{ mL}$$

6. Sistema Dom Bosco – Um litro de gás, inicialmente a 1 atm e -20 °C, foi aquecido a 40 °C. Quantas atmosferas de pressão precisam ser aplicadas no sistema para reduzir o volume a meio litro?

$$P_1 = 1 \text{ atm} \quad P_2 = ?$$

$$V_1 = 1 \text{ L} \quad V_2 = 0,5 \text{ L}$$

$$T_1 = -20 + 273 = 253 \text{ K} \quad T_2 = 40 + 273 = 313 \text{ K}$$

Aplicando os dados na equação geral dos gases, temos:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{1 \text{ atm} \cdot 1 \text{ L}}{253} = \frac{P_2 \cdot 0,5 \text{ L}}{313}$$

$$P_2 = \frac{313}{126,5} = 2,47 \text{ atm}$$

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. FIA-SP – Uma amostra de nitrogênio gasoso ocupa um volume de 20 mL a 127 °C e à pressão de 600 mmHg. Que volume ocuparia a amostra a 0 °C e 819 mmHg?

- 18,0 mL
- 20,5 mL
- 19,0 mL
- 12,5 mL
- 10,0 mL

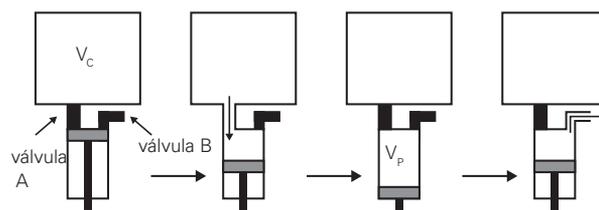
8. CEDERJ – Uma amostra de um gás ideal ocupa, inicialmente, um volume V_0 , sendo sua temperatura T_0 e pressão $3 \cdot P_0$. O gás sofre uma transformação em duas etapas. Na primeira etapa, a pressão do gás passa de $3 \cdot P_0$ para $2 \cdot P_0$, mantendo o volume do gás constante igual a V_0 e atingindo a temperatura final T_1 . Na segunda etapa, o volume do gás muda para $2 \cdot V_0$, mantendo a pressão do gás constante em $2 \cdot P_0$ e atingindo a temperatura final T_2 .

As relações entre T_0 , T_1 e T_2 são

- $T_0 < T_1 < T_2$
- $T_0 > T_1 > T_2$
- $T_1 < T_0 < T_2$
- $T_2 < T_0 < T_1$

9. Unicamp-SP – Fazer vácuo significa retirar o ar existente em um volume fechado. Esse processo é usado, por exemplo, para conservar alimentos ditos embalados a

vácuo ou para criar ambientes controlados para experimentos científicos. A figura a seguir representa um pistão que está sendo usado para fazer vácuo em uma câmara de volume constante $V_C = 2,0$ litros. O pistão, ligado à câmara por uma válvula A, aumenta o volume que pode ser ocupado pelo ar em $V_P = 0,2$ litros. Em seguida, a válvula A é fechada e o ar que está dentro do pistão é expulso por meio de uma válvula B, ligada à atmosfera, completando um ciclo de bombeamento. Considere que o ar se comporte como um gás ideal e que, durante o ciclo completo, a temperatura não variou. Se a pressão inicial na câmara é de $P_i = 33 \text{ Pa}$, a pressão final na câmara, após um ciclo de bombeamento, será de



- 30,0 Pa.
- 330,0 Pa.
- 36,3 Pa.
- 3,3 Pa.

10. UEM-PR (adaptado) – Para as situações (I) e (II) 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.

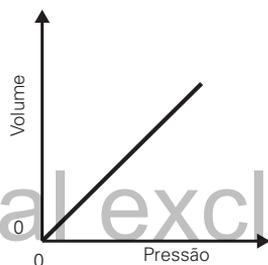
Situações:

- 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 torna-se 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 conhecêssemos também a pressão interna na bexiga e a pressão atmosférica (ambiente).
- 02) Ao aumentar a temperatura do sistema na situação I para 51 °C, a bexiga irá explodir.
- 04) Ao colocar o corpo de massa M sobre a bexiga, mantendo-se o sistema a 25 °C, sua pressão interior deverá aumentar em razão do aumento do volume do gás.
- 08) Na situação II, a pressão exercida pelo sistema corpo + bexiga sobre o piso é dependente da pressão atmosférica no local do experimento.

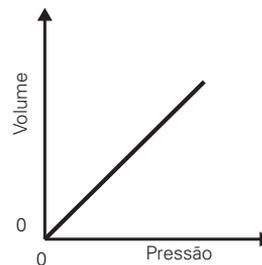
Dê a soma dos itens corretos.

11. UFPE – Gases ideais são sistemas muito importantes em química e física, pois têm equações de estado conhecidas. Sobre o comportamento de gases ideais, é correto afirmar:

- () As equações de estado de gases ideais independem da natureza química do gás.
- () Num gás que apresenta comportamento ideal, as energias de interações médias entre as moléculas são desprezíveis, comparadas com as suas energias cinéticas médias.
- () Para uma mistura de dois gases ideais, a pressão total do sistema é maior que a soma das pressões parciais dos gases.
- () O gráfico a seguir representa a dependência do volume com a pressão para um gás ideal numa temperatura constante.



() O gráfico a seguir representa a dependência do volume com a temperatura para um gás ideal numa pressão constante.



12. EBMSP-BA – Para pesquisar os raios cósmicos presentes na estratosfera terrestre e seus impactos ambientais, cientistas utilizaram um balão que teve o seu invólucro impermeável parcialmente cheio com 360 m³ de um gás, medido ao nível do mar a 27 °C. Sabe-se que o balão subiu até uma altitude onde a pressão do ar era de 1% da pressão ao nível do mar e a temperatura ambiente era de -50 °C.

Considerando o gás como sendo ideal, determine

- a) a variação da temperatura absoluta do gás;

- b) o volume do gás contido no balão, na sua altitude máxima.

13. Sistema Dom Bosco – Mediu-se a temperatura de 20 L de gás hidrogênio (H_2), e o valor encontrado foi de 27 °C a 700 mmHg. O novo volume desse gás, a 87 °C e 600 mmHg de pressão, será de

- a) 75 L.
- b) 75,2 L.
- c) 28 L.
- d) 40 L.
- e) 38 L.

14. UFPE – Certa quantidade de gás ideal ocupa 30 litros à pressão de 2 atm e à temperatura de 300 K. Que volume esse gás passará a ocupar se a temperatura e a pressão tiverem seus valores dobrados?

15. UEPG-PR – Certa massa de gás ocupa um volume de 1 m³ a 323 °C, exercendo uma pressão de 1 atm no recipiente que a contém. Reduzindo-se a temperatura para 25 °C e o volume ocupado pelo gás para 25 litros, qual será a pressão no sistema, em atm?

16. Sistema Dom Bosco – Um aluno preencheu um êmbolo com 100 cm³ de gás nitrogênio, com temperatura de 150 K e pressão de 6 atm. Se aumentarmos a pressão para 15 atm e a temperatura para 600 K, qual será o volume final, em mL?

- a) 100 mL
- b) 120 mL
- c) 160 mL
- d) 200 mL
- e) 300 mL

17. Fuvest-SP – O pneu de um carro estacionado tem uma pressão de 2 atmosferas, quando a temperatura é de 9 °C. Depois de o veículo correr em alta velocidade, a temperatura do pneu sobe para 37 °C e seu volume aumenta em 10%. Qual a nova pressão do pneu?

ESTUDO PARA O ENEM

18. Uneb-BA

C5-H17

Em condições tais que um gás se comporta como ideal, as variáveis de estado assumem os valores 300 K, 2,0 m³ e 4,0 · 10⁴ Pa, num estado A. Sofrendo certa transformação, o sistema chega ao estado B, em que os valores são 450 K, 3,0 m³ e P. O valor de P, em Pa, é

- a) 1,3 · 10⁴
- b) 2,7 · 10⁴
- c) 4,0 · 10⁴
- d) 6,0 · 10⁴
- e) 1,2 · 10⁵

19. UFRGS-RS

C5-H17

Utilizados em diversas áreas de pesquisa, balões estratosféricos são lançados com seu invólucro impermeável parcialmente cheio de gás, para que possam suportar grande expansão à medida que se elevam na atmosfera. Um balão, lançado ao nível do mar, contém gás hélio à temperatura de 27 °C, ocupando um volume inicial V_i . O balão sobe e atinge uma altitude superior a 35 km onde a pressão do ar é 0,005 vezes a pressão ao nível do mar e a temperatura é -23 °C. Considerando que o gás hélio se comporte como um gás ideal, qual é, aproximadamente, a razão $\frac{V_f}{V_i}$ entre os volumes final V_f e inicial V_i ?

- a) 426
- b) 240
- c) 234
- d) 167
- e) 17

20. Mackenzie-SP

C5-H17

Certa massa de um gás ideal sofre uma transformação na qual a sua temperatura, em graus Celsius, é duplicada, a sua pressão é triplicada e seu volume é reduzido à metade. A temperatura do gás, no seu estado inicial, era de

- a) 127 K.
- b) 227 K.
- c) 273 K.
- d) 546 K.
- e) 818 K.

GASES III - PRINCÍPIO DE AVOGADRO E VOLUME MOLAR

29



RTIMAGES/SHUTTERSTOCK

O volume das bolas, uma ao lado da outra apenas para comparação, é de 22,4 L.

Já foi visto, em módulos anteriores, que os gases ocupam todo o espaço em que estão contidos. Dessa forma, esperamos que uma bola de futebol, por exemplo, tenha um maior volume de gás do que uma bola de baseball. Entretanto, podemos provar que há o mesmo volume de gás em ambas as bolas se utilizarmos o Princípio de Avogadro. Há uma proporcionalidade entre o número de moléculas de gás e o volume ocupado.

Princípio ou Hipótese de Avogadro

Em 1811, o físico italiano Avogadro (1776-1856), estudando o comportamento dos gases, propôs o que ficou conhecido como **Princípio ou Hipótese de Avogadro**:

Volumes iguais de quaisquer gases, nas mesmas condições de pressão e temperatura, contêm o mesmo número de moléculas.

Isso significa que, dobrando o número de moléculas, o volume também dobra e vice-versa, desde que se mantenham constantes a pressão e a temperatura.

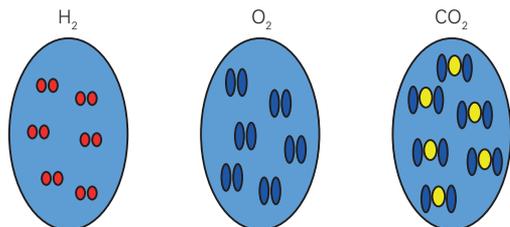
Na sequência, estão ilustrados três recipientes de mesmo volume, contendo os gases hidrogênio (H_2), oxigênio (O_2) e carbônico (CO_2), respectivamente. Todos estão nas mesmas condições de pressão e temperatura, o que significa que a quantidade de moléculas existente em cada recipiente será a mesma. Entretanto, essa

- Princípio de Avogadro
- Volume molar

HABILIDADES

- Trabalhar com o Princípio de Avogadro.
- Trabalhar com volume molar e suas relações estequiométricas.

igualdade não é observada na massa, uma vez que os três gases possuem massas molares diferentes, e não acontecerá com a quantidade de átomos, em razão de a multiplicidade dos gases ser distinta.



EXERCÍCIO RESOLVIDO

1. Um balão A contém 88 g de CO_2 e um balão B contém N_2 . Sabendo que os dois balões têm igual capacidade e apresentam as mesmas pressão e temperatura, calcule a massa de N_2 no balão B.

Dado: Massas atômicas: C = 12; N = 14; O = 16

Resolução

De acordo com a hipótese de Avogadro, temos:

$$n_{\text{N}_2} = n_{\text{CO}_2}$$

$$\text{Assim: } \frac{m_{\text{N}_2}}{M_{\text{N}_2}} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}}$$

$$\frac{m_{\text{N}_2}}{28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = \frac{88 \text{ g}}{44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

$$m_{\text{N}_2} \cdot 44 = 2464$$

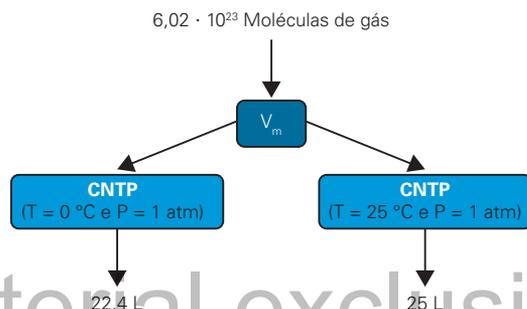
$$m_{\text{N}_2} = \frac{2464}{44}$$

$$m_{\text{N}_2} = 56 \text{ g}$$

A massa do gás N_2 no balão B é igual a 56 g.

VOLUME MOLAR (V_M)

Corresponde ao volume ocupado por um mol de qualquer gás (ou moléculas gasosas) em uma determinada condição de temperatura e pressão. Esse valor varia de acordo com as condições específicas de temperatura e pressão, conforme já vimos em módulos anteriores.



Exemplos

Substância gasosa	Massa molar (g/mol)	Volume molar (L)	
		CNTP	CATP
$\text{H}_{2(g)}$	2 g	22,4 L	25 L
$\text{NH}_{3(g)}$	17 g	22,4 L	25 L
$\text{C}_2\text{H}_{6(g)}$	30 g	22,4 L	25 L

Agora, quando você for trabalhar com a resolução de exercícios envolvendo gases nas CNTP, utilize a relação:

$$1 \text{ mol} \xrightarrow{\text{contém}} 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \xrightarrow{\text{e ocupa}} 22,4 \text{ litros}$$

E, no caso de envolver gases na CATP:

$$1 \text{ mol} \xrightarrow{\text{contém}} 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \xrightarrow{\text{e ocupa}} 25 \text{ litros}$$

Perceba que essa não é a única forma de se resolver esse tipo de exercício, mas é a mais simples.

Há também a possibilidade de utilizar a equação de Estado do gás ideal (Clapeyron), mas ela só será discutida no próximo módulo.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

2. **Fuvest-SP** – Nas CNTP, o volume ocupado por 10 g de monóxido de carbono é

Dados: C = 12 u; O = 16 u; $V_m = 22,4 \text{ L}$

- a) 6,0 L.
- b) 8,0 L.
- c) 9,0 L.
- d) 10 L.
- e) 12 L.

Resolução

$$M_{\text{CO}} = (1 \cdot 12) + (1 \cdot 16) = 28 \text{ g/mol}$$

$$28 \text{ g de CO} \text{ — } 22,4 \text{ L}$$

$$10 \text{ g de CO} \text{ — } x$$

$$x = \frac{10 \cdot 22,4}{28} = 8 \text{ L}$$

ROTEIRO DE AULA

Estudo dos gases

Princípio de Avogadro

Volumes iguais, de quaisquer gases, nas mesmas condições de pressão e temperatura, apresentam a mesma quantidade de substância em mol ou moléculas.

Volume molar

Corresponde ao volume ocupado por um mol de qualquer gás (ou moléculas gasosas) em uma determinada condição de temperatura e pressão.

CNTP

$T = 0\text{ }^{\circ}\text{C}$
 $P = 1\text{ atm}$
 $V = 22,4\text{ L}$

CATP

$T = 25\text{ }^{\circ}\text{C}$
 $P = 1\text{ atm}$
 $V = 25\text{ L}$

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. **UPF-RS** – Tendo por referência a reação química não balanceada $\text{Cl}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_{5(s)}$, qual é o volume de oxigênio necessário para reagir com todo o cloro, considerando-se que se parte de 20 L de cloro gasoso medidos em condições ambientes de temperatura e pressão?

(Considere volume molar de $25 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ nas CATP)

- a) 20 L
b) 25 L
c) 50 L
d) 75 L
e) 100 L

Balaceando a equação, vem:



$$2 \cdot 25 \text{ L} \text{ — } 5 \cdot 25 \text{ L}$$

$$20 \text{ L} \text{ — } V_{\text{O}_2}$$

$$V_{\text{O}_2} = \frac{20 \text{ L} \cdot 5 \cdot 25 \text{ L}}{2 \cdot 25 \text{ L}}$$

$$V_{\text{O}_2} = 50 \text{ L}$$

2. Qual é o número de átomos de hidrogênio contido em 56 mL de metano, $\text{CH}_{4(g)}$, nas CNTP?

$$22,4 \text{ L de CH}_4 \text{ — } 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CH}_4 \text{ — } 24 \cdot 10^{23} \text{ átomos de H}$$

$$56 \cdot 10^{-3} \text{ L de CH}_4 \text{ — } x$$

$$x = \frac{56 \cdot 10^{-3} \cdot 24 \cdot 10^{23}}{22,4}$$

$$x = 6 \cdot 10^{21} \text{ átomos de hidrogênio}$$

3. IFCE

C7-H24

Usando os conceitos relacionados ao estudo dos gases, podemos afirmar:

- a) Pela lei de Boyle, é possível comprovar que, a uma temperatura constante, o volume ocupado por uma massa fixa de um gás é diretamente proporcional à pressão.
- b) De acordo com a Teoria Cinética Molecular dos gases, um gás é formado por moléculas com movimentos circulares e definidos e, em um gás ideal, há atração e repulsão entre as moléculas.
- c) Pela lei de Charles, para transformações isobáricas, o volume de um gás é inversamente proporcional à temperatura absoluta.
- d) Pela lei de Gay-Lussac, proposta em 1802, quando uma massa variável de um gás sofre transformação isocórica, a pressão do gás será diretamente proporcional à temperatura absoluta do sistema.

- e) Pela Hipótese de Avogadro, gases diferentes, nas mesmas condições de volume, de pressão e temperatura, sempre apresentarão iguais números de moléculas.

Princípio de Avogadro – “Volumes iguais de gases quaisquer, mantidos nas mesmas condições de temperatura e pressão, contêm o mesmo número de moléculas.”

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

4. Um balão contém 1,20 g de nitrogênio gasoso (N_2); outro balão, de mesmo volume, contém 0,68 g de um gás X. Ambos os balões estão às mesmas temperatura e pressão. Determine a massa molecular do gás X.

Dado: Massa molar do $\text{N}_2 = 28 \text{ g/mol}$

A hipótese de Avogadro permite-nos afirmar que, nas mesmas condições de temperatura e pressão, recipientes de mesmo volume possuem a mesma quantidade de moléculas de gás. Portanto:

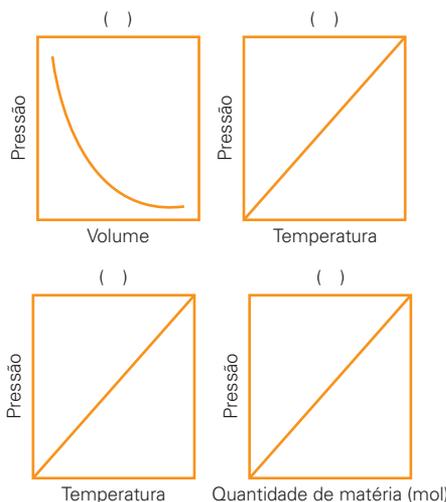
$$n = \frac{m}{M} = \frac{1,2}{28} = 0,043 \text{ mol de N}_2$$

$$M = \frac{m}{n} = \frac{0,68}{0,043} = 15,81 \text{ u}$$

5. **UFPR** – A equação geral dos gases ideais é uma equação de estado que correlaciona pressão, temperatura, volume e quantidade de matéria, sendo uma boa aproximação ao comportamento da maioria dos gases. Os exemplos descritos a seguir correspondem às observações realizadas para uma quantidade fixa de matéria de gás e variação de dois parâmetros. Numere as representações gráficas, relacionando-as com as seguintes descrições.

1. Ao encher um balão com gás hélio ou oxigênio, o balão apresentará a mesma dimensão.
2. Ao encher um pneu de bicicleta, é necessária uma pressão maior que a utilizada em pneu de carro.
3. O cozimento de alimentos é mais rápido em maiores pressões.

4. Uma bola de basquete cheia no verão provavelmente terá aparência de mais vazia no inverno, mesmo que não tenha vazado ar.



Assinale a alternativa que apresenta a sequência correta na numeração das representações gráficas.

- a) 1 - 3 - 4 - 2
b) 2 - 3 - 4 - 1 1) Hipótese de Avogadro: o mesmo número de mols de qualquer gás ocupará o mesmo volume, mantidas as condições de pressão e temperatura constantes.
c) 4 - 2 - 1 - 3
d) 4 - 3 - 1 - 2
e) 2 - 4 - 3 - 1 2) Mantida a temperatura constante, pressão e volume são grandezas inversamente proporcionais.

3) Mantido o volume constante, pressão e temperatura são grandezas diretamente proporcionais.

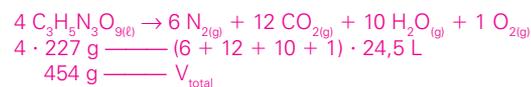
4) Mantida a pressão constante, volume e temperatura são grandezas diretamente proporcionais.

Conclusão: 2 (transformação isotérmica) - 3 (transformação isocórica ou isovolumétrica) - 4 (transformação isobárica) - 1 (hipótese de Avogadro).

6. **Espcex-SP/Aman-RJ (adaptado)** - A nitroglicerina é um líquido oleoso de cor amarelo-pálida, muito sensível ao choque ou calor. É empregada em diversos tipos de explosivos. Sua reação de decomposição inicia-se facilmente e gera rapidamente grandes quantidades de gases, expressiva força de expansão e intensa liberação de calor, conforme a equação da reação:
- $$4 \text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9(l) \rightarrow 6 \text{N}_{2(g)} + 12 \text{CO}_{2(g)} + 10 \text{H}_2\text{O}_{(g)} + \text{O}_{2(g)}$$

Admitindo-se os produtos gasosos da reação como gases ideais, cujos volumes molares são iguais a 24,5 L, e tomando por base a equação da reação de decomposição da nitroglicerina, calcule o volume total aproximado, em litros, de gases produzidos na reação de decomposição completa de 454 g de nitroglicerina.

Dados: massa molar da nitroglicerina = 227 g/mol; volume molar = 24,5 L/mol (25 °C e 1 atm)



$$V_{\text{total}} = 355,25 \approx 355,3 \text{ L}$$

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. **Mackenzie-SP** - As reações de combustão são responsáveis pela produção de energia, como, por exemplo, em transporte (carros, aviões, trens, navios etc.), usinas termoelétricas, processos industriais, geradores e outros. O processo de combustão completa, além de produzir energia, libera certa quantidade de dióxido de carbono e de vapor de água, na atmosfera.

Assim, a relação entre os volumes de gás oxigênio, nas CNTP, necessária para consumir, em um processo de combustão completa, um mol de metanol, um mol de butano e um mol de octano é, respectivamente,

Dado: volume de um mol de gás nas CNTP = 22,4 L

- a) 2 : 4 : 6
b) 1 : 8 : 16
c) 3 : 13 : 25
d) 1 : 2 : 4
e) 4 : 13 : 25

8. **IFSP (adaptado)** - Um cilindro hermeticamente fechado, cuja capacidade é de 2 litros, comporta 5 kg de nitrogênio (N_2). Calcule o volume contido nesse cilindro, ao ser liberado para a atmosfera nas CNTP.

Dados: volume molar = 22,4 L; $\text{MM}_{\text{N}_2} = 28 \text{ g/mol}$

9. **UERJ (adaptado)** - Um peixe ósseo com bexiga natatória, órgão responsável por seu deslocamento vertical, encontra-se a 20 m de profundidade no tanque de um oceanário. Para buscar alimento, esse peixe se desloca em direção à superfície; ao atingi-la, sua bexiga natatória encontra-se preenchida por 112 mL de oxigênio molecular.

Considere que o oxigênio molecular se comporta como gás ideal, em condições normais de temperatura e pressão. Quando o peixe atinge a superfície, qual a massa de oxigênio molecular na bexiga natatória, em miligramas?

Dados: O = 16 g/mol; $V_{\text{CNTP}} = 22,4 \text{ L/mol}$.

10. Sistema Dom Bosco – Se tivermos 1 mol de gás hidrogênio e 1 mol de gás carbônico em dois recipientes separados, nas condições ambientes de temperatura e pressão (CATP), podemos concluir que

- a) ambos ocuparão um volume de 22,4 L.
- b) ambos terão o mesmo número de moléculas, isto é, $6 \cdot 10^{23}$.
- c) ambos terão a mesma massa.
- d) ambos estarão à mesma temperatura de 273 K.

11. Acafe-SC – Nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP), o volume ocupado por 48 g de metano (CH_4) é

Dados: Massas atômicas: H = 1; C = 12

- a) 224 L.
- b) 22,4 L.
- c) 72 L.
- d) 67,2 L.
- e) 7,96 L.

12. Uninove-SP – Considere que certa quantidade de ar está armazenada em um recipiente de 2,5 L à pressão de 1 atm e temperatura de 25 °C.

- a) Sabendo que $K = ^\circ\text{C} + 273$, calcule o volume dessa mesma quantidade de ar quando a pressão e a temperatura são reduzidas a 0,85 atm e 15 °C, respectivamente.

- b) Caso o ar seja trocado por igual número de mol de argônio, ocorrerá algum tipo de alteração no volume de gás armazenado no recipiente? Justifique sua resolução.

13. Mackenzie-SP (adaptado) – Considerando dois gases com comportamento ideal, CH_4 e C_2H_6 , contidos em compartimentos separados e fechados, ambos com volumes a 10 L, sob mesmas condições normais de temperatura e pressão, responda ao que se pede.

- a) O que podemos afirmar sobre ambos os gases de acordo com a hipótese de Avogadro?

- b) Qual a massa de cada gás contido no volume indicado no enunciado?

14. Famerp-SP – Um isqueiro descartável contém gás isobutano (C_4H_{10}). Mesmo após o uso total desse isqueiro, resta um resíduo do gás em seu interior. Considerando que o volume desse resíduo seja igual a 1 mL e que o gás foi medido nas condições ambientes de pressão e temperatura, a massa do isobutano restante no isqueiro é, aproximadamente, de

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

15. UEM-PR (adaptado) – Um recipiente hermeticamente fechado, que pode ter sua temperatura e pressão controladas, está preenchido com 30 g de gás hidrogênio, 64 g de gás oxigênio e 84 g de gás nitrogênio. Com base nessas informações, assinale a(s) alternativa(s) correta(s). Assuma que os gases se comportam como gases ideais.

- 01)** Nas CNTP, o volume ocupado pela amostra de H_2 é de 336 L.
02) Nas CNP, o volume ocupado pela amostra de N_2 é de 67,2 L.
04) Nas CNTP, o volume do recipiente é de 448 litros.
08) Essa mistura será sempre homogênea, entre as temperaturas de $-270\text{ }^\circ\text{C}$ e $300\text{ }^\circ\text{C}$, a 5 atm de pressão.

Dê a soma das alternativas corretas.

16. Unesp-SP – 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.

17. UFPB (adaptado) – Recentemente, foram divulgados pela imprensa local (Jornal Correio da Paraíba de 03/07/2011) resultados de uma pesquisa sobre a poluição atmosférica causada pela emissão de CO_2 por veículos automotores que circulam em João Pessoa. Segundo esses resultados, para neutralizar os efeitos dessa poluição, seria necessário que a área de Mata Atlântica fosse cinco vezes maior que a existente na Paraíba. Ainda segundo a pesquisa, num trajeto de ida e volta na Avenida Epitácio Pessoa, totalizando 20 km, um automóvel chega a liberar 3 kg de CO_2 . Nesse contexto, considere que essa massa equivale a 68 mols de CO_2 e que essa quantidade é transformada pela fotossíntese em igual quantidade de matéria de O_2 .

Com base nessas considerações e dentro das CNTP, qual será o volume de O_2 produzido nessa transformação?

ESTUDO PARA O ENEM

18. Fuvest-SP

C7-H24

A tabela a seguir apresenta informações sobre cinco gases contidos em recipientes separados e selados

Recipiente	Gás	Temperatura (K)	Pressão (atm)	Volume (L)
1	O_3	273	1	22,4
2	Ne	273	2	22,4
3	He	273	4	22,4
4	N_2	273	1	22,4
5	Ar	273	1	22,4

Qual recipiente contém a mesma quantidade de átomos que um recipiente selado de 22,4 L, contendo H_2 , mantido a 2 atm e 273 K?

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

19. PUCCamp-SP

C7-H24

O quociente entre os números de átomos existentes em volumes iguais de oxigênio (O_2) e propano (C_3H_8), medidos nas mesmas condições de pressão e temperatura, é

- a)** $\frac{2}{8}$ **c)** $\frac{1}{11}$ **e)** $\frac{2}{11}$
b) $\frac{2}{5}$ **d)** $\frac{1}{8}$

Material exclusivo para professores conveniados ao Sistema de Ensino

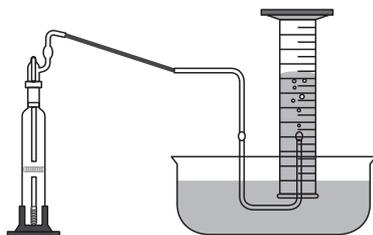
Dom Bosco

20. UPF-RS

C7-H24

Um gás desconhecido foi obtido de uma reação química e foi coletado em um frasco próprio para gases. A massa inicial do frasco com o gás coletado foi de 34,867 g. Foi elaborado um sistema de medição do volume desse gás em água, de acordo com a figura a seguir.

Coleta de gases em água



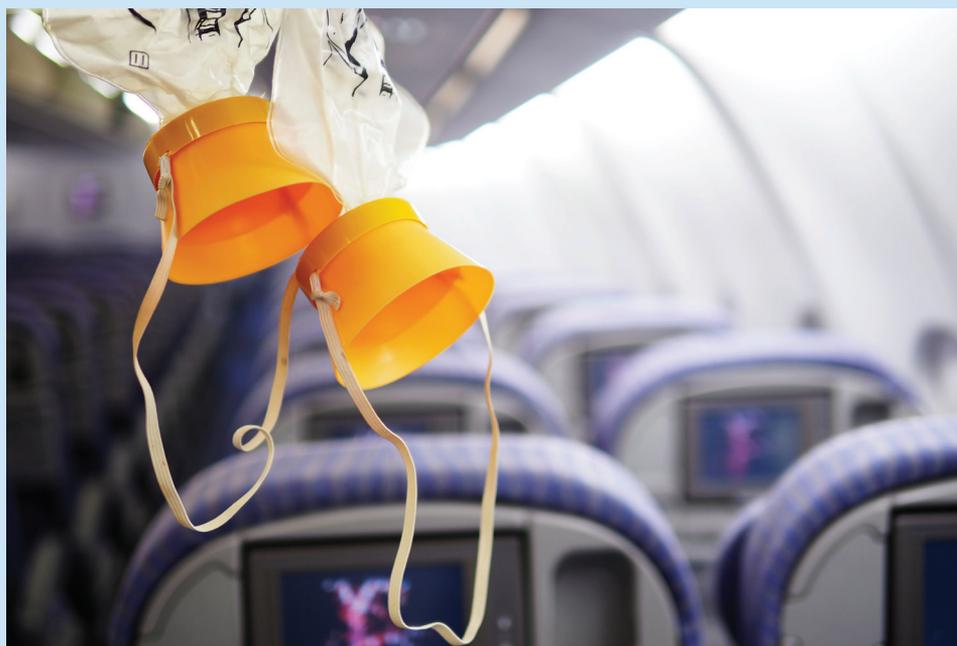
Após deslocar um volume de 224 cm³ de água da proleta, é realizada uma nova medição da massa do frasco, encontrando-se uma massa de 34,707 g. Considerando que o gás segue o modelo de gás ideal, assinale a alternativa que representa o gás da reação química.

Dados: 1 mol de gás ideal = 22,4 L

- a) Hidrogênio
- b) Carbônico
- c) Metano
- d) Pentano
- e) Hélio

GASES IV - EQUAÇÃO DE ESTADO DO GÁS IDEAL (EQUAÇÃO DE CLAPEYRON)

30



LITABIT/SHUTTERSTOCK

Máscaras de gás oxigênio dos aviões, usadas em situações de emergência.

Em ambientes como o interior de aviões, a remoção do gás carbônico e a manutenção do nível adequado de gás oxigênio no ar são medidas de extrema importância. Para isso, são realizadas reações químicas apropriadas envolvendo esses dois gases. As quantidades de substâncias envolvidas nessas reações dependem de seus coeficientes estequiométricos, das relações entre as quantidades de matéria dos gases e das substâncias que devem reagir com eles. Neste módulo, será apresentada a equação de estado de um gás ideal.

Equação de Estado do gás ideal (Equação de Clapeyron)

Inicialmente, é importante você perceber que é possível correlacionar as quatro variáveis de estado utilizadas para descrever os gases: pressão, volume, temperatura e quantidade de matéria (mols), de forma concomitante. Elas servem para identificar as condições experimentais nas quais um gás se encontra.

Até o presente momento, foram estudadas as quatro variáveis de estado, porém sem que fossem correlacionadas em conjunto.

Lei de Boyle	Lei de Charles	Hipótese de Avogadro
$V = k \cdot \frac{1}{p}$ (n e T constantes)	$V = k \cdot T$ (n e P constantes)	$V = k \cdot n$ (P e T constantes)

- Equação de Estado do gás ideal (Equação de Clapeyron)

HABILIDADES

- Caracterizar um gás por meio das variáveis de estado.
- Trabalhar com todas as transformações gasosas que envolvam a quantidade de gás.
- Trabalhar com as quatro variáveis de estado (temperatura, volume, pressão e quantidade de matéria) concomitantemente.

Em que **k** indica uma relação de proporcionalidade. Avaliando as três leis em conjunto, tem-se:

$$V = k \cdot \frac{n \cdot T}{P}$$

Pode-se transformar a relação criada em uma equação matemática com a inserção de uma constante de proporcionalidade, denominada **R** e conhecida como constante universal dos gases.

$$V = \frac{n \cdot T}{P} \cdot R$$

Reorganizando a equação anterior, vamos ter uma relação entre pressão, volume e temperatura para uma determinada quantidade, em mols (**n**), de moléculas:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Tem-se, ainda:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

em que:

P = pressão, em atm, mmHg ou Pa;

V = volume, em litros (L);

n = quantidade de matéria, em mols (mol);

m = massa do gás;

M = massa molar do gás;

T = temperatura absoluta, em Kelvin (K);

R = constante universal dos gases perfeitos.

O valor numérico de R depende exclusivamente das unidades utilizadas nas medidas de pressão (P) e volume (V). Assim:

- quando a pressão for dada em **atm** →
→ R = 0,082 **atm** · L · mol⁻¹ · K⁻¹;
- quando a pressão for dada em **mmHg** →
→ R = 62,3 **mmHg** · L · mol⁻¹ · K⁻¹;
- quando a pressão for dada em **Pa** →
→ R = 8,31 **Pa** · m³ · mol⁻¹ · K⁻¹;

Assim:

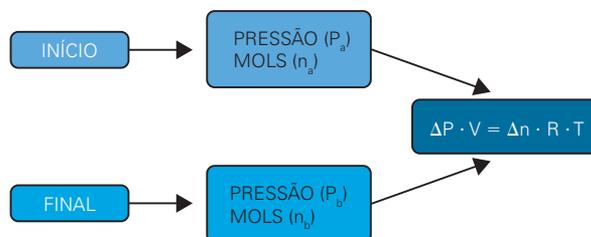
$$\frac{P}{\text{Pressão (atm)}} \cdot \frac{V}{\text{Volume}} = \frac{n}{\text{Quantidade de matéria}} \cdot \frac{R}{\text{Constante universal dos gases}} \cdot \frac{T}{\text{Temperatura absoluta}}$$

Com as equações apresentadas até o momento, é possível determinar a quantidade existente de moléculas de gás contida em um volume sobre determinada pressão e temperatura. É importante ressaltar que a identidade do gás é irrelevante, portanto todos os gases apresentarão o mesmo comportamento sobre condições ideais.

Cuidado!

Uma situação muito particular é o **vazamento de gás** em um recipiente rígido à temperatura constante. Anteriormente, foi correlacionada a pressão com a quanti-

dade de matéria (mol) existente em um recipiente; tal análise mostra-se diretamente proporcional, ou seja, quanto maior a quantidade de gás em um determinado volume, maior será a pressão apresentada. Assim, uma variação da pressão está relacionada a uma variação da quantidade de mol de gás em um recipiente. Portanto, para situações como essa, utiliza-se a seguinte relação matemática:



Em que ΔP = variação da pressão ($P_a - P_b$); V = volume do recipiente; Δn = variação da quantidade de matéria ($n_a - n_b$); R = constante universal dos gases; T = temperatura na escala absoluta.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

1. Fuvest-SP – Uma concentração de 0,4% de CO no ar (em volume) produz a morte de um indivíduo em um tempo relativamente curto. O motor desajustado de um carro pode produzir 0,67 mol de CO por minuto. Se o carro ficar ligado em uma garagem fechada, com volume de $4,1 \cdot 10^4$ litros, a 27 °C, em quanto tempo a concentração de CO atingirá o valor mortal? Suponha que a pressão total se mantenha constante, com valor de 1,0 atm, e que a concentração de CO inicial no ar seja nula.

Resolução

Cálculo do volume mortal

O volume mortal de CO, na garagem, é 0,4% do volume total da garagem, o que fornece:

$$V = \frac{0,4}{100} \cdot 4,1 \cdot 10^4$$

$$V_{\text{mortal}} = 164 \text{ L}$$

Cálculo do número de mols correspondente a esse volume

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$1 \cdot 164 = n \cdot 0,082 \cdot 300$$

$$n = \frac{1 \cdot 164}{0,082 \cdot 300}$$

$$n = 6,7 \text{ mol}$$

Assim, se o carro produz 0,67 mol de CO por minuto, o cálculo do tempo após o qual a concentração de CO atingirá o valor mortal será:

$$0,67 \text{ mol} \frac{\text{minuto}}{1 \text{ minuto}}$$

$$6,7 \text{ mol} \frac{\text{minuto}}{x}$$

$$x = \frac{6,7}{0,67}$$

$$x = 10 \text{ minutos}$$

ROTEIRO DE AULA

Estudo dos gases

Equação de Estado
do gás ideal

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Envolve as quatro
variáveis de estado

PRESSÃO

TEMPERATURA

VOLUME

QUANTIDADE

DE MATÉRIA

Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

QUÍMICA 1B EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. **IFSul-RS** – Supondo um comportamento de gás ideal, a opção que indica, aproximadamente, a massa em gramas, de 1,12 L de NH₃ nas CNTP é

- a) 0,85 g.
 b) 1,50 g.
 c) 8,50 g.
 d) 22,4 g.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$\text{Na CNTP (} P = 1 \text{ atm e } T = 273 \text{ K)}$$

$$1 \cdot 1,12 = n \cdot 0,082 \cdot 273$$

$$n = 0,05 \text{ mol}$$

$$n = \frac{m}{MM}$$

$$m = 0,05 \cdot 17 = 0,85 \text{ g}$$

2. **Unicid-SP** – Numa sala de triagem de um pronto-socorro, acidentalmente, um termômetro quebrou-se e praticamente todo o mercúrio contido no bulbo espalhou-se pelo chão. No momento do acidente, a temperatura da sala era de 25 °C. Considerando o volume da sala 240 m³, a pressão atmosférica do mercúrio $2,6 \cdot 10^{-6}$ atm a 25 °C e $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$, calcule a quantidade de vapor de mercúrio, em g, que se espalhou.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$2,6 \cdot 10^{-6} \cdot 240000 = n \cdot 0,082 \cdot 298$$

$$n = 0,025 \text{ mol de Hg}$$

$$1 \text{ mol de Hg} \text{ ———— } 200,59 \text{ g}$$

$$0,025 \text{ mol} \text{ ———— } x$$

$$x = 5,01 \text{ g}$$

3. UFPA

C7-H24

O CO₂ é uma substância que apresenta diversas aplicações, sendo uma das mais conhecidas, sua utilização em extintores de incêndio, no combate ao fogo. Assim, o número de moléculas de CO₂, contidas em um extintor de 3,0 L de capacidade, sob pressão de 4,1 atm e temperatura de 27 °C, é

Dados: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; Número de Avogadro = $6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

- a) $2,60 \cdot 10^{26}$
 b) $3,01 \cdot 10^{23}$
 c) $6,02 \cdot 10^{23}$
 d) $7,50 \cdot 10^{23}$
 e) $8,02 \cdot 10^{20}$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$4,1 \cdot \cancel{\text{atm}} \cdot 3 \cancel{\text{L}} = n \cdot 0,082 \cancel{\text{atm}} \cdot \cancel{\text{L}} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \cancel{\text{K}} \cdot 300 \text{ K}$$

$$n = \frac{12,3}{24,6} = 0,5 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol} \text{ ———— } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$0,5 \text{ mol} \text{ ———— } x$$

$$x = 3,01 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

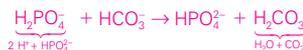
Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

4. **Unicamp-SP** – Um teste caseiro para saber se um fermento químico ainda se apresenta em condições de bom uso consiste em introduzir uma amostra sólida desse fermento em um pouco de água e observar o que acontece. Se o fermento estiver bom, ocorre uma boa efervescência; caso contrário, ele está ruim. Considere uma mistura sólida que contém os íons dihidrogenofato, H₂PO₄⁻, e hidrogenocarbonato, HCO₃⁻.

a) Considerando que o teste descrito anteriormente indica que a mistura sólida pode ser de um fermento que está bom, escreva a equação química que justifica esse resultado.

Equação química que justifica a efervescência em razão da formação de gás carbônico (CO₂):

Tem-se uma mistura sólida que contém os íons dihidrogenofato, H₂PO₄⁻, e hidrogenocarbonato, HCO₃⁻.



b) Tendo em vista que a embalagem do produto informa que 18 g desse fermento químico devem liberar, no mínimo, $1,45 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$ de gases a 298 K e 93000 Pa, determine a mínima massa de hidrogenocarbonato de sódio que o fabricante deve colocar em 18 gramas do produto.

Dado: $R = 8,3 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

18 g desse fermento químico devem liberar, no mínimo, $1,45 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$ de gases a 298 K e 93000 Pa,

(dado: $R = 8,3 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$), então:

$$M_{\text{CO}_2} = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$93000 \text{ Pa} \cdot 1,45 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 = \frac{m_{\text{CO}_2}}{44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 8,3 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}$$

$$M_{\text{CO}_2} = 2,4 \text{ g}$$





$$84 \text{ g} \text{ — } 44 \text{ g}$$

$$m_{\text{NaHCO}_3} \text{ — } 2,4 \text{ g}$$

$$m_{\text{NaHCO}_3} \approx 4,58 \text{ g}$$

5. Unigranrio-RJ – Gases ideais são aqueles nos quais as interações entre átomos, íons ou moléculas em suas constituições são desprezadas e esse comportamento se intensifica em pressões baixas. Na descrição desses gases, a equação de estado para gases perfeitos é a mais adequada. Considere uma quantidade de matéria de 2,5 mols de um gás de comportamento ideal que ocupa um volume de 50 L à pressão de 1 246 mmHg. A temperatura desse gás nas condições citadas será de

Dado: $R = 62,3 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$

- a)** 400 K.
b) 127 K.
c) 273 K.
d) 200 K.
e) 254 K.

Aplicando a equação de estado para um gás ideal, vem:

$$R = 62,3 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} = 62,3 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$V = 50 \text{ L}$$

$$m = 2,5 \text{ mol}$$

$$P = 1246 \text{ mmHg}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$1246 \text{ mmHg} \cdot 50 \text{ L} = 2,5 \text{ mol} \cdot 62,3 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot T$$

$$T = \frac{1246 \text{ mmHg} \cdot 50 \text{ L}}{2,5 \text{ mol} \cdot 62,3 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

$$T = 400 \text{ K}$$

6. SLMandic-SP – Em um remoto posto de saúde no interior africano, um médico brasileiro precisou de seus conhecimentos químicos para resolver um mistério. Sua comunidade recebeu um cilindro de gás (não liquefeito) de uso medicinal sem o rótulo e a cor padronizada que comprovariam a composição química do gás. Apenas se sabia que o cilindro era de 150 L, o manômetro indicava 190 atm, a temperatura era 21 °C, e a massa de gás ali confinado era de 35,5 kg. Com essas informações, o médico pôde concluir que o gás em questão era o

Dados: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$,

Massas molares: $\text{H} = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{He} = 4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;

$\text{C} = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{N} = 14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{O} = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- a)** CO_2 – usado como estimulante respiratório.
b) NO – usado como vasodilatador.
c) He – usado como substituto do nitrogênio.
d) N_2O – usado como anestésico.
e) C_3H_6 – usado como anestésico.

$$190 \text{ atm} \cdot 150 \text{ L} = n \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 294 \text{ K}$$

$$n = \frac{28500}{24,108} = 1182,18 \text{ mol}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{35500 \text{ g}}{1182,18 \text{ mol}} = 30,03 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \approx M_{\text{NO}}$$

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. PUC-RS – No carvão mineral do Rio Grande do Sul, é possível encontrar a pirita, um mineral de aparência metálica que forma belos cristais dourados, apesar de não ser constituída de ouro. Isso levou a pirita, que na realidade é um sulfeto de ferro, a ficar conhecida como “ouro de tolo”. Quando aquecemos pirita em contato com o ar, ela reage com o oxigênio e libera seu enxofre na forma de SO_2 , um gás com odor desagradável. É interessante notar que a massa do SO_2 liberado é maior que a massa inicial de pirita: por exemplo, com 15 g de pirita, há produção de 16 g de SO_2 . Isso porque a pirita é representada por

Dados: $\text{O} = 16$; $\text{S} = 32$; $\text{Fe} = 56$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

- a)** FeS , e o gás liberado do seu aquecimento é um poluente causador de chuva ácida.
b) FeS_2 , e 16 g de SO_2 ocupam cerca de 6 L nas condições ambientes.
c) Fe_2S_3 , e a liberação do SO_2 viola a lei da conservação da massa.
d) Fe_2S , e em 16 g de SO_2 há tantas moléculas quanto em 8 g de O_2 .
e) Fe_2SO_4 , e o gás liberado é constituído de moléculas não polares.

8. UFPR (adaptado)

“Gelo de fogo” escondido em *permafrost* é fonte de energia do futuro? Conhecido como “gelo que arde”, o hidrato de metano consiste em cristais de gelo com gás preso em seu interior. Eles são formados por uma combinação de temperaturas baixas e pressão elevada e são encontrados no limite das plataformas continentais, onde o leito marinho entra em súbito declive até chegar ao fundo do oceano. Acredita-se que as reservas dessa substância sejam gigantescas. A estimativa é de que haja mais energia armazenada em hidrato de metano do que na soma de todo petróleo, gás e carvão do mundo. Ao reduzir a pressão ou elevar a temperatura, a substância simplesmente se quebra em água e metano – muito metano. Um metro cúbico do composto libera cerca de 160 metros cúbicos de gás à pressão e temperatura ambiente, o que o torna uma fonte de energia altamente intensiva.

Disponível em: http://www.bbc.co.uk/portuguese/noticias/2014/04/140421_energia_metano_ms.shtml.

Acesso em: 21 abr. 2014. Adaptado.

Dado: $R = 8,2 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3 \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

Para armazenar todo o gás do interior de 1 m^3 de “gelo de fogo” num cilindro de 1 m^3 e à temperatura de 0°C , qual pressão (em atm) é necessária?

9. IFCE – A nossa atmosfera é composta por diferentes gases, dentre eles O_2 , CO_2 e N_2 , estes denominados gases reais. Para estudar o comportamento dos gases, primeiramente, estudamos os denominados gases ideais, modelos em que as moléculas se movem ao acaso e são tratadas como moléculas de tamanho desprezível, nas quais a força de interação elétrica entre as partículas é nula. De acordo com o modelo dos gases ideais, quando o número de mols de um gás permanece constante, a lei dos Gases Ideais é expressa pela equação $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, em que:

P = pressão; V = volume; n = número de mols;
 R = constante dos gases ideais; T = temperatura em Kelvin.

De acordo com essa equação, é correto afirmar que

- a) a pressão de um gás é inversamente proporcional à temperatura absoluta se o volume se mantiver constante.
- b) a pressão é inversamente proporcional ao volume, ou seja, ao diminuirmos a pressão de um gás nas condições ideais e com o número de mols constante e temperatura constante, o volume aumenta.
- c) a pressão e o volume do gás ideal independem da temperatura dele.
- d) o número de mols de um gás varia de acordo com a pressão e o volume que esse gás apresenta.
- e) a temperatura de um gás é sempre constante.

10. FCM-PB – Dois mols de um gás, sob 6 atm de pressão, ocupa um volume de 10 litros; uma vez comprimido até 5 litros, a pressão é alterada para 3 atm. Qual será a temperatura inicial e final respectivamente desse sistema?

Dado: Constante universal dos gases perfeitos:

$$0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

11. UEL-PR (adaptado) – Em uma aula de laboratório de química, os estudantes juntamente com o professor realizaram experimentos com o objetivo de investigar a quantidade de gás carbônico (CO_2) presente no refrigerante. Cada grupo de estudantes recebeu uma lata de refrigerante de cola do tipo normal e fechada e iniciou-se a experimentação, provocando a liberação de todo o gás contido no refrigerante. Como o processo é realizado por meio de pesagem por diferença, antes de abrir a lata e após a eliminação do gás, alguns cuidados foram tomados, a fim de minimizar os erros experimentais. O quadro a seguir apresenta os valores de massa obtidos pelos estudantes durante o procedimento experimental.

Refrigerante de cola do tipo normal			
Experimentos	Massa inicial (g)	Massa final (g)	Massa aproximada de CO_2 (g)
1	405,45	403,39	2,06
2	402,29	400,46	1,83
3	410,00	407,92	2,08
4	404,27	402,35	1,92
5	409,80	407,67	2,13
6	402,81	400,80	2,01
Médias	405,77	403,77	2,00

CAVAGIS, A. D. M.; PEREIRA, E. A.; OLIVEIRA, C. L. Um método simples para avaliar o teor de sacarose e CO_2 em refrigerantes. *Química Nova na Escola*, v. 36, n. 3, 2014, p. 241-245. Adaptado.

Considerando que a massa molar do $\text{CO}_2 = 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, que a equação dos gases ideais é dada pela fórmula $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, que a constante dos gases ideais é

igual a $0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}}$ e que o quadro apresenta os

dados obtidos experimentalmente pelos estudantes, qual o volume em litros que a massa de CO_2 contida na bebida ocuparia a uma temperatura ambiente de 25°C e pressão de 1 atm ?

- 12. UEPG-PR** – Um balão sonda cheio de gás hélio é lançado de uma estação meteorológica ao nível do mar. Sobre o sistema proposto, assinale o que for correto.

Dados

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$R = 62,3 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$\text{Número de Avogadro} = 6 \cdot 10^{23}$$

$$\text{He} = 4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

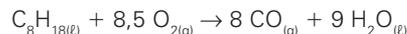
- 01)** Ao nível do mar e à temperatura de 27°C , um balão com volume de 820 L contém aproximadamente $2 \cdot 10^{25}$ átomos de He.
- 02)** Na madrugada, a temperatura da estação meteorológica chega a 15°C e o volume do balão fica maior em relação ao volume encontrado com 27°C , porque ocorre a expansão isobárica dos gases.
- 04)** O volume do balão será maior na altitude de 1 km do que ao nível do mar, porque a pressão atmosférica é menor nessa altitude (supondo que não ocorra alteração da temperatura na atmosfera até a altura de 1 km).
- 08)** Ao nível do mar e à temperatura de 27°C , um balão contendo 40 g de gás hélio tem o volume de 123 litros .
- 16)** Se não ocorrer alteração do volume do gás, o aumento da temperatura promove a diminuição da pressão do gás.

Dê a soma dos itens corretos.

- 13. UECE** – Uma amostra de gás causador de chuva ácida, com massa de $4,80 \text{ g}$, ocupa um volume de 1 litro quando submetido a uma pressão de $1,5 \text{ atm}$ e a uma temperatura de 27°C . Esse gás é o

- a)** dióxido de enxofre.
b) trióxido de enxofre.
c) óxido nítrico.
d) dióxido de nitrogênio.

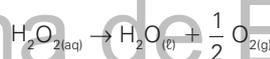
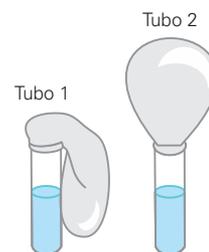
- 14. USCS-RS** – O monóxido de carbono é um gás tóxico produzido pela combustão incompleta de combustíveis orgânicos, como a gasolina e o óleo diesel. Em uma campanha da WWF (World Wide Fund for Nature), na China, um balão foi acoplado ao escapamento de um automóvel, indicando a quantidade provável de monóxido de carbono produzida se esse carro rodasse por um dia inteiro. A equação de combustão da gasolina que produz o monóxido de carbono é:



- a)** Escreva a fórmula eletrônica do monóxido de carbono e indique o número de pares de elétrons não compartilhados em uma molécula desse gás.

- b)** Considere que a pressão e a temperatura no interior do balão sejam 3 atm e 300 K , respectivamente, e que a constante universal dos gases seja igual a $0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. Admitindo-se que o balão tenha um volume de $4,1 \cdot 10^4$ litros e que 10% de seu conteúdo seja formado por monóxido de carbono, determine o número de mols de CO presentes no balão.

- 15. Unifesp-SP (adaptado)** – Um professor de química realizou com seus alunos um experimento utilizando tubos de ensaio, balões de borracha, solução de peróxido de hidrogênio e iodeto de potássio. Em cada um dos tubos de ensaio, foram colocados $11,3 \text{ g}$ de solução de peróxido de hidrogênio, e somente em um deles foi adicionado o catalisador iodeto de potássio. Em seguida, os balões de borracha foram fixados, simultaneamente, nas bocas dos dois tubos. Após determinado tempo, observou-se um aumento de temperatura em ambos os tubos, mas os volumes coletados de gás foram bem diferentes, conforme mostra a figura.



Considerando que a reação no tubo 2 foi completa, que o volume de gás coletado no balão de borracha foi de 1,2 L a 300 K e 1 atm, e utilizando $R = 0,08 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$, calcule o teor percentual de H_2O_2 , em massa, presente na solução de peróxido de hidrogênio.

16. UEM-PR (adaptado) – Assinale o que for correto.

01) Um gás real pode apresentar o comportamento de um gás ideal em determinadas condições de temperatura e pressão.

02) A lei de Charles, também conhecida como lei de Charles e Gay-Lussac, refere-se a um processo isotérmico, em que o volume (V) de um gás é igual à sua temperatura absoluta (T) multiplicada por uma constante (C).

04) Em um parque de diversões, uma criança deixa escapar um balão contendo hélio em seu interior. Este, por sua vez, começa a subir. Admitindo-se condições isotérmicas, à medida que o balão ganha altitude, mais expandido ele ficará.

08) O ponto inicial da escala Kelvin é chamado de zero absoluto. Esse ponto, na escala Celsius, corresponde a 273,16 °C.

Dê a soma dos itens corretos.

17. UEFS-BA – Os refrigerantes são bebidas fabricadas industrialmente e constituídos por água, açúcar, aromatizantes, acidulantes e dióxido de carbono, dentre outras substâncias químicas. Por meio de agitação e aquecimento, o dióxido de carbono foi retirado de 1,0 L de refrigerante e a análise quantitativa revelou a presença de 1,25 L do $\text{CO}_{2(\text{g})}$, isento de água e recolhido a 1,0 atm e 27 °C.

Considerando-se as informações e admitindo-se que o dióxido de carbono se comporta como um gás ideal, é correto afirmar:

Dados: $C = 12$; $O = 16$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

- a) A massa de gás presente na amostra analisada é de, aproximadamente, 2,2 g.
- b) O volume do dióxido de carbono medido nas CNTP é de, aproximadamente, 0,6 L.
- c) A quantidade de matéria do dióxido de carbono recolhido a 1,0 atm e 27 °C é de 5,0 mol.
- d) O aumento da temperatura ambiente promove a redução da pressão exercida pelo gás dentro do recipiente que contém o refrigerante.
- e) A diminuição da pressão de 1,0 atm para 0,5 atm implica a redução do volume para a metade do volume inicial, à temperatura constante.

ESTUDO PARA O ENEM

18. Univag-MT

C7-H24

Uma sala, de dimensões iguais a 5 m · 4 m · 3 m, contém ar atmosférico a 27 °C e a 700 mmHg. Considerando que a massa molar média do ar atmosférico é $3 \cdot 10^1 \text{ g/mol}$ e que a constante universal dos gases é $62,3 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$, estima-se que a massa de ar presente nessa sala seja próxima de

- a) 90 kg.
- b) 120 kg.
- c) 40 kg.
- d) 70 kg.
- e) 10 kg.

19. UniCesumar-PR

C7-H24

Um gás ideal, cuja temperatura inicial é de 27 °C, está armazenado num recipiente cilíndrico, fechado por um êmbolo móvel, e é aquecido isobaricamente até que sua temperatura absoluta final quadruple. Sabe-se que, no interior do recipiente cilíndrico, há 5 mols desse gás mantido a uma pressão de 1,23 atm. Sendo o valor da constante universal dos gases perfeitos igual a

$0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$, o volume final, em litros, desse gás após o aquecimento será igual a

- a) 100
- b) 200
- c) 300
- d) 400
- e) 500

20. Univag-MT

C7-H24

Biodigestores transformam matéria orgânica em uma mistura de gases e resíduos sólidos. Um biodigestor de capacidade igual a 10 000 litros gerou, após o final do processo de fermentação, uma mistura contendo 60% de metano, equivalente a 750 mols desse gás. Considerando que a temperatura interna do biodigestor era de 320 K e que a constante universal dos gases vale $0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$, a pressão interna do biodigestor, em atm, era aproximadamente de

- a) 1,9
- b) 5,3
- c) 1,2
- d) 3,3
- e) 2,9

GASES V - MISTURAS GASOSAS - PRESSÃO PARCIAL E VOLUME PARCIAL

31



ALEXANDER DEMYANENKO/SHUTTERSTOCK

Praia em um dia de verão.

Imagine-se em uma linda praia com um dia ensolarado, e você se pega a pensar em como interpretar fisicamente o ar que está respirando. Pronto! Esse é o melhor exemplo e a maneira mais simples de compreender o que vamos estudar neste módulo.

A atmosfera é um envelope gasoso em torno da terra; isso fornece suporte para a vida (gás oxigênio), proteção contra a radiação ultravioleta e age como uma camada de isolamento para manter o calor.

O ar atmosférico é uma mistura homogênea de outros gases, como o nitrogênio (78% da composição), oxigênio (21% da composição), argônio (0,9% da composição), entre outros.

Assim, torna-se possível o cálculo da pressão e do volume de cada um desses componentes presentes nessa vital mistura gasosa. Veja a seguir uma discussão mais detalhada de cada uma dessas situações.

Pressão parcial

Em uma mistura gasosa, ou solução gasosa, cada gás contribui para a pressão total da mistura. Essa contribuição é denominada **pressão parcial**, ou seja, é a pressão que o gás exerceria se ocupasse sozinho o mesmo volume da mistura, na mesma temperatura.

John Dalton (1766-1844) estudou o comportamento dos gases e concluiu que a pressão total de uma mistura gasosa é obtida pela somatória das pressões parciais dos gases que compõem a referida mistura.

Imagine, agora, uma mistura formada por três gases, A, B e C. Cada um desses gases apresenta uma referida pressão parcial, p_A , p_B e p_C , respectivamente, e a pressão total como P_{total} .

- Misturas gasosas
- Pressão parcial (lei de Dalton)
- Volume parcial (lei de Amagat)
- Fração em quantidade de matéria (molar)

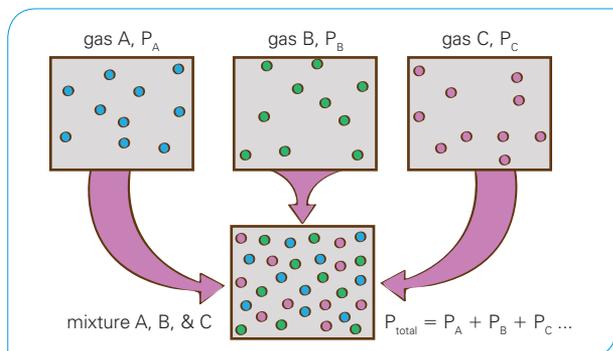
HABILIDADES

- Trabalhar com misturas gasosas.
- Trabalhar com o cálculo de pressões e volumes parciais em misturas gasosas.

As observações feitas por Dalton são expressas, matematicamente, como lei de Dalton das pressões parciais e esta é dada por:

$$P_{\text{total}} = p_A + p_B + p_C$$

Observe o esquema a seguir, que ilustra de maneira bem didática como o tema da pressão parcial pode ser compreendido.



Em uma mistura, os diferentes gases não sofrem interferência um do outro, assim se determina a pressão parcial de cada gás como sendo a pressão que exerceria caso estivesse sozinho no recipiente da mistura.

Aplicando-se a equação de estado do gás ideal, isoladamente, para os gases A, B e C, tem-se:

$$p_A \cdot V = n_A \cdot R \cdot T \quad p_B \cdot V = n_B \cdot R \cdot T$$

$$p_C \cdot V = n_C \cdot R \cdot T$$

Lembre-se de que V corresponde ao volume do recipiente que contém a mistura e T , à temperatura da mistura na escala Kelvin.

Veja, a seguir, como se pode trabalhar, matematicamente, com a lei de Dalton.

$$P_{\text{total}} = p_A + p_B + p_C$$

$$p_A = \frac{n_A \cdot R \cdot T}{V} \quad p_B = \frac{n_B \cdot R \cdot T}{V} \quad p_C = \frac{n_C \cdot R \cdot T}{V}$$

Portanto,

$$P_{\text{Total}} = \frac{n_A \cdot R \cdot T}{V} + \frac{n_B \cdot R \cdot T}{V} + \frac{n_C \cdot R \cdot T}{V}$$

$$P_{\text{Total}} = \frac{(n_A + n_B + n_C) \cdot R \cdot T}{V}$$

$$P_{\text{Total}} = \frac{n_{\text{Total}} \cdot R \cdot T}{V}$$

EXERCÍCIO RESOLVIDO

1. Podemos determinar a pressão parcial de um gás de duas maneiras:

- com os valores do volume ocupado pelo gás, de sua massa e da temperatura do sistema;
- com os valores da pressão total da mistura e da quantidade de cada gás.

Por exemplo:

1. Considere 32 g de gás oxigênio e 32 g de dióxido de enxofre em um recipiente com 8,2 L de capacidade

de à temperatura de 27 °C. Qual a pressão parcial de cada gás?

Resolução

Primeiramente, devemos calcular a quantidade de matéria de cada gás. As massas molares são 32 g/mol, para o O_2 , e 64 g/mol, para o SO_2 . Portanto, $n_{O_2} = 1 \text{ mol}$ e $n_{SO_2} = 0,5 \text{ mol}$, o que permite prever que a pressão parcial do O_2 será o dobro da do SO_2 .

Aplicando a equação de estado de um gás, calculamos as pressões parciais:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p_{O_2} = \frac{n_{O_2} \cdot R \cdot T}{V}$$

$$p_{O_2} = \frac{n_{O_2} \cdot R \cdot T}{V} =$$

$$= \frac{1 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \cancel{L} \cdot \cancel{\text{mol}^{-1}} \cdot \cancel{K} \cdot 30}{8,2 \cancel{L}}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p_{SO_2} = \frac{n_{SO_2} \cdot R \cdot T}{V}$$

$$p_{SO_2} = \frac{n_{SO_2} \cdot R \cdot T}{V} =$$

$$= \frac{0,5 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \cancel{L} \cdot \cancel{\text{mol}^{-1}} \cdot \cancel{K} \cdot 300 \cancel{K}}{8,2 \cancel{L}} = 1,5 \text{ atm}$$

Também podemos calcular p_{SO_2} pela relação:

$$1 \text{ mol} \xrightarrow{\text{exerce, a } 27^\circ\text{C em um volume de } 8,2 \text{ L}} 3 \text{ atm}$$

$$0,5 \text{ mol} \xrightarrow{\text{exercem, a } 27^\circ\text{C em um volume de } 8,2 \text{ L}} p_{SO_2}$$

Por meio da análise da fórmula apresentada, conclui-se que a pressão total da mistura depende da quantidade de moléculas gasosas existentes, não distinguindo um gás do outro. Podemos concluir que é possível perceber que a pressão parcial desses gases é diretamente proporcional à quantidade de mol de cada gás na mistura. Dessa maneira, surge como uma nova ferramenta de trabalho, para auxiliar no cálculo de quantidades, **a fração em quantidade de matéria ou fração molar, X** , dada pela quantidade, em mol, de um dos gases da mistura (n_A , n_B ou n_C) dividida pelo número de mols total dos gases da mistura ($n_{\text{total}} = n_A + n_B + n_C$). Para o gás A, tem-se:

$$X_A = \frac{n_A}{n_{\text{total}}}$$

Aqui, X_A é a fração em quantidade de matéria da substância A, n_A é o número de mol da substância A e n_{total} é o número de mols total dos gases da mistura.

A relação matemática a seguir surge quando são combinadas duas equações vistas anteriormente. A equação obtida é muito útil na resolução de problemas. Perceba que ela deixa clara a relação entre o número de mols do gás e a sua pressão exercida na mistura.

$$P_{\text{total}} = \frac{n_{\text{total}} \cdot R \cdot T}{V} \quad p_A = \frac{n_A \cdot R \cdot T}{V}$$

Como o termo $\frac{R \cdot T}{V}$ é constante em ambas as equações, teremos:

$$\frac{P_{\text{total}}}{n_{\text{total}}} = \frac{p_A}{n_A}$$

Portanto,

$$p_A = \frac{n_A}{n_{\text{total}}} \cdot P_{\text{total}}$$

Concluindo:

$$p_A = X_A \cdot P_{\text{total}}$$

Quando o valor da fração em quantidade de matéria obtida é multiplicado por 100, obtém-se a porcentagem do referido gás na mistura e o percentual obtido pode ser utilizado tanto em mol quanto em volume. Veja a relação para o gás A.

$$\%_A = X_A \cdot 100$$

Exemplo

Levando em consideração que a composição percentual no ar atmosférico é constante para as situações hipotéticas a seguir, teremos que as pressões totais serão de 1 atm, para Fortaleza, e 0,67 atm, para La Paz.

Gás	% (em mol)	Fração molar (X)	Pressão parcial (Fortaleza)	Pressão parcial (La Paz)
N ₂	78%	0,78	0,78 atm	0,523 atm
O ₂	21%	0,21	0,21 atm	0,140 atm
Ar	1%	0,01	0,01 atm	0,0067 atm

EXERCÍCIO RESOLVIDO

2. Uma mistura gasosa é constituída por 12 g de hélio, 25,5 g de gás amoníaco (NH₃) e 154 g de gás nitrogênio. Calcule as frações em quantidade de matéria dos componentes dessa mistura.

Dados: H = 1 u; He = 4 u; N = 14 u

Resolução

$$n_{\text{He}} = \frac{m_{\text{He}}}{M_{\text{He}}} = \frac{12}{4} = 3 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NH}_3} = \frac{m_{\text{NH}_3}}{M_{\text{NH}_3}} = \frac{25,5}{17} = 1,5 \text{ mol}$$

$$n_{\text{N}_2} = \frac{m_{\text{N}_2}}{M_{\text{N}_2}} = \frac{154}{28} = 5,5 \text{ mol}$$

$$n_{\text{total}} = 3 + 1,5 + 5,5 = 10 \text{ mol}$$

$$x_{\text{He}} = \frac{n_{\text{He}}}{n_{\text{total}}} = \frac{3}{10} = 0,30$$

$$x_{\text{NH}_3} = \frac{n_{\text{NH}_3}}{n_{\text{total}}} = \frac{1,5}{10} = 0,15$$

$$x_{\text{N}_2} = \frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{total}}} = \frac{5,5}{10} = 0,55$$

Uma dúvida que geralmente ocorre é se haverá uma alteração na pressão parcial de cada gás presente na mistura se forem adicionados outros gases na mistura inicial. Você imagina qual seja a resposta? Pois bem, a resposta é não, uma vez que, com a adição de outros gases, ocorre um aumento na quantidade de mol de gás total e, conseqüentemente, um aumento na pressão total e, de forma proporcional, a fração molar do gás analisado diminui.

Exemplo

Para um recipiente de volume igual a 22,4 L e temperatura de 273 K.

	Gás	Quantidade de mol	Fração molar (x)	Pressão parcial (CNTP)	Pressão total da mistura
Mistura I	N ₂	8 mols	0,80	8 atm	10 atm
	O ₂	2 mols	0,20	2 atm	

Adicionando-se 10 mols de neônio na mistura I, teremos a mistura II.

	Gás	Mols	Fração molar (x)	Pressão parcial (CNTP)	Pressão total da mistura
Mistura II	N ₂	8 mols	0,40	8 atm	20 atm
	O ₂	2 mols	0,10	2 atm	
	Ne	10 mols	0,50	10 atm	

Volume parcial

Émile Amagat (1845-1915) desenvolveu um estudo sobre o comportamento dos gases em uma mistura gasosa. A prioridade do estudo foi avaliar o volume ocupado pelos gases quando presentes em uma mistura. Para o referido estudo, a temperatura e a pressão foram mantidas constantes.

De acordo com Amagat, o volume que um gás ocupa em uma mistura gasosa é exatamente igual ao volume que esse gás ocuparia se estivesse sozinho dentro de um recipiente. Essa conclusão ficou conhecida como a lei de Amagat dos volumes parciais, que afirma que o volume ocupado pelo gás na mistura gasosa é um volume parcial. Esse volume depende unicamente da fração em quantidade de matéria do gás estudado e do volume da mistura.

Considere, mais uma vez, uma mistura com gases hipotéticos, A, B e C. Aplicando-se a equação de estado do gás ideal, isoladamente, para os gases A, B e C, tem-se:

$$P \cdot V_A = n_A \cdot R \cdot T \quad P \cdot V_B = n_B \cdot R \cdot T \quad P \cdot V_C = n_C \cdot R \cdot T$$

Saiba que P corresponde à pressão do sistema que contém a mistura e T, à temperatura da mistura na escala Kelvin.

Veja, a seguir, como se pode trabalhar, matematicamente, com a lei de Amagat.

$$V_{\text{total}} = v_A + v_B + v_C$$

$$v_A = \frac{n_A \cdot R \cdot T}{P} \quad v_B = \frac{n_B \cdot R \cdot T}{P} \quad v_C = \frac{n_C \cdot R \cdot T}{P}$$

Portanto,

$$V_{\text{total}} = \frac{n_A \cdot R \cdot T}{P} + \frac{n_B \cdot R \cdot T}{P} + \frac{n_C \cdot R \cdot T}{P}$$

$$V_{\text{Total}} = \frac{(n_A + n_B + n_C) \cdot R \cdot T}{P}$$

$$V_{\text{Total}} = \frac{n_{\text{Total}} \cdot R \cdot T}{P}$$

Por meio da análise da fórmula apresentada, conclui-se que o volume total da mistura depende da quantidade de moléculas gasosas existentes, não distinguindo um gás do outro; portanto, é possível perceber que o volume parcial desses gases é diretamente proporcional à quantidade de mol de cada gás na mistura.

As discussões, a seguir, giram em torno do gás A, contudo o mesmo raciocínio deve ser aplicado aos demais gases presentes na mistura.

A utilização do conceito de fração molar, X, ainda se faz útil neste momento, devendo ainda ser utilizada. Para o gás A, tem-se:

$$X_A = \frac{n_A}{n_{\text{total}}}$$

Em que X_A indica a fração molar da substância A, n_A é o número de mol da substância A e n_{total} é o número de mol total dos gases da mistura.

A relação matemática a seguir surge quando são combinadas duas equações vistas anteriormente. A equação obtida é muito útil na resolução de problemas.

Perceba que ela deixa clara a relação entre o número de mol do gás e o volume ocupado pelo gás na mistura.

$$V_{\text{total}} = \frac{n_{\text{total}} \cdot R \cdot T}{P} \quad v_A = \frac{n_A \cdot R \cdot T}{P}$$

Como o termo $\frac{R \cdot T}{V}$ é constante em ambas as equações, teremos:

$$\frac{V_{\text{total}}}{n_{\text{total}}} = \frac{v_A}{n_A}$$

Portanto,

$$v_A = \frac{n_A}{n_{\text{total}}} \cdot V_{\text{total}}$$

Concluindo:

$$v_A = X_A \cdot V_{\text{total}}$$

EXERCÍCIO RESOLVIDO

3. UFPR – Uma mistura gasosa formada por 44 g de CO_2 e 6 g de H_2 está contida num recipiente a 27°C e à pressão de 8,2 atm. Qual é o volume parcial de H_2 nessa mistura?

Dados: H = 1; C = 12; O = 16

Resolução

$$V_{\text{total}} = \frac{n_{\text{total}} \cdot R \cdot T}{P}$$

$$n_{\text{total}} = n_{\text{CO}_2} + n_{\text{H}_2}$$

$$n_{\text{total}} = \frac{44 \text{ g}}{44 \text{ g/mol}} + \frac{6 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} = 4 \text{ mol}$$

$$V_{\text{total}} = \frac{4 \cdot 0,082 \cdot 300}{8,2} = 12 \text{ L}$$

$$v_{\text{H}_2} = X_{\text{H}_2} \cdot V_{\text{total}}$$

$$v_{\text{H}_2} = \frac{3}{4} \cdot 12 = 9 \text{ L de H}_2$$

LEITURA COMPLEMENTAR

A doença da altitude é um distúrbio causado pela falta de oxigênio em altitudes elevadas.



PHOTOGL/SHUTTERSTOCK

Muitos desconhecem a existência desse mal que afeta pessoas que se deslocam para grandes altitudes. Mesmo as pessoas saudáveis podem vir a sofrer dessa doença em subidas rápidas até os 2 000 metros (ou mais), podendo inclusive desenvolver sintomas graves a mais de 2 500 m. O que acontece é que, em altitudes mais elevadas, a pressão do ar (pressão barométrica) diminui, existindo menos oxigênio no ar circundante. Os sintomas manifestados na forma mais leve da doença de altitude são dores de cabeça, cansaço, náuseas, falta de apetite e dispneia. Estes surgem normalmente 4 a 12 horas após a escalada, podendo atingir o seu máximo durante 1-2 dias para, em seguida, abrandarem durante 2-3 dias como sinal de aclimatização.

Se uma pessoa estiver subindo e não regressar ao nível de altitude onde se sentiu bem pela última vez, os seus sintomas podem agravar-se e as consequências podem ser muito graves. O coma e a morte constituem as consequências mais graves da doença da altitude.

Disponível em: <<http://www.atlasdasaude.pt/publico/content/doenca-da-altitude>>. Acesso em: 20 jul. 2018. Adaptado.

ROTEIRO DE AULA

Estudo dos gases

Fração molar

$$X_A = \frac{n_A}{n_{\text{total}}}$$

Pressão parcial

Pressão de cada um dos gases presentes em uma mistura

$$P_A = X_A \cdot P_{\text{total}}$$

Volume parcial

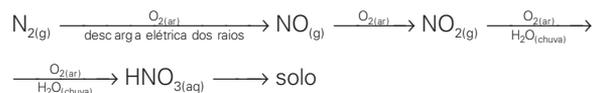
Volume ocupado por cada um dos gases presentes em uma mistura

$$V_A = X_A \cdot V_{\text{total}}$$

Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. **FMJ-RJ** – O gás nitrogênio presente na atmosfera pode sofrer uma sequência de transformações, representadas pelo esquema a seguir.



Considerando uma mistura gasosa constituída por 2 mols de nitrogênio e 3 mols de monóxido de nitrogênio, armazenada em um cilindro a 2 atm, determine, para cada componente, a pressão parcial, em atm, no interior desse cilindro.

$$n_{\text{N}_2} = 2 \text{ mol}; n_{\text{NO}} = 3 \text{ mol}$$

$$n_{\text{total}} = n_{\text{N}_2} + n_{\text{NO}}$$

$$n_{\text{total}} = 2 + 3 = 5 \text{ mol}$$

$$P_{\text{total}} = 2 \text{ atm}$$

$$\frac{p_{\text{N}_2}}{P_{\text{total}}} = \frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{total}}} \Rightarrow p_{\text{N}_2} = \frac{2 \cdot 2}{5} = 0,8 \text{ atm}$$

$$\frac{p_{\text{NO}}}{P_{\text{total}}} = \frac{n_{\text{NO}}}{n_{\text{total}}} \Rightarrow p_{\text{NO}} = \frac{2 \cdot 3}{5} = 1,2 \text{ atm}$$

2. **UECE** – No laboratório de química, onde é comum recolher-se um gás pelo deslocamento de água, foram coletados 400 mL de gás oxigênio a 25 °C e 1 atm de pressão. Sabendo-se que a pressão de vapor-d'água na mesma temperatura é 0,03 atm, é correto afirmar que o volume de oxigênio seco obtido nas mesmas condições de temperatura e pressão é

a) 328,0 mL.

b) 388,0 mL.

c) 368,0 mL.

d) 354,0 mL.

$$X_i = \frac{n_i}{n} = \frac{p_i}{P} = \frac{V_i}{V}$$

$$P = p_{\text{O}_2} + p_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$1 \text{ atm} = p_{\text{O}_2} + 0,03 \text{ atm}$$

$$p_{\text{O}_2} = 0,97 \text{ atm}$$

$$\frac{p_{\text{O}_2}}{P} = \frac{V_{\text{O}_2}}{V}$$

$$\frac{0,97 \text{ atm}}{1 \text{ atm}} = \frac{V_{\text{O}_2}}{400 \text{ mL}}$$

$$V_{\text{O}_2} = 388 \text{ mL}$$

3. **PUC-PR**

C7-H24

A atmosfera é uma camada de gases que envolve a terra, sua composição em volume é basicamente feita de gás nitrogênio (78%), gás oxigênio (21%) e 1% de outros gases, e a pressão atmosférica ao nível do mar é de aproximadamente 100 000 Pa. A altitude altera a composição do ar, diminui a concentração de oxigênio, tornando-o menos denso, com mais espaços vazios entre as moléculas; conseqüentemente, a pressão atmosférica diminui. Essa alteração na quantidade de oxigênio dificulta a respiração, caracterizando o estado clínico conhecido como hipóxia, que causa náuseas, dor de cabeça, fadiga muscular e mental, entre outros sintomas. Em La Paz, na Bolívia, capital mais alta do mundo, situada a 3 600 metros acima do nível do mar, a pressão atmosférica é cerca de 60 000 Pa e o teor de oxigênio no ar atmosférico é cerca de 40% menor que ao nível do mar. Os 700 000 habitantes dessa região estão acostumados ao ar rarefeito da Cordilheira dos Andes e comumente mascam folhas de coca para atenuar os efeitos da altitude. Em La Paz, a pressão parcial do gás oxigênio, em volume, é de, aproximadamente,

a) 10 200 Pa.

b) 12 600 Pa.

c) 16 000 Pa.

d) 20 000 Pa.

e) 24 000 Pa.

A pressão parcial do gás oxigênio ao nível do mar é igual a 21% da pressão atmosférica do ar, assim temos:

$$p_{\text{O}_2} = 21\% = \frac{21}{100} = 0,21$$

$$p_{\text{O}_2} = 0,21 \cdot 100\,000$$

$$p_{\text{O}_2} = 21\,000 \text{ Pa}$$

Em La Paz, a pressão de O_2 é 40% menor, então:

$$p_{\text{O}_2} = 0,60 \cdot 21\,000$$

$$p_{\text{O}_2} = 12\,600 \text{ Pa}$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

4. **FCM-PB (adaptado)** – Em uma mistura de três gases ideais, 30% é representado pelo gás A, o gás B tem uma pressão parcial de 100 mmHg. Qual o percentual e a pressão parcial do gás C sendo a pressão total da mistura 200 mmHg?

$$P_{\text{total}} = p_A + p_B + p_C$$

$$p_B = X_B \cdot P_{\text{total}}$$

$$X_B = \frac{100 \text{ mmHg}}{200 \text{ mmHg}} \cdot 100\% = 50\%$$

$$X_{\text{total}} = X_A + X_B + X_C$$

$$100\% = 30\% + 50\% + X_C$$

$$X_C = 20\%$$

$$p_C = X_C \cdot P_{\text{total}}$$

$$p_C = 0,2 \cdot 200 \text{ mmHg}$$

$$p_C = 40 \text{ mmHg}$$

5. ITA-SP – Considere um recipiente de 320 L, ao qual são adicionados gases ideais nas seguintes condições:

V. Hélio: 30 000 cm³ a 760 cmHg e 27 °C

VI. Monóxido de carbono: 250 L a 1140 mmHg e -23 °C

VII. Monóxido de nitrogênio: 2 m³ a 0,273 atm e 0 °C

Sabendo que a pressão total da mistura gasosa é de 4,5 atm, assinale a opção que apresenta a pressão parcial do hélio na mistura gasosa.

- a) 0,1 atm
 b) 0,2 atm
 c) 0,5 atm
 d) 1,0 atm
 e) 2,0 atm

Hélio: 30 000 cm³ (30 L) a 760 cmHg (7 600 mmHg = 10 atm) e 27 °C (300 K)

$$R = 8,21 \cdot 10^{-2} \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$p_{\text{He}} \cdot V = n_{\text{He}} \cdot R \cdot T \Rightarrow n_{\text{He}} = \frac{p_{\text{He}} \cdot V}{R \cdot T}$$

$$n_{\text{He}} = \frac{10 \cdot 30}{8,21 \cdot 10^{-2} \cdot 300} = 12,18 \text{ mol}$$

Monóxido de carbono: 250 L a 1140 mmHg (1,5 atm) e -23 °C (250 K)

$$p_{\text{CO}} \cdot V = n_{\text{CO}} \cdot R \cdot T \Rightarrow n_{\text{CO}} = \frac{p_{\text{CO}} \cdot V}{R \cdot T}$$

$$n_{\text{CO}} = \frac{1,5 \cdot 250}{8,21 \cdot 10^{-2} \cdot 250} = 18,27 \text{ mol}$$

Monóxido de nitrogênio: 2 m³ (2 000 L) a 0,273 atm e 0 °C (273 K)

$$p_{\text{NO}} \cdot V = n_{\text{NO}} \cdot R \cdot T \Rightarrow n_{\text{NO}} = \frac{p_{\text{NO}} \cdot V}{R \cdot T}$$

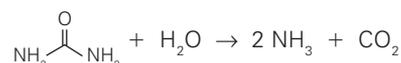
$$n_{\text{NO}} = \frac{0,273 \cdot 2000}{8,21 \cdot 10^{-2} \cdot 273} = 24,36 \text{ mol}$$

$$n_{\text{total}} = n_{\text{He}} + n_{\text{CO}} + n_{\text{NO}} = 12,18 \text{ mol} + 18,27 \text{ mol} + 24,36 \text{ mol} = 54,81 \text{ mol}$$

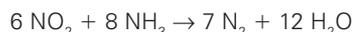
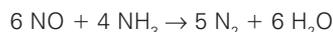
$$\frac{p_{\text{He}}}{P_{\text{total}}} = \frac{n_{\text{He}}}{n_{\text{total}}} \Rightarrow \frac{p_{\text{He}}}{4,5} = \frac{12,18}{54,81}$$

$$p_{\text{He}} = 1,05 \text{ atm} \approx 1,0 \text{ atm}$$

6. UFGD-MS (adaptado) – Desde 2012, a maioria dos veículos pesados fabricados no Brasil, como caminhões e ônibus, passaram a contar com a tecnologia SCR (do inglês Selective Catalyst Reduction). No escapamento desses veículos, os gases provenientes da combustão do óleo diesel entram em contato com um agente chamado de ARLA 32 (Agente Redutor Líquido Automotivo). O ARLA 32 é uma solução aquosa de ureia com concentração de 32,5%, que atua na redução dos óxidos de nitrogênio (NOx) presentes nos gases de escape, transformando-os em vapor de água e nitrogênio, inofensivos para o meio ambiente. Quando injetada no sistema de escape dos veículos, a solução é vaporizada e a ureia sofre uma decomposição representada pela equação seguinte:



Então, a amônia formada reage com os óxidos de nitrogênio conforme as equações a seguir:



Considerando que a reação representada pela última equação acontece em um recipiente fechado de 1 L a 373 K, qual é a variação da pressão total exercida no recipiente quando os reagentes são completamente convertidos nos produtos?

Dados: pressões parciais dos gases:

$$p_{\text{NO}_2} = 184 \text{ atm}; p_{\text{NH}_3} = 245 \text{ atm}; p_{\text{N}_2} =$$

$$= 214 \text{ atm}; p_{\text{H}_2\text{O}} = 367 \text{ atm}.$$

$$P_{\text{total}} = p_A + p_B + \dots$$

$$P_{\text{reagentes}} = p_{\text{NO}_2} + p_{\text{NH}_3}$$

$$P_{\text{reagentes}} = 184 \text{ atm} + 245 \text{ atm} = 429 \text{ atm}$$

$$P_{\text{produtos}} = p_{\text{N}_2} + p_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$P_{\text{produtos}} = 214 \text{ atm} + 367 \text{ atm} = 581 \text{ atm}$$

$$\text{Variação da pressão} \Rightarrow P_{\text{produtos}} - P_{\text{reagentes}} = 581 - 429 = 152 \text{ atm}$$

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. Fac. Albert Einstein-SP – Em uma câmara fechada, de volume fixo, foi realizada a queima do combustível butano. A combustão foi incompleta, gerando gás carbônico, monóxido de carbono e água. A equação a seguir representa a proporção estequiométrica das substâncias envolvidas no processo.



Sabendo que todo o butano foi consumido na reação e que a pressão parcial desse combustível no sistema inicial era de 20 mmHg a 25 °C, a pressão parcial dos gases dióxido de carbono e monóxido de carbono após o término da reação, medida na mesma temperatura, foi, respectivamente,

- a) 140 mmHg e 140 mmHg.
- b) 140 mmHg e 20 mmHg.
- c) 70 mmHg e 10 mmHg.
- d) 70 mmHg e 20 mmHg.

8. ITA-SP – Após inalar ar na superfície, uma pessoa mergulha até uma profundidade de 200 m, em apneia, sem exalar. Desconsiderando as trocas gasosas que ocorrem nos alvéolos pulmonares, calcule a pressão parcial do nitrogênio e do oxigênio do ar contido no pulmão do mergulhador.

9. Mackenzie-SP – Uma mistura gasosa ideal não reagente, formada por 10 g de gás hidrogênio, 10 g de gás hélio e 70 g de gás nitrogênio, encontra-se acondicionada em um balão de volume igual a 5 L, sob temperatura de 27 °C. A respeito dessa mistura gasosa, é correto afirmar que

Dados:

– massas molares (g · mol⁻¹): H = 1, He = 4 e N = 14
 – constante universal dos gases ideais:
 R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹

- a) há, na mistura, 10 mols de gás hidrogênio, 2,5 mols de gás hélio e 5 mols de gás nitrogênio.
- b) o gás nitrogênio exerce a maior pressão parcial dentre os gases existentes na mistura.
- c) a pressão total exercida pela mistura gasosa é de 20 atm.
- d) a fração em mols do gás hélio é de 25%.
- e) o volume parcial do gás hidrogênio é de 2 L.

10. UEL-PR – Leia o texto a seguir.

O sistema de esgoto projetado pelas sociedades modernas ainda preserva a mesma estrutura básica dos sistemas construídos durante a Roma antiga, chamado de Cloaca Máxima. Com a criação dos sistemas de galerias subterrâneas, parte dos problemas de infraestrutura urbana e de saúde pública foi solucionada, restando, no entanto, fatores que preocupam os responsáveis pela manutenção dessas galerias, dentre eles o confinamento de gases. Por se tratar de ambiente com pouca circulação de ar e por conter matéria orgânica em decomposição, produz, entre outros, o gás sulfídrico (H₂S), que é inflamável (limite inferior de explosão 4,3 g de H₂S_(g) em 100 cm₃ de espaço confinado), tornando importante o trabalho de manutenção dessas redes, pois seu entupimento sazonal pode causar sérios acidentes.

Disponível em: <<http://www.protecaoespiratoria.com/2011/07/gases-produzidos-em-galerias-de-esgoto.html>>.

Acesso em: 23 abr. 2013. Adaptado.

Em uma hipotética situação, uma rede de esgoto obstruída permaneceu fechada por dois dias, criando uma câmara de 1 m³, contendo 4 mols de gás H₂S a uma pressão de 2 atm. Em um dia quente (25 °C), ao fazer a manutenção, um funcionário está prestes a utilizar um maçarico para cortar a tubulação no local obstruído.

Com base no texto, na situação apresentada e nos seus conhecimentos sobre química, assinale a alternativa correta.

- a) O funcionário trabalhará em condições normais de segurança ao tentar cortar a tubulação obstruída da rede de esgoto com o maçarico, considerando a concentração do limite inferior de explosão do H₂S.
- b) O H₂S gasoso forma ligações de hidrogênio com a água contida no esgoto, reduzindo significativamente a quantidade de matéria de H₂S no sistema, tornando o trabalho com o maçarico seguro para o funcionário.

- c) O volume ocupado pelo gás é diretamente proporcional à sua pressão, sendo o volume de gás alto o suficiente para oferecer riscos ao trabalho do funcionário.
- d) A pressão parcial do H_2S é dependente da pressão do ar presente na câmara, aumentando o efeito explosivo do H_2S e tornando inseguro o trabalho do funcionário com o maçarico.
- e) A quantidade de matéria de H_2S gasoso no ambiente, nas condições indicadas, ocupa o espaço inferior da câmara e possibilita ao funcionário fazer o corte pela parte superior, sem manter contato com o gás.

11. UEM-PR – Considere uma mistura gasosa formada por 8 g de H_2 e 32 g de O_2 que exerce uma pressão total igual a 50 kPa em um recipiente de 40 litros e assinale a(s) afirmativa(s) correta(s).

- 01)** A fração, em mols, de hidrogênio é 0,8.
02) A pressão parcial do oxigênio é 10 kPa.
04) O volume parcial do hidrogênio é 32 litros.
08) A porcentagem, em volume, do oxigênio é 20%.
16) A pressão parcial do hidrogênio é 45 kPa.

Dê a soma da(s) afirmativa(s) correta(s).

12. Uneb-BA

Em média, os seres humanos respiram automaticamente 12 vezes por minuto e esse ciclo, em conjunto com os batimentos cardíacos, é um dos dois ritmos biológicos vitais. O

cérebro ajusta a cadência da respiração às necessidades do corpo sem nenhum esforço consciente. Mas o ser humano tem a capacidade de deliberadamente prender a respiração por curtos períodos. Essa capacidade é valiosa quando se precisa evitar que água ou poeira invadam os pulmões, estabilizar o tórax antes do esforço muscular e aumentar o fôlego quando necessário para se falar sem pausas.

Muito antes que a falta de oxigênio ou o excesso de dióxido de carbono possa danificar o cérebro, algum mecanismo, aparentemente, leva ao ponto de ruptura, além do qual se precisa desesperadamente de ar. Uma explicação lógica hipotética para o ponto de ruptura é que sensores especiais do corpo analisam alterações fisiológicas associadas ao inspirar e expirar antes que o cérebro apague.

O ponto de ruptura é o momento exato em que uma pessoa em apneia precisa desesperadamente de ar. O treinamento da apneia pode ampliá-la, assim como a meditação, que inunda o corpo com oxigênio, eliminando o dióxido de carbono, CO_2 .

PARKES. 2013. p. 22-27. Adaptado.

Considerando-se que no ponto de ruptura, momento exato em que uma pessoa em apneia precisa desesperadamente de ar, a composição média em volume do ar expirado pelos pulmões, ao nível do mar, é de 80% de nitrogênio, $\text{N}_{2(g)}$, 15% de oxigênio, $\text{O}_{2(g)}$ e 5% de dióxido de carbono, $\text{CO}_{2(g)}$, é correto afirmar:

- a)** A fração em mol do $\text{CO}_{2(g)}$ é 2,20.
b) O volume parcial do nitrogênio é 17,92 L.
c) A pressão parcial do oxigênio é igual a 114 mmHg.
d) O $\text{CO}_{2(g)}$ é essencial à manutenção do estado de consciência.
e) O metabolismo celular deixa completamente de produzir energia, durante o estado meditativo.

13. Acafe-SC – Fundamentado nos conceitos sobre os gases, analise as afirmações a seguir.

- I.** Doze gramas de gás hélio ocupam o mesmo volume que 48 g de gás metano, ambos nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP).
II. Em um sistema fechado, para proporcionar um aumento na pressão de uma amostra de gás numa transformação isotérmica, é necessário diminuir o volume desse gás.
III. Em um recipiente fechado, existe 1 mol do gás A mais uma certa quantidade em mol do gás B, sendo que a pressão total no interior do recipiente é 6 atm. Se a pressão parcial do gás A no interior do recipiente é 2 atm, a quantidade do gás B é 3 mols.

Dados: H: 1 g/mol; He: 4 g/mol; C: 12 g/mol

Assinale a alternativa correta.

- a)** Todas as afirmações estão corretas.
b) Todas as afirmações estão incorretas.
c) Apenas as afirmações I e II estão corretas.
d) Apenas a afirmação I está correta.

14. UFPE (adaptado) – O metano (CH_4 , massa molar 16 g · mol⁻¹) é considerado um gás estufa, pois pode contribuir para aumentar a temperatura da atmosfera, que, por sua vez, é composta praticamente por 75% em massa de dinitrogênio (N_2 , massa molar 28 g · mol⁻¹) e 25% em massa de dióxido de carbono (CO_2 , massa molar 44 g · mol⁻¹). Con-

siderando gases ideais na mesma temperatura, analise as proposições a seguir e classifique-as em verdadeiras **V** ou falsas **F**.

- a) () A uma mesma pressão, 16 g de CH_4 ocupa o mesmo volume que 28 g de N_2 .
- b) () Na atmosfera, a pressão parcial de N_2 é três vezes menor que a pressão parcial de O_2 .
- c) () Num recipiente com volume constante contendo a mesma massa de CH_4 e de O_2 , a pressão parcial de CH_4 é duas vezes maior que a pressão parcial de O_2 .

15. UFPR – Em um depósito, há três cilindros idênticos de gás numa mesma temperatura, e cada cilindro possui um rótulo com as seguintes informações:

Cilindro 1	7 g de N_2	16 g de O_2	6 g de He
Cilindro 2	14 g de N_2	8 g de O_2	13 g de CO_2
Cilindro 3	8 g de CH_4	13 g de O_2	4 g de H_2

Dados: Massa Molar (g/mol): H = 1,008; He = 4,003; C = 12,01; N = 14,007; O = 15,999

Com base nesse quadro, considere as seguintes afirmativas:

- O cilindro 1 apresenta a maior pressão parcial de O_2 .
- O cilindro 2 apresenta a menor pressão parcial de N_2 .
- O cilindro 3 apresenta a menor pressão parcial de O_2 .
- O cilindro 3 apresenta a maior pressão total.

Assinale a alternativa correta.

- a) Somente as afirmativas 1 e 4 estão corretas.
- b) Somente as afirmativas 2 e 3 estão corretas.
- c) Somente as afirmativas 1, 2 e 4 estão corretas.
- d) Somente as afirmativas 2, 3 e 4 estão corretas.
- e) As afirmativas 1, 2, 3 e 4 estão corretas.

16. ITA-SP – Um recipiente de 240 L de capacidade contém uma mistura dos gases ideais hidrogênio e dióxido de carbono, a 27 °C. Sabendo que a pressão parcial do dióxido de carbono é três vezes menor que a pressão parcial do hidrogênio e que a pressão total da mistura gasosa é de 0,82 atm, assinale a alternativa que apresenta, respectivamente, as massas de hidrogênio e dióxido de carbono contidas no recipiente.

- a) 2 g e 44 g d) 12 g e 88 g
- b) 6 g e 44 g e) 16 g e 44 g
- c) 8 g e 88 g

17. UFPR – Mergulhadores que utilizam cilindros de ar estão sujeitos a sofrer o efeito chamado "narcose pelo nitrogênio" (ou "embriaguez das profundezas"). Devido à elevada pressão parcial do nitrogênio na profundidade das águas durante o mergulho, esse gás inerte se difunde no organismo e atinge o sistema nervoso, causando efeito similar à embriaguez pelo álcool ou narcose por gases anestésicos. A intensidade desse efeito varia de indivíduo para indivíduo, mas, em geral, começa a surgir por volta de 30 m de profundidade. No mergulho, a cada 10 m de profundidade, aproximadamente 1 atm é acrescida à pressão atmosférica. A composição do ar presente no cilindro é a mesma da atmosférica e pode ser considerada como 80% de N_2 e 20% de O_2 .

Dados: $R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- a) Um mergulhador está numa profundidade de 30 m. Qual é a pressão total a que esse mergulhador está submetido?

- b) Calcule a pressão parcial de N_2 inspirada pelo mergulhador que utiliza o cilindro a 30 m de profundidade.

- c) Considere um mergulhador profissional que possui uma capacidade pulmonar de 6 litros. Calcule a quantidade de matéria de N_2 na condição de pulmões totalmente cheios de ar quando o mergulhador está a 30 m de profundidade e à temperatura de 298 K (25 °C).

ESTUDO PARA O ENEM

18. UECE

C7-H24

Em alguns casos, há necessidade de coletar-se o produto de uma reação sob a água para evitar que ele escape e misture-se com o ar atmosférico. Uma amostra de 500 mL de oxigênio foi coletada sob a água a 23 °C e pressão de 1 atm. Sabendo-se que a pressão de vapor-d'água a 23 °C é 0,028 atm, o volume que o O₂ seco ocupará naquelas condições de temperatura e pressão será

- a) 243,0 mL.
- b) 486,0 mL.
- c) 364,5 mL.
- d) 729,0 mL.

19. IME-RJ

C7-H24

Um tambor selado contém ar seco e uma quantidade muito pequena de acetona líquida em equilíbrio dinâmico com a fase vapor. A pressão parcial da acetona é de 180,0 mmHg e a pressão total no tambor é de 760,0 mmHg.

Em uma queda durante seu transporte, o tambor foi danificado e seu volume interno diminuiu para 80% do volume inicial, sem que tenha havido vazamento.

Considerando-se que a temperatura tenha se mantido estável a 20 °C, conclui-se que a pressão total após a queda é de

- a) 950,0 mmHg.
- b) 1 175,0 mmHg.
- c) 760,0 mmHg.
- d) 832,0 mmHg.
- e) 905,0 mmHg.

20. ITA-SP

C7-H24

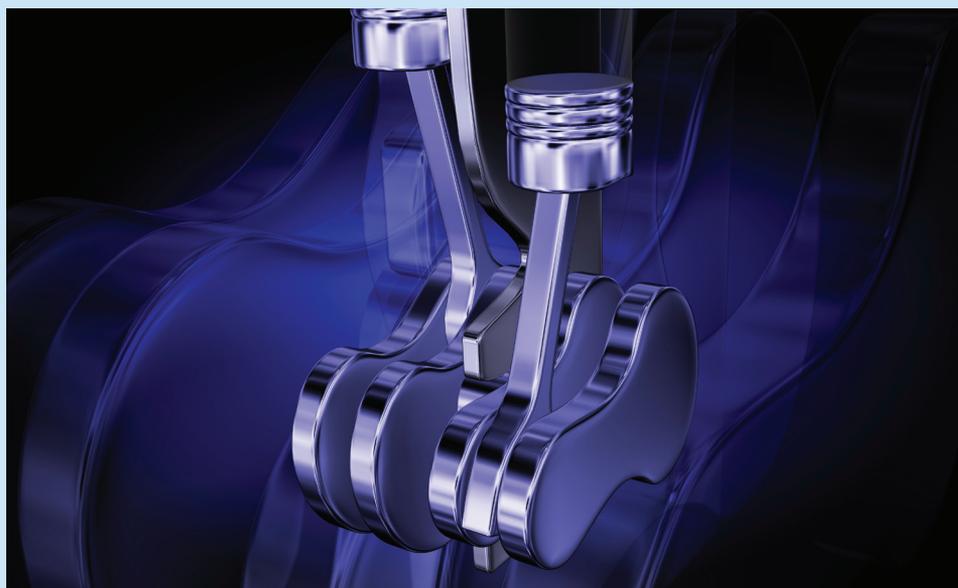
Um frasco fechado contém dois gases cujo comportamento é considerado ideal: hidrogênio molecular e monóxido de nitrogênio. Sabendo que a pressão parcial do monóxido de nitrogênio é igual a $\frac{3}{5}$ da pressão

parcial do hidrogênio molecular e que a massa total da mistura é de 20 g, assinale a alternativa que fornece a porcentagem em massa do hidrogênio molecular na mistura gasosa.

- a) 4%
- b) 6%
- c) 8%
- d) 10%
- e) 12%

GASES VI - DENSIDADE DOS GASES E EFUSÃO E DIFUSÃO GASOSAS

32



SHUTTERSTOCK / CREATIONS

Pistões trabalhando em um motor.

Quando um pistão de um motor a combustão comprime um gás à temperatura constante, o que ocorre com a densidade desse gás? Nesse caso, o volume diminui e a mesma massa de gás estará distribuída em volume menor. Portanto, a densidade do gás será maior.

Para o começo do nosso estudo, vale lembrar que os gases, assim como qualquer matéria, pelo fato de possuírem massa e ocuparem um certo volume, apresentam a propriedade específica da **densidade**.

$$d = \frac{m}{V}$$

Como estamos estudando os gases, adotaremos que:

- d – densidade do gás.
- m – massa do gás.
- V – volume ocupado pela respectiva massa gasosa.

A densidade dos gases pode ser analisada de duas maneiras distintas: a densidade absoluta e a densidade relativa.

Densidade absoluta ou massa específica

A densidade absoluta de um gás, **d**, também denominada de massa específica, é a massa da amostra gasosa dividida por seu volume, considerando-se uma determinada condição de temperatura e pressão. A unidade mais usual para essa relação é **gramas por litro** (g/L).

Como o volume de um gás (e conseqüentemente a densidade) é dependente da temperatura e da pressão, o cálculo da densidade pode ser realizado utilizando-se

- Densidade dos gases
- Efusão e difusão gasosa
- Lei de Graham

HABILIDADES

- Trabalhar a densidade dos gases.
- Trabalhar com o conceito de efusão e difusão gasosas.
- Trabalhar com a lei de Graham.

as informações dessas condições, com base na equação de Clapeyron:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot M = \frac{m}{V} \cdot R \cdot T$$

Sabendo que $d = \frac{m}{V}$, então:

$$P \cdot M = d \cdot R \cdot T$$

Assim:

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

A unidade utilizada será o g/L.

Perceba que a densidade é diretamente proporcional à sua pressão e inversamente proporcional à sua temperatura, isto é, a densidade aumenta quando a pressão aumenta e diminui quando a temperatura aumenta, e vice-versa.

Trabalhando-se nas CNTP ($P = 1 \text{ atm}$ e $T = 273 \text{ K}$), encontramos a seguinte equação:

$$d = \frac{1 \cdot M}{0,082 \cdot 273}$$

$$d = \frac{1 \cdot M}{22,4}$$

Ou na CATP:

$$d = \frac{1 \cdot M}{0,082 \cdot 298}$$

$$d = \frac{1 \cdot M}{24,6}$$

Densidade relativa

A densidade relativa é encontrada pela relação entre as densidades absolutas de dois gases, medidas nas mesmas condições de temperatura e pressão.

$$\left. \begin{aligned} d_1 &= \frac{P \cdot M_1}{R \cdot T} \\ d_2 &= \frac{P \cdot M_2}{R \cdot T} \end{aligned} \right\} \frac{d_1}{d_2} = \frac{\frac{P \cdot M_1}{R \cdot T}}{\frac{P \cdot M_2}{R \cdot T}}$$

$$\frac{d_1}{d_2} = \frac{M_1}{M_2} \text{ ou } d_{1,2} = \frac{M_1}{M_2}$$

Essa relação mostra quantas vezes um determinado gás é mais ou menos denso que outro gás. Perceba que basta somente conhecer as massas molares para saber qual gás é o mais ou o menos denso.

Atenção

Essas relações, mostradas anteriormente, servem para que sejam feitas comparações entre um determinado gás e o ar atmosférico. Como discutido em módulos anteriores, o ar atmosférico é uma mistura homogênea cuja composição atmosférica é aproximadamente de 78% de N_2 , 21% de O_2 e 1% de ar. Dessa forma, é possível determinar a massa molar aparente ou média do ar, que é aproximadamente de 28,9 g/mol.

$$M_{\text{ar atmosférico}} = \frac{(78 \cdot 28 \text{ g/mol}) + (21 \cdot 32 \text{ g/mol}) + (1 \cdot 40 \text{ g/mol})}{100} \approx 29 \text{ g/mol}$$

A densidade de qualquer gás (gás X) comparada com a densidade do ar é dada por:

$$d_{X,ar} = \frac{M_X}{M_{ar}}$$

Resta conhecer as massas molares de cada gás e realizar a comparação com a massa molar do ar atmosférico (29 g/mol). Dessa maneira, é possível saber se uma bexiga cheia de gás, ao ser solta, irá subir espontaneamente ou se cairá no chão.



SHUTTERSTOCK / ANWEBER



SHUTTERSTOCK / EINAR MUONI

Uma bexiga preenchida com gás hélio irá flutuar (4 g/mol), enquanto uma bexiga preenchida com gás carbônico irá direto ao chão (44 g/mol).

EXERCÍCIO RESOLVIDO

1. Considere um gás de massa molar igual a 30 g/mol, dentro de um recipiente, a uma pressão de 2,0 atm e à temperatura de 273 K. Qual é a densidade absoluta desse gás?

- a) 0,03 g/L
- b) 0,026 g/L
- c) 2,68 g/L**
- d) 3,0 g/L
- e) 26,8 g/L

Resolução

$$d = \frac{M \cdot P}{R \cdot T}$$

$$d = \frac{30 \text{ g/mol} \cdot 2 \text{ atm}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 273 \text{ K}}$$

$$d = 2,68 \text{ g/L}$$

Portanto, a densidade absoluta do gás é 2,68 g/L.

Efusão e difusão gasosas

Considerando que um recipiente contenha gás, se seu cheiro acidentalmente se espalhar, todos que estarão ao redor irão sentir o cheiro forte do gás (fato muito conhecido). Esse fato ocorre porque as moléculas de um gás movimentam-se com facilidade pelos espaços vazios entre as próprias moléculas e as moléculas do ar, fazendo com que elas se misturem uniformemente com o ar atmosférico.

Pode-se pensar também que essas moléculas conseguem atravessar as paredes porosas, porém nem todas na mesma velocidade, independentemente se os gases estão, ou não, nas mesmas condições de temperatura e pressão.

Assim, surgem os conceitos de efusão e difusão gasosas.

Difusão gasosa é a capacidade que as moléculas dos gases têm de se movimentar, de forma espontânea, através de um outro gás.

Veja alguns exemplos de difusão de gases através do ar que ocorrem em nosso cotidiano:

- Sentimos o cheiro do gás ao trocar o botijão;
- Um perfume é aberto em um ambiente e todos sentem o cheiro;
- A fumaça que sai da chaminé das fábricas ou do escapamento dos automóveis se dispersa pelo ar e, com o tempo, não conseguimos mais distingui-la.

Já a **efusão gasosa** é definida como a passagem do gás, também de forma espontânea, através de um ou vários orifícios, sempre do ambiente de maior pressão para o ambiente de menor pressão. Esse fenômeno pode ser observado quando uma bexiga murcha com o passar do tempo ou quando um pneu de um automóvel também murcha, já que ocorre a passagem do gás pelos pequenos orifícios da borracha.



SHUTTERSTOCK / ANDREKA

Difusor de aromas.

SHUTTERSTOCK / SPACEKRIS



Gases expelidos por chaminés industriais.



SHUTTERSTOCK / ARTOGRAPHY



GETTY IMAGES/ISTOCKPHOTO

Balões e pneus murchos são exemplos de efusão gasosa.

Ao se fazer uma análise quantitativa desses fenômenos, Thomas Graham, um químico britânico, estudou a efusão gasosa e criou uma lei para a sua explicação.

“As velocidades de efusão dos gases são inversamente proporcionais às raízes quadradas de suas massas específicas ou massas molares, quando submetidas à mesma pressão e temperatura.”

EXERCÍCIO RESOLVIDO

Considerando dois gases hipotéticos A e B, a relação de Graham é dada por:

$$\frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{d_B}{d_A}}$$

$$\frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

2. Mackenzie-SP – A velocidade de difusão do gás hidrogênio é igual a 27 km/min, em determinadas condições de pressão e temperatura (massas atômicas: H = 1; O = 16). Nas mesmas condições, a velocidade de difusão do gás oxigênio em km/h é de

- a) 4 km/h.
- b) 108 km/h.
- c) 405 km/h.
- d) 240 km/h.
- e) 960 km/h.

Resolução

Usando a fórmula que relaciona a velocidade de difusão dos gases com as suas respectivas massas molares, temos:

$$\frac{v_{H_2}}{v_{O_2}} = \sqrt{\frac{M_{O_2}}{M_{H_2}}} \Rightarrow \frac{27 \text{ km/min}}{v_{O_2}} = \sqrt{\frac{32 \text{ g/mol}}{2 \text{ g/mol}}}$$

$$\frac{27 \text{ km/min}}{v_{O_2}} = \sqrt{16}$$

$$\frac{27 \text{ km/min}}{v_{O_2}} = 4$$

$$v_{O_2} = 6,75 \text{ km/min}$$

$$v_{O_2} = 6,75 \cdot 60 \text{ min} = 405 \text{ km/h}$$

ROTEIRO DE AULA

ESTUDO DOS GASES

Densidade

Absoluta

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

Relativa

$$\frac{d_1}{d_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

Difusão

Capacidade que as moléculas dos gases têm de se movimentar, de forma espontânea, através de um outro gás.

Efusão

Passagem do gás, de forma espontânea, através de um ou vários orifícios, sempre do ambiente de maior pressão para o ambiente de menor pressão.

Lei de Graham

$$\frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. FGV-SP (adaptado) – O Brasil é um grande exportador de frutas frescas, que são enviadas por transporte marítimo para diversos países da Europa. Para que possam chegar com a qualidade adequada ao consumidor europeu, os frutos são colhidos prematuramente e sua completa maturação ocorre nos navios, numa câmara contendo um gás que funciona como um hormônio vegetal, acelerando seu amadurecimento. Esse gás a 27 °C tem densidade 1,14 g · L⁻¹ sob pressão de 1,00 atm. A fórmula molecular desse gás é

Dados: R 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹; H = 1u; C = 12u; N = 14u; O = 16u

- a) Xe
- b) O₃
- c) CH₄
- d) C₂H₄**
- e) N₂O₄

Teremos:

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$\frac{m}{V} = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} \Rightarrow d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

$$M = \frac{d \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1,14 \cdot 0,082 \cdot 300}{1}$$

$$M = 28,044 = 28 \text{ g/mol}$$

$$\text{C}_2\text{H}_4 \text{ (etileno ou eteno)} = 28 \text{ g/mol}$$

2. UEM-PR – Balões vendidos em parques e festas sobem porque são preenchidos com hélio ou hidrogênio. Após algumas horas, eles tendem a murchar, pois o gás escapa pela borracha do balão. A esse respeito, assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

- 01)** Hidrogênio e hélio escapam do balão por meio de um processo chamado difusão de gases.
- 02)** Se um balão fosse preenchido com hidrogênio e hélio, essa mistura de gases seria homogênea.
- 04)** A velocidade de efusão de gases depende somente do meio pelo qual esses gases efundem.
- 08)** A densidade absoluta de um gás pode ser expressa como sendo a razão entre a sua massa molar em gramas e 22,4 litros, nas CNTP.
- 16)** Gás sulfídrico, um gás tóxico, por ser mais denso que o ar, acumula-se junto ao solo quando escapa de seu recipiente.

Dê a soma da(s) alternativa(s) correta(s).

26 (02 + 08 + 16)

01) Incorreta. Hidrogênio e hélio escapam do balão por meio de um processo chamado efusão de gases.

02) Correta. Se um balão fosse preenchido com hidrogênio e hélio, essa mistura de gases seria homogênea.

04) Incorreta. A velocidade de efusão de gases depende da raiz quadrada do inverso de suas massas molares.

08) Correta. A densidade absoluta de um gás pode ser expressa como sendo a razão entre a sua massa molar em gramas e 22,4 litros, nas CNTP: $d = \frac{M}{22,4}$.

16) Correta. Gás sulfídrico, um gás tóxico, por ser mais denso que o ar, acumula-se junto ao solo quando escapa de seu recipiente:

$$d_{\text{relativa}} = \frac{M_{\text{H}_2\text{S}}}{M_{\text{ar}}} = \frac{34}{28,9} = 1,18.$$

3. UERJ

C7-H24

Ao se adquirir um carro novo, é comum encontrar no manual a seguinte recomendação: mantenha os pneus do carro corretamente calibrados de acordo com as indicações do fabricante. Essa recomendação garante a estabilidade do veículo e diminui o consumo de combustível. Esses cuidados são necessários porque sempre há uma perda de gases pelos poros da borracha dos pneus (processo chamado difusão). É comum calibrarmos os pneus com gás comprimido ou nas oficinas especializadas com nitrogênio. O gás nitrogênio consegue manter a pressão dos pneus constantes por mais tempo que o ar comprimido (mistura que contém além de gases, vapor-d'água que se expande e se contrai bastante com a variação de temperatura).

Considerando as informações dadas no texto e o conceito de difusão, pode-se afirmar, em relação à massa molar do gás, que

- a) a do ar comprimido é igual à do gás nitrogênio.
 b) quanto maior, maior será sua velocidade de difusão.
 c) quanto menor, maior será sua velocidade de difusão.
 d) quanto menor, menor será sua velocidade de difusão.
 e) não há interferência na velocidade de difusão dos gases.

De acordo com a lei de Graham, quanto menor a massa molar, maior será a velocidade de difusão do gás.

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

$$M_1 < M_2 \Rightarrow v_1 > v_2$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

4. PUC-SP – Em decorações de festa de aniversário, ou em parques de diversões, é muito comum encontramos balões coloridos cheios de gás hélio. Uma empresa especializada em balões decorativos pretendia acrescentar em sua página na internet informações a respeito do comportamento desses balões. Um dos sócios, lembrando-se de suas aulas de química, fez as seguintes afirmações:

- I. O balão flutua no ar, pois, apesar de sua pressão interna ser maior do que a pressão atmosférica, o gás hélio apresenta uma massa molar muito menor do que a dos gases nitrogênio e oxigênio, principais componentes do ar.
- II. Se o balão escapar, o seu volume vai aumentando à medida que sobe, estourando em determinada altitude. Essa expansão ocorre por causa da menor pressão atmosférica em altitudes maiores.
- III. O balão de látex preenchido com hélio murcha mais rapidamente que o balão preenchido com ar, uma vez que a efusão do gás hélio pelos poros da borracha é mais rápida, em razão da sua menor massa molar.

Sobre essas afirmativas, pode-se dizer que

- a) apenas a I está correta.
 b) apenas a II está correta.
 c) apenas a I e a III estão corretas.
 d) apenas a II e a III estão corretas.
 e) todas estão corretas.

I) Correta. A massa molar do gás hélio (4 g/mol) é muito menor do que a dos gases nitrogênio (28 g/mol) e oxigênio (32 g/mol), principais componentes do ar atmosférico.

II) Correta. Como pressão e volume são grandezas inversamente proporcionais, à medida que o balão sobe, a pressão atmosférica diminui e o aumento do volume faz com que o balão estoure.

III) Correta. Pela lei de Graham, temos que:

$$\frac{v_{\text{He}}}{v_{\text{ar}}} = \sqrt{\frac{M_{\text{ar}}}{M_{\text{He}}}}$$

Como a $M_{\text{ar}} > M_{\text{He}}$, então a $v_{\text{He}} > v_{\text{a}}$

Assim, o balão com gás hélio irá murchar mais rapidamente, pois sua efusão pelos poros da borracha é mais rápida.

5. UERJ – Dois balões idênticos são confeccionados com o mesmo material e apresentam volumes iguais. As massas de seus respectivos conteúdos, gás hélio e gás metano, também são iguais. Quando os balões são soltos, eles alcançam, com temperaturas internas idênticas, a mesma altura na atmosfera.

Admitindo-se comportamento ideal para os dois gases, a razão entre a pressão no interior do balão contendo hélio e a do balão contendo metano é igual a

- a) 1
 b) 2
 c) 4
 d) 8

Teremos.

$$M_{\text{He}} = 4; M_{\text{CH}_4} = 16$$

$$\left. \begin{array}{l} P_{\text{He}} \cdot V = \frac{m}{4} \cdot R \cdot T \\ P_{\text{CH}_4} \cdot V = \frac{m}{16} \cdot R \cdot T \end{array} \right\} \frac{P_{\text{He}} \cdot \cancel{V}}{P_{\text{CH}_4} \cdot \cancel{V}} = \frac{\frac{m}{4} \cdot \cancel{R} \cdot \cancel{T}}{\frac{m}{16} \cdot \cancel{R} \cdot \cancel{T}}$$

$$\frac{P_{\text{He}}}{P_{\text{CH}_4}} = \frac{16}{4} = 4$$

6. PUC-RS – Para responder à questão, analise o texto a seguir.

A energia eólica é a energia dos ventos, mas sua origem é a energia solar. Estima-se que 1 a 2% da energia solar converta-se em energia eólica. Isso porque a terra é aquecida pelo sol de forma irregular, gerando diferentes pressões atmosféricas em lugares distintos. O vento é o movimento do ar dos lugares com pressão mais alta para os com pressão mais baixa.

O aproveitamento da energia eólica em aerogeradores é possível porque

- a) o ar puro e seco é constituído de moléculas de gases, cujas massas molares tendem a zero, tornando a sua densidade muito baixa.
- b) a energia fornecida pelo vento, ao colidir com a hélice, depende da velocidade dessa colisão, mas não da composição química do ar.
- c) existem, no vento, moléculas de elementos do segundo período da Tabela Periódica, as quais, por estarem em movimento, transportam energia.
- d) o vapor-d'água é constituído de moléculas que colidem sobre as hélices das turbinas e tem mais massa do que os demais gases que compõem o ar.
- e) o ar contém nitrogênio e oxigênio, que reagem entre si produzindo compostos que colidem mais intensamente com as hélices do aerogerador.

No vento, existem moléculas de elementos do segundo período da Tabela Periódica N_2 e O_2 , as quais, por estarem em movimento, transportam energia.

Observações

As massas molares dos gases presentes no ar ($\approx 20\%$ de O_2 e $\approx 80\%$ de N_2) não tendem a zero.

A energia fornecida pelo vento, ao colidir com a hélice, depende da composição química do ar.

$$E_c = \frac{1}{2} \cdot (M \cdot v^2); \quad \frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

O vapor-d'água é constituído por moléculas H_2O , cuja massa é de 18u, menor do que a massa média ponderada do ar.

O nitrogênio e o oxigênio presentes no ar reagem apenas em condições especiais e não quando se chocam intensamente com as hélices do aerogerador.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. UFBA – Numa sala fechada, foram abertos ao mesmo tempo três frascos que continham, respectivamente, $NH_{3(g)}$, $SO_{2(g)}$ e $H_2S_{(g)}$. Uma pessoa que estava na sala, a igual distância dos três frascos, sentirá o odor desses gases em que ordem?

8. Acafe-SC – Fundamentado nos conceitos sobre os gases, analise as afirmações a seguir.

- I. A densidade de um gás diminui à medida que ele é aquecido sob pressão constante.
- II. A densidade de um gás não varia à medida que este é aquecido sob volume constante.
- III. Quando uma amostra de gás é aquecida sob pressão constante, é verificado o aumento do seu volume e a energia cinética média de suas moléculas mantém-se constante.

As afirmações corretas estão em

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

9. ITA-SP – Uma amostra de 4,4 g de um gás ocupa um volume de 3,1 L a $10^\circ C$ e 566 mmHg. Assinale a alternativa que apresenta a razão entre as massas específicas desse gás e as do hidrogênio gasoso nas mesmas condições de pressão e temperatura.

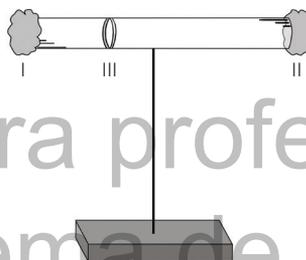
- a) 2,2
- b) 4,4
- c) 10
- d) 22
- e) 44

10. UFJF-MG – A lei dos gases ideais pode ser utilizada para determinar a massa molar de uma substância. Sabendo-se que a densidade (d) do enxofre na forma gasosa, na temperatura de $500^\circ C$ e pressão de 0,888 atm, é $3,710 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$, é correto dizer que a fórmula da molécula de enxofre nessas condições é

Dados: $R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; massa molar do $S = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

- a) S_2
- b) S_4
- c) S_6
- d) S_8
- e) S_9

11. UPE – Dois chumaços de algodão, I e II, embebidos com soluções de ácido clorídrico, HCl , e amônia, NH_3 , respectivamente, são colocados nas extremidades de um tubo de vidro mantido fixo na horizontal por um suporte, conforme representação a seguir. Após um certo tempo, um anel branco, III, forma-se próximo ao chumaço de algodão I.



Baseando-se nessas informações e no esquema experimental, analise as seguintes afirmações:

- I. O anel branco forma-se mais próximo do HCl , porque este é um ácido forte, e NH_3 é uma base fraca.
- II. O anel branco formado é o NH_4Cl sólido, resultado da reação química entre HCl e NH_3 gasosos.
- III. O HCl é um gás mais leve que o NH_3 , logo se movimenta mais lentamente, por isso o anel branco está mais próximo do ácido clorídrico.

Dados: Massas molares: $\text{H} = 1 \text{ g/mol}$; $\text{N} = 14 \text{ g/mol}$; $\text{Cl} = 35,5 \text{ g/mol}$

Está correto o que se afirma em

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

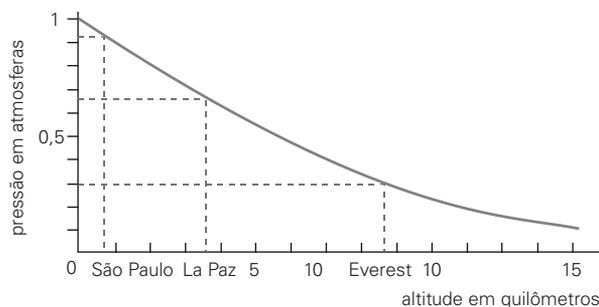
12. ITA-SP – Considere um mol de um gás que se comporta idealmente, contido em um cilindro indeformável provido de pistão de massa desprezível, que se move sem atrito. Com relação a esse sistema, são feitas as seguintes afirmações:

- I. Se o gás for resfriado contra a pressão externa constante, o sistema irá se contrair.
- II. Se a pressão for exercida sobre o pistão, a velocidade média das moléculas do gás aumentará.
- III. Se o sistema for aquecido a volume constante, a velocidade média das moléculas aumentará, independentemente da natureza do gás.
- IV. A velocidade média das moléculas será maior se o gás for o xenônio e, menor, se for o argônio.

Das afirmações anteriores, está(ão) correta(s) apenas

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

13. UFTM-MG – Considere o gráfico, que relaciona a pressão atmosférica com a altitude.



- a) Considerando que a composição do ar se mantenha constante com a altitude e que o ar tenha comportamento de gás ideal, calcule o valor aproximado do quociente:

(densidade do ar a 10°C em São Paulo)

(densidade do ar a 10°C em La Paz)

Mostre como obteve esse valor.

- b) Considere duas garrafas contendo água mineral, proveniente de mesma fonte e à mesma temperatura, gaseificada artificialmente com gás carbônico, CO_2 . Uma dessas garrafas foi aberta em Aracaju (SE), cidade localizada no nível do mar, e a outra foi aberta em Ouro Preto (MG), cidade localizada em região serrana. Indique se a concentração de CO_2 dissolvido na água da garrafa aberta em Aracaju é maior, menor ou igual à concentração desse gás na água da garrafa aberta em Ouro Preto. Justifique sua resposta.

14. UFG-GO – A equação da lei dos gases ideais, $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, é uma equação de estado que resume as relações que descrevem a resposta de um gás ideal a mudanças de pressão, volume, temperatura e quantidade de moléculas. Considerando o exposto, demonstre, por meio de equações matemáticas, como a densidade de um gás qualquer varia em função da temperatura e determine a massa molar de um gás considerando os dados a seguir.

Dados: $d = 0,97 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$; $T = 210^\circ\text{C}$; $P = 0,25 \text{ atm}$; $R = 62,36 \text{ L} \cdot \text{torr} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $1 \text{ atm} = 760 \text{ torr}$

15. UFPR – Nos últimos dois anos, a imprensa divulgou notícias sobre o risco de explosão oferecido por condomínios de luxo em um Shopping Center de São Paulo. Os estabelecimentos foram construídos sobre antigos lixões. Nesses casos, o órgão responsável, ligado à Secretaria de Meio Ambiente, autuou os estabelecimentos, exigindo providências quanto à instalação de sistema de extração de gases.

Em relação a esse risco, considere as seguintes afirmativas:

- 1) O risco de explosão deve-se principalmente à presença de metano.
- 2) Os gases oferecem risco de explosão porque reagem vigorosamente com agentes oxidantes fortes.
- 3) O gás metano é facilmente detectado pelo odor característico.
- 4) Os gases que oferecem risco de explosão apresentam alta densidade, formando lençóis nos compartimentos do subsolo, como garagens subterrâneas.

Assinale a alternativa correta.

- a) Somente as afirmativas 2 e 3 estão corretas.
- b) Somente as afirmativas 1 e 2 estão corretas.
- c) Somente as afirmativas 2, 3 e 4 estão corretas.
- d) Somente as afirmativas 1 e 4 estão corretas.
- e) As afirmativas 1, 2, 3 e 4 estão corretas.

16. UEM-PR – Sabendo-se que um recipiente fechado, de capacidade de um litro, contém 10g de um gás considerado como ideal, a 273 K, assinale a(s) afirmativa(s) correta(s).

Dados: $R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm/mol} \cdot \text{K}$

- 01) Não é possível calcular o valor da pressão exercida pelo gás, pois é preciso saber sua massa molar.
- 02) Se a massa molar do gás for igual a 10 g/mol, então o volume molar desse gás é igual a 22,4 litros.

- 04) Ao se dobrar a temperatura do sistema, a pressão também dobra.
- 08) Se a massa molar do gás for igual a 10 g/mol, sua densidade absoluta, nas CNTP, será igual a 10 g/litro.
- 16) Para um gás, alterações de temperatura e pressão interferem na sua densidade absoluta exclusivamente pela influência dessas alterações sobre o volume, e não sobre a massa.

Dê a soma da(s) afirmativa(s) correta(s).

17. UFG-GO – O processo de enriquecimento do urânio passa pela separação de hexafluoretos de urânio, UF_6 , que são constituídos por diferentes isótopos de urânio. As velocidades de efusão desses hexafluoretos são muito próximas, sendo que a razão entre a velocidade de efusão do hexafluoreto que contém o isótopo de urânio mais leve em relação ao que contém o mais pesado é de 1,0043. De acordo com a lei de efusão de Graham, essa razão é igual à raiz quadrada da relação inversa de suas massas molares.

Sendo a massa molar da substância que contém o isótopo de urânio mais leve igual a 349 g/mol, calcule a massa atômica do isótopo mais pesado.

ESTUDO PARA O ENEM

18. UECE

C7-H24

Nas mesmas condições de pressão e temperatura, um gás X atravessa um pequeno orifício com velocidade três vezes menor que a do hélio. A massa molecular do gás X é

- a) 30
- b) 32
- c) 36
- d) 40
- e) 45

19. PUC-RJ

C7-H24

Assumindo que uma amostra de gás oxigênio puro, contida em um frasco, comporta-se idealmente, o valor mais próximo da densidade, em $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$, desse gás a 273 K e 1,0 atm é

Dados: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $M_{\text{O}_2} = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

- a) 1,0
- b) 1,2
- c) 1,4
- d) 1,6
- e) 1,8

20. Sistema Dom Bosco

C7-H24

Um gás está confinado em um balão fechado e resistente a variações de temperatura e pressão. O que irá acontecer com sua densidade absoluta, se sua temperatura, em Kelvin, triplicar e sua pressão aumentar nove vezes?

- a) Duplica.
- b) Triplica.
- c) Diminui duas vezes.
- d) Não há alteração.
- e) Diminui três vezes.



Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

SCIENCE FACTORY/SCIENCE FACTORY/LATINSTOCK

QUÍMICA 2A

Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

CIÊNCIAS DA NATUREZA E SUAS TECNOLOGIAS

FUNÇÕES INORGÂNICAS: SAIS - SOLUBILIDADE

- Solubilidade dos sais em água

HABILIDADES

- Identificar a solubilidade dos sais.

O sal sulfato de bário (BaSO_4), substância bastante densa, comporta-se como material radiopaco, capaz de barrar os raios X. Apesar da grande toxicidade do íon bário (Ba^{2+}), o referido composto, sendo muito insolúvel, pode ser ingerido sem risco de absorção pelo tubo digestivo e, depois, totalmente eliminado nas fezes. Por essas propriedades, tem sido amplamente usado como contraste em exames radiológicos do tubo digestório.



SUTTHA BURAWONK/SHUTTERSTOCK

Radiografia com contraste do trato gastrointestinal inferior feita com sulfato de bário.

Solubilidade

Quanto à solubilidade em água

Como há grande variedade de sais na natureza, podemos construir classificações de acordo com uma série de critérios. Dentre os critérios de classificação dos sais, a solubilidade é um dos mais importantes.

Vimos que a água é uma substância polar, o que explica a grande tendência de as substâncias iônicas, como os sais, formarem soluções aquosas.

Quando o sal é adicionado à água, as moléculas polares tendem a envolver os íons, o que enfraquece a ligação iônica existente no sólido. Dessa forma, o sal dissolve-se na água por dissociação iônica.

Mas há sais em que a ligação iônica é muito forte e não ocorre a dissolução com grande intensidade. Sais desse tipo são considerados **pouco solúveis** ou **insolúveis**. A maioria dos sais é solúvel.

Dizemos que um sal é solúvel quando ele apresenta elevado grau de dissociação iônica, ou seja, gerando uma solução com alta concentração de íons, sendo, portanto, considerado bom eletrólito. Já o sal considerado insolúvel apresenta baixo grau de dissociação iônica, ou seja, apresenta baixa concentração de íons em solução, sendo, portanto, eletrólito fraco.

Observação

Em química, não existe substância insolúvel, na verdade, quando dizemos que uma substância é insolúvel, significa que sua solubilidade em água é muito baixa.

A seguir, é apresentada uma tabela que indica a solubilidade dos sais em água (a 25 °C e 1,0 atm).

Sal	Solubili- -idade	Principais exceções
Nitratos (NO_3^-), cloratos (ClO_3^-) e acetatos ($\text{CH}_3\text{-COO}^-$)	solúveis	—
Cloretos (Cl^-), brometos (Br^-) e iodetos (I^-)	solúveis	Ag^+ , Hg_2^{2+} , Pb^{2+}
Sulfatos (SO_4^{2-})	solúveis	Ca^+ , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Pb^{2+}
Sulfetos (S^{2-})	insolúveis	Metais alcalinos (Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+), metais alcalinoterrosos (Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+}) e amônio (NH_4^+)
Carbonatos (CO_3^{2-})	insolúveis	Metais alcalinos (Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+) e amônio (NH_4^+)
Fosfato (PO_4^{3-})	insolúveis	Metais alcalinos (Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+) e amônio (NH_4^+)

Existem alguns fatores que influenciam a solubilidade dos sais, como:

- a força da interação soluto – soluto;
- a força da interação solvente (água) – soluto, antes da dissolução;
- a força da interação solvente (água) – soluto, depois da dissolução.

Todos os processos de solubilização são semelhantes, nem sempre as moléculas do solvente serão capazes de solubilizar o soluto.

LEITURA COMPLEMENTAR

Soro fisiológico no cabelo cacheado: conheça os benefícios do produto

O soro fisiológico é o novo produto que promete entrar na sua galeria de favoritos nas receitas caseiras. Prepare seu coração, porque os resultados são poderosos! O item custa, em média, cinco reais nas farmácias e possui ativos que agem diretamente na selagem das cutículas dos cabelos. A garantia é de cachos leves, com muito movimento e bem soltinhos, além de muita definição e controle dos fios arrepiados.

Benefícios do soro fisiológico nos fios

As meninas que curtem a ação do vinagre de maçã nos fios vão se identificar bem com o soro fisiológico. Pois, assim como o vinagre, o soro também funciona como regulador do pH das madeixas, ajudando a selar as cutículas e a manter cachos hidratados, sem *frizz*. Além de combater o ressecamento, um outro benefício é o fato de a água usada no produto ser destilada. A água do chuveiro contém alguns resíduos metálicos, com derivados do ferro, cobre e alumínio, e, ao usar o soro fisiológico para último enxague, você estará limpando esses resíduos no chuveiro. Dessa forma, os fios ficam mais soltos e leves, trazendo movimento ao cabelo.

O sal presente no soro pode danificar o cabelo?

O sal presente na fórmula do soro fisiológico corresponde a menos de 1% do total do frasco, portanto pode ficar tranquila que essa quantidade não será capaz de causar ressecamento nos seus fios. Porém, é importante lembrar-se de que o soro não deve ser usado constantemente nos cabelos. Você pode utilizá-lo em hidratações, último enxágue e nos borrifadores, mas sempre mantendo uma rotatividade com outros produtos e receitas para que suas madeixas possam retirar o melhor dos nutrientes oferecidos.

Aprenda a usar o soro fisiológico na rotina de cuidados capilares

Existem inúmeras formas de utilizar o soro fisiológico na sua rotina capilar e você sempre pode inovar e testar outros usos que encaixem com as necessidades dos seus cachos. A primeira dica é utilizar o soro como último enxague, a técnica geralmente é feita com o vinagre de maçã e funciona perfeitamente com o soro fisiológico. Para reproduzir, basta aplicá-lo depois de lavar e hidratar o cabelo, não precisa diluir ou fazer misturinhas nesse caso.

A segunda forma de usar o produto é para revitalizar seus caracóis no *day after*. Faça uma mistura no borrifador com um pouquinho de creme e livre-se do *frizz* no dia seguinte. Também é possível aplicar o soro antes do creme de pentear para manter as madeixas hidratadas na finalização, como no método LOC. E, por fim, aposte no soro para potencializar as suas máscaras de tratamento; coloque algumas colherinhas em um recipiente e misture com a quantidade de creme de costume, depois, passe nos cabelos e o resultado será poderoso.

Disponível <[http://www.fiquediva.com.br/noticia/soro-fisiologico-no-cabelo-cacheado-conheca-os-beneficios-do-produto_a13087/1?>](http://www.fiquediva.com.br/noticia/soro-fisiologico-no-cabelo-cacheado-conheca-os-beneficios-do-produto_a13087/1?). Acesso em: jul. 2018.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

1. ITA-SP - Assinale a opção que apresenta o sal solúvel em água a 25 °C.

- a) CaSO_4 c) Ag_2CO_3 e) FeBr_3
b) PbCl_2 d) Hg_2Br_2

Resolução

a) Todos os sulfatos que apresentam elementos da família dos metais alcalinoterrosos (IIA) são praticamente insolúveis, com exceção do sulfato de magnésio (MgSO_4).

b) Apresentam sais praticamente insolúveis, já que todos os cloretos são solúveis, com exceção do AgCl , Hg_2Cl_2 e PbCl_2 .

c) Os carbonatos são solúveis apenas se apresentarem o amônio (NH_4^+) ou elementos da família IA (Li , Na , K , Rb , Cs , Fr).

d) Apresentam sais praticamente insolúveis, já que todos os cloretos são solúveis, com exceção do AgCl , Hg_2Cl_2 e PbCl_2 .

e) Correta.

ROTEIRO DE AULA

Solubilidade dos sais

Ânions solúveis

Exceção

Exemplos de sais:

AgI , PbCl_2

Ânions insolúveis

Exceção

Exemplos de

sais:

CaS , K_2S

Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. Na solução resultante da mistura do hidróxido de alumínio $[Al(OH)_3]$ com uma solução de ácido sulfúrico (H_2SO_4) , forma-se um sal praticamente insolúvel $[Al_2(SO_4)_3]$. Leve em consideração a reação química descrita e a classificação do sal formado para assinalar a alternativa que apresenta um sal também classificado como praticamente insolúvel.

- a) $BaSO_4$ c) K_3BO_3 e) $NH_4C\ell O_4$
 b) $Na_2C_2O_4$ d) Li_3PO_4

Todos os ânions presentes nos sais propostos pelo exercício são solúveis quando acompanhados de elementos químicos da família dos metais alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) ou pelo amônio (NH_4) .

2. **UEPG-PR (adaptado)** – No tratamento da água de uma piscina, realizou-se a cloração através da adição diária de solução aquosa de hipoclorito de sódio, $NaClO_{(aq)}$ a 15% (m/v), na proporção de 30 mL/m³. Sobre as substâncias envolvidas e o processo do qual participam, assinale o que for correto.

- 01) O hipoclorito de sódio é um sal solúvel em água que se dissocia facilmente.
 02) O hipoclorito de sódio é derivado de um ácido fraco (ácido hipocloroso) e de uma base forte (hidróxido de sódio).
 04) A dissociação do hipoclorito de sódio, em meio aquoso, pode ser representada como:
 $NaClO_{(aq)} \rightleftharpoons Na^+_{(aq)} + ClO^-_{(aq)}$
 08) A adição diária de hipoclorito de sódio por m³ corresponde a 4,5 g desse sal.

Dê a soma dos itens corretos.

15 (01 + 02 + 04 + 08)

01) Correto. O hipoclorito de sódio é solúvel em água e dissocia-se em:



02) Correto.



04) Correto. A dissociação do hipoclorito de sódio é dada por:



08) Correto.

30 mL _____ 100%

x _____ 15%

x = 4,5 g/m³

3. UFJF-MG

C7-H24

Sais inorgânicos constituídos por cátions e ânions de carga unitária dissociam-se quase completamente, já sais contendo cátions e ânions com uma carga ≥ 2 estão muito menos dissociados. Com base nessa informação, marque a alternativa na qual está o sal cuja solução deve apresentar a maior quantidade de íon metálico livre.

- a) Fluoreto de magnésio
 b) Sulfato de sódio
 c) Nitrato de alumínio
 d) Cloreto de potássio
 e) Fosfato de lítio

- a) MgF_2 ($Mg^{+2} F^{-1}$)
 b) Na_2SO_4 ($Na^+ SO_4^{2-}$)
 c) $Al(NO_3)_3$ ($Al^{+3} NO_3^{-}$)
 d) KCl ($K^+ Cl^{-}$)
 e) Li_3PO_4 ($Li^+ PO_4^{3-}$)

Assim, o íon que apresenta a maior quantidade de íon metálico livre será o KCl , pois é o único sal dentre os listados que apresenta tanto o cátion quanto o ânion com carga unitária.

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

4. **IFG-GO** – Enigma da Química: Sou o átomo “Y” de maior raio atômico do 3º período da classificação periódica e formo com o halogênio (W), também do 3º período, sais do tipo YW.

Assinale a alternativa que aponta, respectivamente, o átomo Y, o átomo W, o sal YW e uma propriedade característica desse sal.

- a) Li; F; LiF; pouco solúvel em água.
 b) K; Cl; KCl; elevada temperatura de fusão.
 c) Na; Cl; NaCl; alta solubilidade em água.
 d) Cl; Na; NaCl; baixa temperatura de fusão.
 e) Ca; Cl; CaCl; pode ser usado como corante.

O átomo Y de maior raio atômico do 3º período é o sódio, enquanto o halogênio W é o cloro que também se encontra no 3º período.

A união do átomo Y com o W é NaCl.

Os cloretos de metais alcalinos são altamente solúveis.

5. IFSul-RS (adaptado)

Produção de Ferro e Aço

O ferro não existe de forma livre na natureza, mas sim nas formas de seus minérios, ou seja, compostos que contêm ferro, sendo que os principais são: hematita (Fe_2O_3), magnetita (Fe_3O_4), siderita ($FeCO_3$), limonita ($Fe_2O_3 \cdot H_2O$) e pirita (FeS_2).

É possível realizar transformações nesses minerais para a obtenção do ferro metálico. Geralmente, o mineral utilizado nas siderúrgicas é a hematita, e o processo de produção do ferro é feito em altos-fornos. Primeiramente, coloca-se, nesses altos-fornos, o carvão coque, que irá ser queimado e produzir calor.

Sobre a siderita, dê sua solubilidade e sua nomenclatura oficial.

$\text{FeCO}_3 \Rightarrow$ carbonato ferroso ou carbonato de ferro II

Os carbonatos são insolúveis, com exceção do carbonato de amônio ou

dos carbonatos de metais alcalinos.

6. ITA-SP – É pouco solúvel em água o seguinte par de sais:

- a) BaCl_2 e PbCl_2
- b) MgSO_4 e BaSO_4
- c) PbSO_4 e $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- d) K_2CrO_4 e Na_2CrO_4
- e) AgBr e PbS**

a) Os cloretos costumam ser solúveis, exceto os de prata, mercúrio I, ouro, cromo III e de chumbo II (PbCl_2). Esse último aparece na alternativa, mas o cloreto de bário (BaCl_2) é solúvel em água.

b) Os sulfatos costumam ser solúveis, exceto os de estrôncio, cálcio, prata e bário (BaSO_4). Esse último aparece na alternativa, mas o sulfato de magnésio (MgSO_4) é solúvel em água.

c) O sulfato de chumbo II (PbSO_4) é solúvel e todos os nitratos são solúveis, incluindo o nitrato de chumbo II ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$) citado na alternativa.

d) Os cromatos são insolúveis.

e) Os brometos são solúveis, mas o de prata é uma exceção. Já os sulfetos são insolúveis. Assim, o AgBr e o PbS são pouco solúveis em água.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. UFS-SE – A maioria dos sais dos elementos do grupo 1 (exceto H) da Tabela Periódica é solúvel em água, o que não acontece com os do grupo 2, sendo, por exemplo, os cloretos solúveis em água, enquanto os carbonatos e sulfatos são, de maneira geral, pouco solúveis.

Assim, considerando-se os seguintes sais: carbonato de cálcio, cloreto de magnésio e sulfato de sódio, seria mais provável que se encontrasse(m) dissolvido(s) na água do mar

- a) sulfato de sódio, somente.
- b) carbonato de cálcio, somente.
- c) cloreto de magnésio e carbonato de cálcio.
- d) sulfato de sódio e cloreto de magnésio.
- e) sulfato de sódio e carbonato de cálcio.

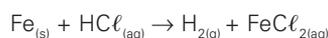
8. UEAP (adaptado) – Nitrato de ferro III, ou nitrato férrico, é acrescentado em certas argilas, tendo se mostrado útil como oxidante em síntese orgânica. Soluções desse sal são usadas por joalheiros e metalúrgicos para, de modo seguro e limpo, gravar prata e ligas de prata. A solubilidade e a fórmula do nitrato de ferro III pode ser representada por

- a) FeNO_3 é solúvel.
- b) FeNO é insolúvel.
- c) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ é solúvel.
- d) Fe_2NO_3 é insolúvel.
- e) $\text{Fe}_2(\text{NO}_3)_3$ é solúvel.

9. IFSP (adaptado) – O carbonato de sódio, Na_2CO_3 , conhecido comercialmente como barrilha, tem grande uso no tratamento de águas de piscinas e de abastecimento público. Tal substância é classificada como um

- a) sal e solúvel.
- b) sal e insolúvel.
- c) hidróxido e insolúvel.
- d) ácido e insolúvel.
- e) óxido e solúvel.

10. IFSC (adaptado) – Uma das maneiras de se produzir gás hidrogênio em laboratório consiste na realização de uma reação química entre o ferro metálico e o ácido clorídrico, processo que pode ser representado pela equação química a seguir:



Observação

A equação não está balanceada.

Dados: Massas atômicas: H = 1 u; Cl = 35,5 u; Fe = 56 u

Com relação ao processo de produção de gás hidrogênio em laboratório, identifique a solubilidade e o nome do sal formado.

11. Unemat-MT – Uma prova de que a química está presente em nosso cotidiano é a presença de compostos químicos nos mais diversos produtos, que pensamos vê-los somente nos livros. Alguns exemplos são o leite de magnésia, composto pelo $\text{Mg}(\text{OH})_2$; a água de bateria, que contém H_2SO_4 , e vitaminas compradas em farmácia, que podem conter FeSO_4 .

Marque a alternativa que apresenta corretamente a nomenclatura dos compostos citados, de acordo com a sequência mencionada no texto.

- a) Hidróxido de magnésio, ácido sulfúrico e sulfato de ferro II (solúvel)
- b) Hidróxido de manganês, ácido sulfúrico e sulfato de ferro II (insolúvel)

- c) Hidróxido de magnésio, ácido sulfuroso e sulfato de ferro I (solúvel)
 d) Hidróxido de manganês, ácido sulfuroso e sulfato de ferro II (solúvel)
 e) Hidróxido de magnésio, ácido sulfúrico e sulfato de ferro III (insolúvel)

12. UEPG-PR (adaptado) – Identifique, entre as alternativas a seguir, aquela(s) que traz(em) o(s) nome(s) correto(s) e a solubilidade para cada um dos sais apresentados.

- 01)** $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ é o nitrato de cálcio – insolúvel.
02) CuSO_4 é o sulfato de cobre I – solúvel.
04) K_3PO_4 é o fosfato de potássio – solúvel.
08) NaBr é o brometo de sódio – solúvel.
16) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ é o sulfato de ferro II – solúvel.

Dê a soma das alternativas corretas.

13. UFRGS-RS (adaptado) – Apreciadores de arte observaram que famosas telas do pintor holandês Van Gogh estavam mudando de cor, com efeito mais pronunciado nos tons roxos, que passavam a azuis, e nos vermelhos, que estavam desaparecendo. Químicos descobriram que o problema ocorre com o Pb_3O_4 presente no pigmento das tintas. Quando exposto à luz e ao gás carbônico, uma série de reações consecutivas transforma o pigmento em outros compostos de chumbo que são esbranquiçados, fazendo com que a tinta original perca seu tom característico.

Entre os compostos presentes nesse processo, é possível encontrar

- 1)** Pb_3O_4 **3)** CO_2 **5)** PbCO_3
2) PbO **4)** $\text{Pb}(\text{OH})_2$

Assinale a afirmação correta sobre essas substâncias.

- a)** As substâncias 3 e 5 são consideradas moleculares.
b) As substâncias 1 e 3 são não polares com baixas temperaturas de ebulição.
c) Apenas a substância 4 é considerada iônica.
d) As substâncias 4 e 5 são praticamente insolúveis em água.

14. Unirg-TO (adaptado) – O cloro é um elemento eletro-negativo que pode se ligar a metais para formar compostos iônicos. O ferro e o cobre, por exemplo, podem resultar em cátions com diferentes valências, como Fe^{2+} , Fe^{3+} , Cu^{1+} e Cu^{2+} . Dê as fórmulas moleculares do cloreto férrico e do cloreto cúprico e suas solubilidades, respectivamente.

15. IFSC – O nitrato de amônio é uma substância que é instável em determinadas condições de temperatura ou que, quando em contato com outras substâncias, pode explodir. Por ser uma opção mais barata do que outros compostos, há alguns anos, foi usado como propelente em *airbags*. Em certos casos, o vigor com que esse composto infla o *airbag* pode causar a morte de passageiros. Por isso, algumas montadoras de automóveis foram levadas a substituir milhares de *airbags* de veículos em circulação.

Sabendo-se que, entre outros fatores, a decomposição do nitrato de amônio leva à formação de monóxido de dinitrogênio e água, ambos no estado gasoso, assinale a alternativa correta.

- a)** O nitrato de amônio é um sal solúvel de fórmula NH_4NO_3 .
b) O nitrato de amônio é um sal insolúvel de fórmula NH_4NO_3 .
c) O nitrato de amônio é um sal solúvel de fórmula NH_4NO .
d) O nitrato de amônio é um sal insolúvel de fórmula NH_3NO_3 .
e) O nitrato de amônio é um sal solúvel de fórmula NH_3NO_3 .

16. Unemat-MT (adaptado)

O cromo é um elemento raramente encontrado em águas naturais não poluídas. O Cr III presente nas águas decorre principalmente do lançamento de curtumes. A presença de Cr VI é atribuída a despejos industriais que utilizam processos de piquelagem e cromagem de metais, galvanoplastias, indústrias de corantes, explosivos, cerâmica, vidro, papel etc., sendo este 100 vezes mais tóxico que o Cr III devido à sua solubilidade.

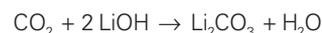
Rev. Bras. de Produtos Agroindustriais, v. 11, n. 2, p. 171-180, 2009.

Sobre o Cr III e o Cr VI, represente a fórmula do sal com Cr III solúvel e com o Cr VI insolúvel.

17. UFRGS-RS – Em ambientes fechados, tais como submarinos e espaçonaves, há necessidade de eliminar o gás carbônico produzido pela respiração. Para evitar esse acúmulo de gás carbônico, podem ser utilizados diferentes métodos.

A seguir, são apresentados dois desses métodos, com suas respectivas reações.

Método 1: uso de hidróxido de lítio



Método 2: reação com óxido de cálcio



Sobre as reações e os reagentes envolvidos nesses métodos, pode-se afirmar que

- a)** ambas reações originam sais insolúveis em água.
b) todas as substâncias participantes dessas reações são iônicas.
c) o carbonato de lítio é uma substância que, quando dissolvida em meio aquoso, é solúvel.
d) todos os compostos participantes dessa reação são óxidos.
e) ambas reações produzem a mesma massa de sal, quando consomem iguais quantidades de CO_2 .

ESTUDO PARA O ENEM

18. Fatec-SP

C7-H24

Chega ao Brasil produto social que transforma água contaminada em água limpa

Estima-se que cerca de um bilhão de pessoas sofram com a falta de água potável no mundo. Para tentar combater esse tipo de problema, uma empresa desenvolveu um purificador de água distribuído na forma de um sachê que é capaz de transformar dez litros de água contaminada em dez litros de água potável. Os principais componentes do sachê são sulfato de ferro III e hipoclorito de cálcio.

Para purificar a água, o conteúdo do sachê deve ser despejado em um recipiente com dez litros de água não potável. Depois, é preciso mexer a mistura por cinco minutos, para ocorrer a união dos íons cálcio (Ca^{2+}) e dos íons sulfato (SO_4^{2-}), produzindo sulfato de cálcio, que vai ao fundo do recipiente juntamente com a sujeira. Em seguida, a água deve ser passada por um filtro, que pode ser até mesmo uma camiseta de algodão limpa. Para finalizar, deve-se esperar por 20 minutos para que ocorra a ação bactericida dos íons hipoclorito, ClO^- .

Assim, em pouco tempo, uma água barrenta ou contaminada transforma-se em água limpa para o consumo.

Disponível em: <<http://tinyurl.com/y7gdw9qx>>.
Acesso em: 13 nov. 2017. Adaptado.

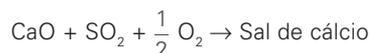
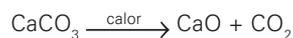
Assinale a alternativa que contém a fórmula correta do sal insolúvel.

- a) $\text{Ca}(\text{SO}_4)_2$
- b) $\text{Fe}_3(\text{SO}_4)_2$
- c) CaSO_4
- d) FeSO_4
- e) $\text{Ca}(\text{ClO})_2$

19. Enem

C7-H24

Os calcários são materiais compostos por carbonato de cálcio, que podem atuar como solventes do dióxido de enxofre (SO_2), um importante poluente atmosférico. As reações envolvidas no processo são a ativação do calcário, por meio de calcinação, e a fixação do SO_2 , com a formação de um sal de cálcio, como ilustrado pelas equações químicas simplificadas.



Considerando-se as reações envolvidas nesse processo de dessulfurização, a fórmula química do sal de cálcio e sua solubilidade correspondem a

- a) CaSO_3 e insolúvel.
- b) CaSO_4 e solúvel.
- c) CaS_2O e insolúvel.
- d) CaSO_4 e insolúvel.
- e) CaS_2O_7 e solúvel.

20. IFRS

C7-H24

É comum que os competidores da ginástica olímpica passem pó de magnésio nas mãos, nas provas de barra, para evitar lesões e dar aderência durante os movimentos. O nome dessa substância química é carbonato de magnésio (MgCO_3). Com relação a esse composto, podemos afirmar que

- a) ele é um exemplo da função química inorgânica denominada base.
- b) é um sal insolúvel.
- c) se trata de uma mistura homogênea, pois só tem uma fase.
- d) há presença de três tipos de íons na sua molécula.
- e) o elemento químico mais eletronegativo da molécula é o Mg.

FUNÇÕES INORGÂNICAS: ÓXIDOS - DEFINIÇÃO E NOMENCLATURA



VICSPACEWALKER/SHUTTERSTOCK

Carros antigos enferrujados.

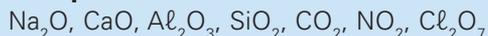
Um dos óxidos importantes no nosso cotidiano é a ferrugem, responsável pela corrosão do ferro, o que ocasiona grandes danos às estruturas de construções civis, veículos, navios e bens públicos.

Óxidos

DEFINIÇÃO

Óxidos são substâncias binárias, formadas por dois elementos químicos; um deles é, obrigatoriamente, o oxigênio (O). O outro elemento pode ser um metal ou um não metal. Em óxido, o oxigênio é sempre o elemento mais eletronegativo.

Exemplos



Os compostos OF_2 e O_2F_2 não são óxidos, pois o elemento flúor é mais eletro-negativo que o oxigênio.

Como nos óxidos, o oxigênio sempre será o mais eletronegativo, ele possuirá carga 2- (O^{2-}). Na fórmula de um óxido, o oxigênio é escrito à direita do outro elemento (E).



A letra x corresponde à carga do elemento.

Os óxidos podem ser divididos em dois grandes grupos: **óxidos iônicos**, formados por metais, e **óxidos moleculares**, formados por não metais.

- Nomenclatura de óxidos
- Óxidos iônicos
- Óxidos moleculares
- Peróxidos

HABILIDADES

- Definir e classificar óxidos.
- Reconhecer e nomear óxidos.
- Diferenciar um óxido iônico de um óxido molecular.

Óxidos iônicos

Os metais usados no dia a dia são obtidos da purificação de minérios, e grande parte desses minérios é constituída de óxidos iônicos, em que o oxigênio se liga a um metal, em ligação iônica. Por exemplo, o alumínio é extraído de um óxido de alumínio chamado bauxita.



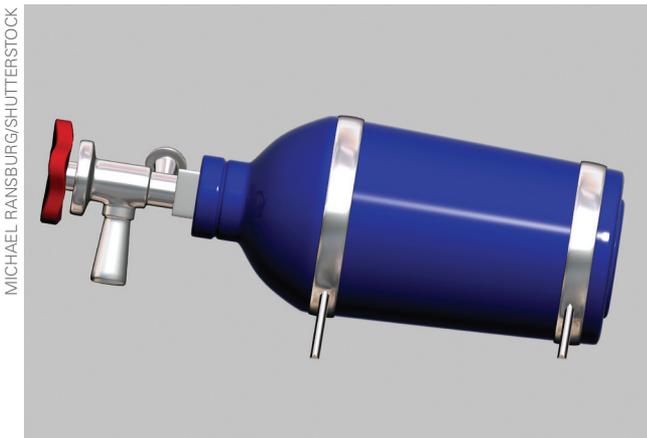
Rocha de bauxita.

Exemplos

Na_2O , MgO , Al_2O_3 , CuO , BaO

Óxidos moleculares

São aqueles que se formam da ligação entre o oxigênio e qualquer não metal, em ligação covalente. A única exceção é o **flúor**. Nos óxidos moleculares, o oxigênio pode se combinar em diversas proporções a outro elemento químico. Por exemplo, existem seis óxidos de nitrogênio: NO , NO_2 , N_2O , N_2O_3 , N_2O_4 e N_2O_5 .



Garrafa de óxido nitroso anestésico.

Exemplos

P_2O_5 , CO , CO_2 , Cl_2O , SO_2

NOMENCLATURA DOS ÓXIDOS

A nomenclatura dos óxidos é semelhante à dos sais. Muitas vezes, usam-se prefixos (mono-, di-, tri-, tetra-,...) que indicam o número de átomos de cada elemento presente no composto.

Prefixo — **óxido de** — prefixo/nome do elemento

Nomenclatura dos óxidos iônicos

Metais com valência fixa

Óxido de + nome do metal

Exemplos

$\text{Li}^+\text{O}_2^- \rightarrow \text{Li}_2\text{O} \rightarrow$ Óxido de lítio

$\text{K}^+\text{O}_2^- \rightarrow \text{K}_2\text{O} \rightarrow$ Óxido de potássio

$\text{Mg}^{2+}\text{O}_2^- \rightarrow \text{MgO} \rightarrow$ Óxido de magnésio

$\text{Ba}^{2+}\text{O}_2^- \rightarrow \text{CaO} \rightarrow$ Óxido de bário

$\text{Al}^{3+}\text{O}_2^- \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow$ Óxido de alumínio

Metais com valência variável

Óxido de nome do metal +
+ a carga (em algarismo romano)

ou

Óxido de nome do metal + (sufixo **oso** = de menor valência ou **ico** = de maior valência)

Exemplos

$\text{Fe}^{2+}\text{O}_2^- \rightarrow \text{FeO} \rightarrow$ Óxido de ferro II ou óxido ferroso

$\text{Fe}^{3+}\text{O}_2^- \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow$ Óxido de ferro III ou óxido férrico

$\text{Pb}^{2+}\text{O}_2^- \rightarrow \text{PbO} \rightarrow$ Óxido de chumbo II ou óxido plumboso

$\text{Pb}^{4+}\text{O}_2^- \rightarrow \text{PbO}_2 \rightarrow$ Óxido de chumbo IV ou óxido plúmbico

$\text{Cu}^{1+}\text{O}_2^- \rightarrow \text{Cu}_2\text{O} \rightarrow$ Óxido de cobre I ou óxido cuproso

$\text{Cu}^{2+}\text{O}_2^- \rightarrow \text{CuO} \rightarrow$ Óxido de cobre II ou óxido cúprico

Nomenclatura de óxidos moleculares

(mono, di, tri etc.) + óxido + de
(mono, di, tri etc.) + nome do elemento

Exemplos

H_2O – Monóxido de dihidrogênio

CO – Monóxido de (mono) carbono

CO_2 – Dióxido de (mono) carbono

SO_3 – Trióxido de (mono) enxofre

N_2O – Monóxido de dinitrogênio

P_2O_5 – Pentóxido de difósforo

Cl_2O_7 – Heptóxido de dicloro

N_2O_4 – Tetróxido de dinitrogênio

Observação

O prefixo “mono” não é usado para o não metal. Não dizemos dióxido de monocarbono, mas sim dióxido de carbono.

LEITURA COMPLEMENTAR

Morar perto de grandes avenidas faz mal para o coração**A poluição liberada pelos carros pode causar problemas para o sistema cardiovascular**

Pessoas que vivem perto de grandes avenidas nos centros urbanos podem ter risco aumentado para problemas cardíacos. Essa é a conclusão de um estudo publicado pelo jornal da Associação Americana do Coração. Foram investigadas 2 112 pessoas que já passaram por cateterismo cardíaco e, atualmente, vivem a uma distância de cerca de 960 m de grandes rodovias no estado da Carolina do Norte, nos Estados Unidos. A conclusão foi que a exposição aos poluentes produzidos pelos carros está associada à ocorrência de problemas na artéria periférica e ao aumento da pressão arterial tanto em pacientes cardiopatas, quanto entre aqueles que têm alto risco de desenvolver novas cardiopatias. “A inalação de poluentes potencializa não só a ocorrência de doenças respiratórias, mas também os riscos para o coração. Hipertensos e idosos são sempre os mais afetados”, comenta o cardiologista Abrão Cury, do Hospital do Coração, de São Paulo. Segundo o médico, a poluição que sai dos carros contribui com o aumento da quantidade de poluentes, como monóxido de carbono, dióxido de enxofre e dióxido de nitrogênio, que acabam sendo absorvidos pela respiração. “Tanto que, em períodos de maior concentração de poluentes no ar, como no inverno, triplica o atendimento de pacientes com hipertensão. Isso porque, ao inalarmos todos esses poluentes, sofremos uma elevação significativa na pressão arterial. Vale lembrar que, além de aumentar a propensão a derrames e infartos do miocárdio, entre pessoas cardiopatas ou com tendência a cardiopatias, esse tipo de problema ocasiona também o aumento de coágulos no sangue, trombozes, aumento na propensão a arritmias cardíacas, vasoconstrição aguda das artérias, reações inflamatórias em diferentes partes do corpo, além do desenvolvimento de aterosclerose crônica”, alerta Abrão Cury. O especialista lembra ainda que os gases poluentes também podem alterar o endotélio das artérias – que é a camada de revestimento interno dos vasos –, o que afeta ainda mais a saúde cardíaca. “Já é possível associar as substâncias liberadas pelo escapamento dos automóveis com o aumento dos casos de hipertensão arterial registrados no Brasil. Vale lembrar que a doença já afeta de

30% a 35% da população brasileira e é um dos principais fatores de risco para a ocorrência de infartos e AVCs no país. Portanto, é recomendável que indivíduos com cardiopatias ou com tendência a cardiopatias procurem orientação médica, caso residam nas proximidades de vias mais movimentadas”, afirma o cardiologista.

Disponível em: <<https://www.revistaencontro.com.br/canal/atualidades/2018/01/morar-perto-de-avenidas-afeta-o-coracao.html>>. Acesso em: 1º jul. 2018.

Peróxidos

Os peróxidos, que são óxidos superiores, são substâncias binárias que possuem o agrupamento $(O_2)^{2-}$. A ocorrência dos peróxidos dá-se com átomo de hidrogênio, com metais alcalinos (IA) e alcalino-terrosos (IIA).

Exemplos

$H^+(O_2)^{2-} \rightarrow H_2O_2 \rightarrow$ Peróxido de hidrogênio (água oxigenada)

$Na^+(O_2)^{2-} \rightarrow Na_2O_2 \rightarrow$ Peróxido de sódio

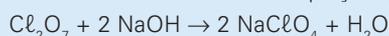
$K^+(O_2)^{2-} \rightarrow K_2O_2 \rightarrow$ Peróxido de potássio

$Ca^{2+}(O_2)^{2-} \rightarrow CaO_2 \rightarrow$ Peróxido de cálcio

$Mg^{2+}(O_2)^{2-} \rightarrow MgO_2 \rightarrow$ Peróxido de magnésio

EXERCÍCIO RESOLVIDO

1. UFPA – Considerando a equação química:



os reagentes e produtos pertencem, respectivamente, às funções

- a) óxido, base, sal e óxido.
- b) sal, base, sal e hidreto.
- c) ácido, sal, óxido e hidreto.
- d) óxido, base, óxido e hidreto.
- e) base, ácido, óxido e óxido.

Resolução

Cl_2O_7 : Composto binário, sendo o oxigênio mais eletronegativo, caracteriza um óxido.

$NaOH$: Base, pois apresenta o grupo hidroxila ligado ao metal.

$NaClO_4$: Sal, pois não é composto binário, não apresenta hidroxila e nem apresenta H^+ .

H_2O : Composto binário, sendo o oxigênio mais eletronegativo, caracteriza um óxido.

ROTEIRO DE AULA



Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

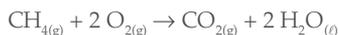
1. UDESC – Os calcários são rochas sedimentares que contêm minerais de carbonato de cálcio (aragonita ou calcita). Quando esses minerais são aquecidos a altas temperaturas (calcinação), ocorre a decomposição térmica do carbonato, com liberação de gás carbônico e formação de uma outra substância sólida. As fórmulas e as funções químicas dessas substâncias envolvidas são, respectivamente,

- a) CaCO_3 (óxido), CO_2 (óxido) e CaO_2 (base).
 b) CaC_2O_4 (sal), CO_2 (óxido) e CaC_2 (óxido).
 c) CaCO_3 (sal), CO_2 (óxido) e CaO (óxido).
 d) CaCO_4 (sal), CO_2 (óxido) e CaO_2 (base).
 e) CaCO_2 (sal), CO_2 (óxido) e CaO (sal).

CaCO_3 (sal), CO_2 (óxido) e CaO (óxido)

2. Fac. Santa Marcelina-SP (adaptado)

Um estudo publicado pela revista *Nature* aponta que a quantidade de metano (CH_4) liberada por alguns poços de gás de xisto (cuja composição química padrão apresenta, além de outros compostos, o óxido de ferro III e o óxido de alumínio) seria cerca de quatro vezes maior que o previsto, o que o tornaria uma fonte de energia emissora de gás de efeito estufa tão nociva quanto o carvão. A combustão completa do metano produz outro gás estufa, o CO_2 , de acordo com a reação:



Disponível em: <www.lqes.iqm.unicamp.br>. Adaptado.

Escreva as fórmulas químicas dos óxidos presentes na composição do xisto, sabendo que nesses compostos a carga do ferro e do alumínio é 3+.

Óxido de ferro III: Fe_2O_3 .

Óxido de alumínio: Al_2O_3 .

3. Cefet-MG

C5-H25

A água da chuva é naturalmente ácida devido à presença do gás carbônico encontrado na atmosfera. Esse efeito pode ser agravado com a emissão de gases contendo enxofre, sendo o dióxido e o trióxido de enxofre os principais poluentes que intensificam esse fenômeno. Um dos prejuízos causados pela chuva ácida é a elevação do teor de ácido no solo, implicando diretamente a fertilidade na produção agrícola de alimentos. Para reduzir a acidez provocada por esses óxidos, frequentemente, é utilizado o óxido de cálcio, um óxido básico capaz de neutralizar a acidez do solo.

As fórmulas moleculares dos óxidos citados no texto são, respectivamente,

- a) CO , SO , SO_2 e CaO_2 .
 b) CO_2 , SO_2 , SO_3 e CaO .
 c) CO_2 , S_2O , S_3O e CaO .
 d) CO , SO_2 , SO_3 e CaO_2 .
 e) CO_2 , SO_3 , SO_4 e CaO_2 .

Dióxido de carbono (gás carbônico): CO_2

Dióxido de enxofre: SO_2

Trióxido de enxofre: SO_3

Óxido de cálcio: CaO

Competência: Entender métodos e procedimentos próprios das ciências naturais e aplicá-los em diferentes contextos.

Habilidade: Caracterizar materiais ou substâncias, identificando etapas, rendimentos ou implicações biológicas, sociais, econômicas ou ambientais de sua obtenção ou produção.

4. UFF-RJ – São óxidos iônicos

- a) MgO , Cl_2O , K_2O
 b) Cl_2O_3 , CaO , MgO
 c) CaO , MgO , P_2O_5
 d) MgO , P_2O_5 , Cl_2O
 e) K_2O , MgO , CaO

Óxidos iônicos são formados por oxigênio e por um metal por meio da ligação iônica.

5. UniCesumar-PR (adaptado) – O pentóxido de fósforo é um sólido cristalino que reage prontamente com a água. É obtido pela combustão do fósforo e utilizado comercialmente em fertilizantes e para a obtenção de ácido fosfórico.

O óxido de cálcio (cal viva) é um sólido iônico de alta temperatura de fusão que também reage prontamente com a água. Tem grande aplicação na indústria devido ao seu caráter alcalino.

A cal reage com o pentóxido de fósforo gerando um produto bastante encontrado na composição de fertilizantes.

Represente a fórmula e o tipo de ligação do pentóxido de fósforo e do óxido de cálcio.

P_2O_5 – Pentóxido de fósforo – óxido molecular, ou seja, formado por liga-

ções covalentes (não metal + não metal).

CaO – Óxido de cálcio – óxido iônico, ou seja, formado por ligações iô-

cas (metal + não metal).

6. UERJ – O nióbio é um metal encontrado em jazidas naturais, principalmente na forma de óxidos.

Em uma jazida que contenha nióbio com carga 5+, a fórmula do óxido predominante desse metal corresponde a

- a) NbO_5
 b) Nb_5O
 c) Nb_5O_2
 d) Nb_2O_5

O íon nióbio apresenta carga 5+, o oxigênio, 2–.

Multiplicando os mínimos, teremos a fórmula molecular Nb_2O_5 .

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. **UEMG** – De acordo com as propriedades dos elementos químicos, podemos classificar como um óxido iônico e um óxido molecular, respectivamente,

- a) CaO e SO_3 d) CO_2 e N_2O_3
b) CO e Al_2O_3 e) Al_2O_3 e Na_2O
c) Na_2O e MgO

8. **UFSM-RS** – 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

9. **UFJF-MG** – Os metais de transição constituem o grande bloco da parte central da Tabela Periódica. Os óxidos formados por metais de transição são muito importantes na indústria de pigmentos de tintas. Assinale a alternativa que contém apenas óxidos de metais de transição do bloco da Tabela Periódica.

- a) CdS e Fe_2O_3 d) ZnO e $\text{Mn}_3(\text{PO}_4)_2$
b) Al_2O_3 e Na_2O e) TiO_2 e Al_2O_3
c) Cr_2O_3 e CoO_3

10. **IFSul-RS (adaptado)** – A química está presente em nossa rotina, em todos os materiais que nos cercam e em todos os seres vivos. O hidróxido de sódio, o hidróxido de magnésio e o óxido de cálcio são exemplos disso, pois, no nosso cotidiano, são conhecidos como soda cáustica, leite de magnésia e cal virgem.

Represente as fórmulas das substâncias dispostas no texto.

11. **UFSM-RS** – Para realizar suas atividades, os escoteiros utilizam vários utensílios de ferro, como grelhas, facas e cunhas. A desvantagem do uso desses materiais de ferro é a corrosão, resultado da oxidação do ferro que forma vários compostos, entre eles óxido de ferro.

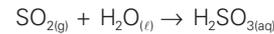
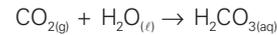
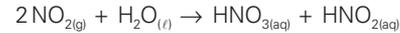
Com relação ao óxido de ferro, é correto afirmar:

- I. Pode existir na forma de óxido ferroso, FeO .
II. Pode existir na forma de óxido férrico, Fe_2O_3 .
III. O íon ferro possui carga $2+$ e $3+$ no óxido ferroso e no óxido férrico, respectivamente.

Está(ão) correta(s)

- a) apenas a afirmativa I.
b) apenas a afirmativa II.
c) apenas a afirmativa III.
d) apenas as afirmativas I e II.
e) as afirmativas I, II e III.

12. **UFJF-MG (adaptado)** – Analise as reações químicas de alguns óxidos presentes na atmosfera e descreva a qual processo de poluição ambiental elas estão relacionadas. Dê os nomes dos respectivos óxidos utilizados nas reações.



13. **IFSul-RS** – Certo lago vulcânico liberou uma nuvem de gases tóxicos que continham entre outras substâncias: ácido sulfídrico, monóxido de carbono, dióxido de carbono e dióxido de enxofre.

A alternativa que contém corretamente as fórmulas dos gases citados anteriormente é:

- a) CO, CO_2 , SO_2 , H_2S
b) SO_3 , CO_2 , H_2SO_4 , SO_2
c) CO, SO_3 , H_2SO_4 , SO_2
d) CO_2 , H_2S , SO_3 , CO

14. **UECE (adaptado)** – Arqueólogos e físicos cobijam igualmente o chumbo romano antigo existente em antigas embarcações de naufrágios, estimado em 2 mil anos de idade. Para os físicos, como o chumbo antigo é puro, denso e muito menos reativo que o metal recém-minerado, ele será muito aplicado nos dias de hoje, entretanto ele também tem significado histórico e muitos arqueólogos se opõem ao derretimento de lingotes. Considerando a importância desse metal, represente os óxidos formados por ele.

15. IFMT – “Panela velha é que faz comida boa” é parte de um refrão de uma música muito conhecida, mas o olhar químico sobre as panelas às vezes não é tão musical. Panelas velhas ou novas liberam seus componentes nos alimentos nelas preparados e podem trazer consequências em longo prazo para a saúde de quem as usa. O desprendimento de alumínio das panelas, por exemplo, pode causar efeitos danosos. Pesquisas apontam que o excesso de alumínio no corpo induz a estados de demência, por isso evite “arear” a panela e não remova o óxido de alumínio – aquela camada escura que se forma no fundo, após a fervura de água. Ela reduz em até seis vezes a transferência do componente para a comida.

Para formar o óxido de alumínio, o alumínio combina-se com o oxigênio formando um composto

- a) molecular, cuja fórmula é Al_2O_3 .
- b) iônico, cuja fórmula é Al_2O_3 .
- c) molecular, cuja fórmula é Al_3O_2 .
- d) iônico, cuja fórmula é Al_3O_2 .
- e) metálico, cuja fórmula é Al_2O_2 .

16. PUCCamp-SP (adaptado) – O *quartzo* é o mineral dióxido de silício. Considerando os valores de eletronegatividade para o silício e o oxigênio, 1,8 e 3,5, respectivamente, e seus grupos da Tabela Periódica (o silício pertence ao grupo 14 e o oxigênio, ao grupo 16), represente sua fórmula química e classifique a ligação.

17. UFRR – Uma das características mais importantes dos elementos de transição é o fato de poderem existir em diferentes estados de oxidação, o que possibilita, por exemplo, no caso do Fe, a existência de diferentes tipos de óxidos. No Brasil, a hematita é um importante minério utilizado para extração de ferro que apresenta cerca de 70% de ferro e 30% de oxigênio. A fórmula desse óxido que compõe a hematita é

- a) FeO_3
- b) FeO
- c) Fe_2O
- d) Fe_3O_4
- e) Fe_2O_3

ESTUDO PARA O ENEM

18. UFRGS-RS

C5-H25

Considere o texto a seguir sobre o vidro.

O vidro comum, também conhecido como vidro de cal-soda, é produzido pela reação de areia (dióxido de silício), óxido de sódio, cal (óxido de cálcio) e óxido de alumínio. No entanto, na composição do vidro cristal, entram apenas a sílica e o dióxido de chumbo, cuja combinação confere mais brilho e maior massa ao produto. Assinale a alternativa que apresenta as fórmulas corretas para as substâncias químicas sublinhadas, na ordem em que aparecem no texto.

- a) $NaOH$, $Ca(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Si(OH)_2$ e $Pb(OH)_2$
- b) SiO_2 , Na_2O , CaO , Al_2O_3 e PbO_2
- c) SiO , NaO , CaO , AlO e PbO
- d) SO_2 , Na_2O , Ca_2O , Al_2O_3 e CuO
- e) SiO_2 , $NaOH$, Ca_2O , AlO_3 e PbO_2

19. PUC-MG

C5-H25

As chuvas ácidas são provocadas devido à grande quantidade de poluentes gasosos lançados na atmosfera por alguns tipos de indústria e pela queima de combustíveis fósseis por automóveis. Uma das substâncias liberadas é o dióxido de enxofre que, ao entrar em contato com o ar atmosférico, transforma-se em trióxido de enxofre. O trióxido de enxofre em contato com a água das nuvens transforma-se em ácido sulfúrico. As chuvas ácidas provocam a deterioração de monumentos históricos, principalmente os constituídos de carbonato de cálcio,

cujas reação com o ácido sulfúrico resulta na formação de sulfato de cálcio, dióxido de carbono e água.

Assinale a alternativa que apresenta a fórmula correta das seguintes substâncias químicas citadas no texto: ácido sulfúrico, sulfato de cálcio, dióxido de carbono e água, respectivamente.

- a) H_2SO_3 ; $CaSO_4$; CO_2 e H_2O
- b) H_2SO_3 ; $CaSO_4$; CO_2 e HO_2
- c) H_2SO_4 ; $CaSO_4$; CO_2 e H_2O
- d) H_2SO_4 ; $CaSO_3$; CO e HO_2

20. UEMA

C5-H25

O NO_2 e o SO_2 são gases causadores de poluição atmosférica que, dentre os danos provocados, resulta na formação da chuva ácida quando esses gases reagem com as partículas de água presentes nas nuvens, produzindo HNO_3 e H_2SO_4 . Esses compostos, ao serem carregados pela precipitação atmosférica, geram transtornos, tais como contaminação da água potável, corrosão de veículos, de monumentos históricos etc. Os compostos inorgânicos citados no texto correspondem, respectivamente, às funções

- a) sais e óxidos.
- b) bases e sais.
- c) ácidos e bases.
- d) bases e óxidos.
- e) óxidos e ácidos.

11

FUNÇÕES INORGÂNICAS: ÓXIDOS - ÁCIDOS E BÁSICOS

- Classificação dos óxidos
- Principais reações dos óxidos

HABILIDADES

- Reconhecer óxidos básicos e ácidos e montar suas equações de reação com a água.
- Equacionar reações de neutralização envolvendo os óxidos.



WATTANA/SHUTTERSTOCK

Concha na praia.

A areia é um material granular solto que cobre as praias, os leitos dos rios e os desertos do mundo. Composta de materiais diferentes que variam dependendo da localização, a areia vem em uma variedade de cores, incluindo branca, preta, verde e até rosa. O componente mais comum da areia é o dióxido de silício na forma de quartzo. As massas terrestres da Terra são constituídas por rochas e minerais, incluindo quartzo, feldspato e mica.

Classificação dos óxidos

A classificação dos óxidos dá-se de acordo com o seu comportamento na presença de água, ácidos e bases.

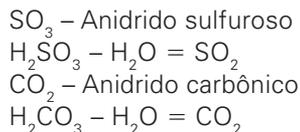
ÓXIDOS ÁCIDOS OU ANIDROS

São óxidos moleculares formados, em geral, por elementos não metálicos. Quanto mais à direita e acima da Tabela Periódica estiver o elemento que se liga ao oxigênio, ou seja, quanto menor a diferença de eletronegatividade, maior o caráter ácido do óxido.

Apresentam características ácidas, ou seja, reagem com bases, formando sal e água. Em reação com água, produzem ácidos.

Os óxidos ácidos, que são obtidos por ácidos pela retirada de água, são denominados **anidridos de ácidos**. Para eles, existe uma nomenclatura especial:

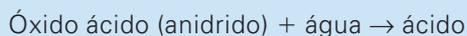
Anidrido + nome do ácido que dá origem ao óxido.



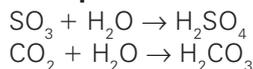
Reações

• Reação com água

Os anidridos reagem com água, produzindo o ácido correspondente.

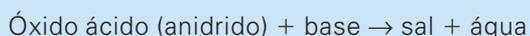


Exemplos

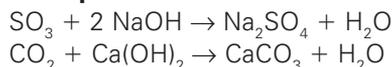


• Reação com base

Esses ácidos reagem também com base, produzindo sal e água (reação de neutralização).



Exemplos



ÓXIDOS BÁSICOS

São óxidos iônicos formados, em geral, pelos elementos metálicos (principalmente metais dos grupos 1 (IA) e 2 (IIA)). Apresentam características básicas. Quanto maior a diferença entre a eletronegatividade do oxigênio e a do metal, maior o caráter básico do óxido.

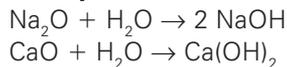
Reações

• Reação com água

Os óxidos básicos alcalinos e alcalinoterrosos, exceto o Mg e o Be, reagem com água, produzindo a base correspondente.



Exemplos

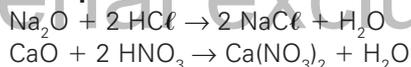


• Reação com ácido

Esses óxidos reagem também com ácido, produzindo sal e água (reação de neutralização).



Exemplos



Os óxidos básicos de metais alcalinos e alcalinoterrosos reagem com água; os demais óxidos básicos são pouco solúveis em água.

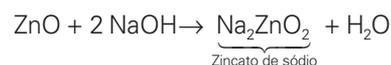
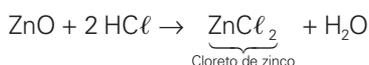
ÓXIDOS NEUTROS OU INDIFERENTES

São covalentes, ou seja, formados por não metais e não reagem com ácido, base ou água. Os mais importantes são: CO, NO e N₂O.

ÓXIDOS ANFÓTEROS

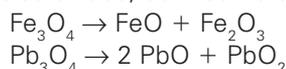
São óxidos moleculares formados por metais de transição e por metais pertencentes aos grupos 13 (IIIA) ou 14 (IVA) da classificação periódica. São insolúveis em água e comportam-se como óxidos básicos, se o meio em questão for ácido, e como óxidos ácidos, se o meio for básico.

Exemplos



ÓXIDOS DUPLOS OU MISTOS

Comportam-se como se fossem formados por dois outros óxidos, do mesmo elemento químico.



LEITURA COMPLEMENTAR

Óxido nitroso é o anestésico mais antigo ainda em uso durante cirurgias

O Globo Ciência desta semana contou a história do químico inglês Humphry Davy, que, dentre outras coisas, estudou as propriedades do óxido nitroso no século XVIII, também conhecido como gás hilariante ou gás do riso. Um dos pioneiros entre os anestésicos inalatórios, a droga ainda hoje é utilizada em cirurgias, em conjunto com outras mais potentes. “O óxido nitroso pode ser usado como um dos componentes da anestesia geral. Como não é um anestésico muito potente, ele não consegue dar uma anestesia cirúrgica sozinho, mas entra na mistura de anestésicos”, explica o presidente do Conselho Superior da Sociedade Brasileira de Anestesiologia, Carlos Eduardo Lopes Nunes. Apesar de ser considerado um anestésico leve e o mais antigo ainda em uso, o óxido nitroso tem a seu favor o baixo custo em relação a outras drogas e o alto nível de segurança, quando administrado por um profissional treinado. “É um anestésico que dá estabilidade cardiovascular, mas sua principal vantagem é que o efeito começa muito rápido e o organismo também o elimina de forma veloz. O paciente ‘se livra’ do óxido nitroso ao final da cirurgia rapidamente, e isso é bom, porque volta ao estado normal em pouco tempo”, diz. Segundo Nunes, os riscos do uso do óxido nitroso são a diluição do oxigênio na mistura, o que poderia

levar o paciente à falta de ar, e a possibilidade de interferir na circulação de sangue no pulmão e, assim, comprometer a oxigenação sanguínea. Em geral, o profissional habilitado contorna esse tipo de situação. Na pior das hipóteses, basta suspender o gás. Como sua eliminação ocorre em segundos, o quadro do paciente é normalizado em pouco tempo. O Conselho Federal de Odontologia permite o uso do óxido nitroso em consultórios odontológicos, desde que o profissional seja treinado para isso e que se obedeça a certas normas, como o uso de aparelhos que impedem um nível de mais de 60% do gás na mistura. A prática ainda não é muito comum no Brasil, mas bastante usual na Inglaterra e na Suécia, por exemplo. Em tempos de preocupações com o meio ambiente, o alerta já está ligado. “Em países mais verdes da Europa, como a Alemanha, ele está sendo pouco usado. O óxido nitroso destrói a camada de ozônio, causa efeito estufa”, diz Nunes. O nome “gás hilariante” foi dado porque, ao ser inalado em pequenas doses, o óxido nitroso causa sensações de bem-estar, relaxamento, euforia, além de provocar risos. Durante muito tempo, o gás foi utilizado para fins recreativos em festas populares.

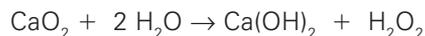
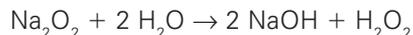
Disponível em: <<http://redeglobo.globo.com/globociencia/noticia/2011/06/oxido-nitroso-e-o-anestésico-mais-antigo-ainda-em-uso-durante-cirurgias.html>>. Acesso em: 1º jul. 2018.

PERÓXIDOS

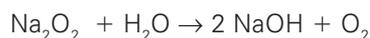
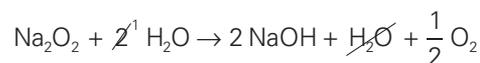
Como vimos anteriormente, os peróxidos são óxidos iônicos, exceto o H_2O_2 , que é um óxido molecular, e caracterizam-se pela presença do grupo (O_2^{2-}).

A seguir, são apresentadas as substâncias com as quais os peróxidos reagem.

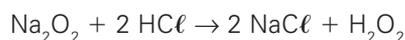
- Água, produzindo base e peróxido de hidrogênio:



Como o peróxido de hidrogênio decompõe-se em meio básico, a equação, por etapas, fica da seguinte maneira:

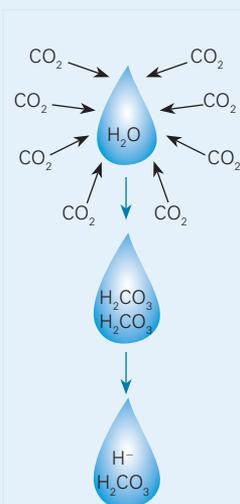


- Ácido, produzindo sal e peróxido de hidrogênio:

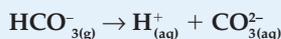
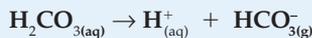


LEITURA COMPLEMENTAR

O que é chuva ácida?



Sabemos que o pH da água pura é 7,0, mas, quando o dióxido de carbono (CO_2) presente na atmosfera se dissolve na água, ocorre a formação do ácido carbônico (H_2CO_3), portanto o pH da água em equilíbrio com o CO_2 atmosférico é de 5,6. Veja a figura e as equações mostrando a formação e dissociação do ácido carbônico:



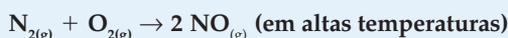
Apesar de a chuva em equilíbrio com o gás carbônico já ser ácida, só dizemos que ela tem um excesso de acidez quando seu pH for menor que 5,6.

O aumento da acidez na chuva ocorre principalmente quando há um aumento na concentração de óxidos de enxofre e nitrogênio na atmosfera. Esses óxidos e o óxido de carbono são chamados de óxidos ácidos, porque

em contato com a água (nesse caso, água de chuva) formam ácidos.

Como é formada a chuva ácida?

O nitrogênio gasoso (N_2) e o oxigênio molecular (O_2) da atmosfera podem reagir formando o monóxido de nitrogênio (NO). No entanto, essa reação não é espontânea, necessitando de muita energia para ocorrer. Por exemplo, durante a queima de combustível no motor do carro ou em fornos industriais, a temperatura é muito elevada, fornecendo a energia necessária para que ocorra a formação do monóxido de nitrogênio de forma eficiente.



O monóxido de nitrogênio pode ser oxidado na atmosfera (que contém O_2) e formar o dióxido de nitrogênio (NO_2) que tem cor marrom. Muitas vezes, o fato de o céu ter um tom marrom em cidades com tantos veículos como São Paulo se deve à formação do NO_2 na atmosfera, somado com uma grande emissão de material particulado (incluindo a fuligem) que também escurece a atmosfera. O dióxido de nitrogênio pode sofrer novas reações e formar o ácido nítrico (HNO_3), que contribui para aumentar a acidez da água da chuva.

Um carro produzido em 1995 produz até 10 vezes mais NO que um carro produzido hoje. Isso porque os carros modernos possuem um conversor catalítico que reduz muito a formação do NO . O conversor catalítico (ou ca-

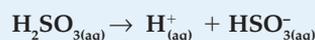
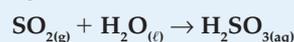
talizador) contém metais, como paládio, platina e ródio, que transformam grande parte dos gases prejudiciais à saúde e ao meio ambiente em gases inertes, como N_2 e CO_2 . Devemos lembrar que o CO_2 é um gás que não prejudica diretamente a saúde humana, mas colabora para aumentar o efeito estufa.



É importante salientar que com ou sem catalisador o carro continua emitindo imensas quantidades de CO_2 para a atmosfera. O catalisador tem um papel importantíssimo, mas atua de forma a minimizar apenas as emissões de CO e NO.

O dióxido de enxofre (SO_2) é o responsável pelo maior aumento na acidez da chuva. Este é produzido diretamente como subproduto da queima de combustíveis fósseis, como a gasolina, o carvão e o óleo diesel. O óleo diesel e o carvão são muito impuros e contêm grandes quantidades de enxofre em sua composição, sendo responsáveis por uma grande parcela da emissão de SO_2 para a atmosfera. Atualmente, no Brasil, a Petrobrás tem investido muito na purificação do diesel, a fim de diminuir drasticamente as impurezas que contêm enxofre.

De forma equivalente a outros óxidos, o SO_2 reage com a água formando o ácido sulfuroso:



O dióxido de enxofre também pode sofrer oxidação na atmosfera e formar o trióxido de enxofre (SO_3) que, em contato com a água da chuva, irá formar o ácido sulfúrico (H_2SO_4), que é um ácido forte.



Algumas consequências da elevada emissão de SO_2

A água de um lago em condições naturais tem o pH em torno de 6,5-7,0, podendo manter uma grande variedade de peixes, plantas e insetos, além de manter animais e aves que vivem no seu entorno e alimentam-se no lago. O excesso de acidez na chuva pode provocar a acidificação de lagos, principalmente aqueles de pequeno porte. O pH em torno de 5,5 já pode matar larvas, pequenas algas e insetos, prejudicando também os animais que dependem desses organismos para se alimentar. No caso de o pH da água chegar a 4,0-4,5, já pode ocorrer intoxicação da maioria das espécies de peixes e levá-los até a morte.

O solo também pode ser acidificado pela chuva, porém alguns tipos de solo são capazes de neutralizar pelo menos parcialmente a acidez da chuva por causa da presença de calcário e cal ($CaCO_3$ e CaO) natural. Os solos que não têm calcário são mais suscetíveis à acidificação. A neutralização natural da água da chuva pelo solo minimiza o impacto da água que atinge os lagos pelas suas encostas (lixiviação). Uma chuva ácida provoca um maior arreste de metais pesados do solo para lagos e rios, podendo intoxicar a vida aquática.

Um outro fator muito importante sobre a emissão de SO_2 é a formação de ácidos no corpo humano, a medida que respiramos. Esse ácido pode provocar problemas, como coriza, irritação na garganta e nos olhos e até afetar o pulmão de forma irreversível. No ano de 1952, na cidade de Londres, aproximadamente 4 000 pessoas morreram em poucos dias como consequência da alta emissão de SO_2 na atmosfera, proveniente da queima do carvão nas casas e nas indústrias naquela região. Normalmente, esses gases eram dispersos para camadas mais elevadas na atmosfera, mas, na época, houve um fenômeno meteorológico (inversão térmica) que causou um resfriamento súbito da atmosfera, impedindo a dispersão dos gases. Hoje em dia, a cidade de Londres tem uma atmosfera muito menos contaminada por SO_2 , e, portanto, um desastre de proporções tão grandes como o de 1952 é muito improvável de ocorrer.

A emissão de NO_2 , que provém principalmente da queima de combustíveis pelos carros, também pode provocar problemas respiratórios e diminuir a resistência do organismo a vários tipos de infecções.

A acidez da atmosfera não só afeta os seres vivos como também pode danificar a superfície de monumentos históricos e edifícios feitos de mármore ($CaCO_3$) por causa da reação com o ácido. Podemos representar esse ácido de forma genérica (H^+):



O ar poluído pode ser transportado?

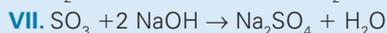
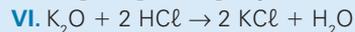
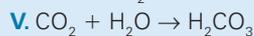
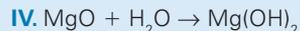
Quando uma indústria emite gases e material particulado para a atmosfera, podemos ver que a fumaça “viaja” pelo ar. Dessa forma, quando chover, esses contaminantes poderão ser depositados longe das fontes emissoras.

Por exemplo, no Pólo Petroquímico de Cubatão (perto de Santos-SP), são emitidas toneladas de SO_2 na atmosfera por ano, e a chuva que cai em cidades não industrializadas, a mais de 100 km de distância, muitas vezes é ácida por causa dessas indústrias. O SO_2 produzido pela queima do carvão na Termoelétrica da Candiota, no Rio Grande do Sul, chega até o Uruguai, prejudicando o meio ambiente também daquele país. Essa é a chamada poluição trans-fronteiriça, isto é, ultrapassa as fronteiras de um país.

Disponível em: <http://www.usp.br/qambiental/chuva_acidafront.html>. Acesso em: 1º jul. 2018.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. **PUC-MG** – Observe as reações químicas a seguir.



Assinale a afirmativa **incorreta**.

- a) As reações II e IV envolvem óxidos ácidos ou anidridos.
- b) As reações I e III envolvem óxidos básicos.
- c) O sal produzido na reação IV chama-se sulfato de sódio.
- d) O sal produzido na reação III chama-se cloreto de potássio.
- e) O caráter básico dos óxidos acentua-se, à medida que o oxigênio se liga a elementos mais eletronegativos.

Resolução

MgO – Óxido básico, já que reagiu com água e produziu uma base.

CO_2 – Óxido ácido, já que reagiu com água e produziu um ácido.

K_2O – Óxido básico, pois reagiu com ácido.

SO_3 – Óxido ácido, já que reagiu com base.

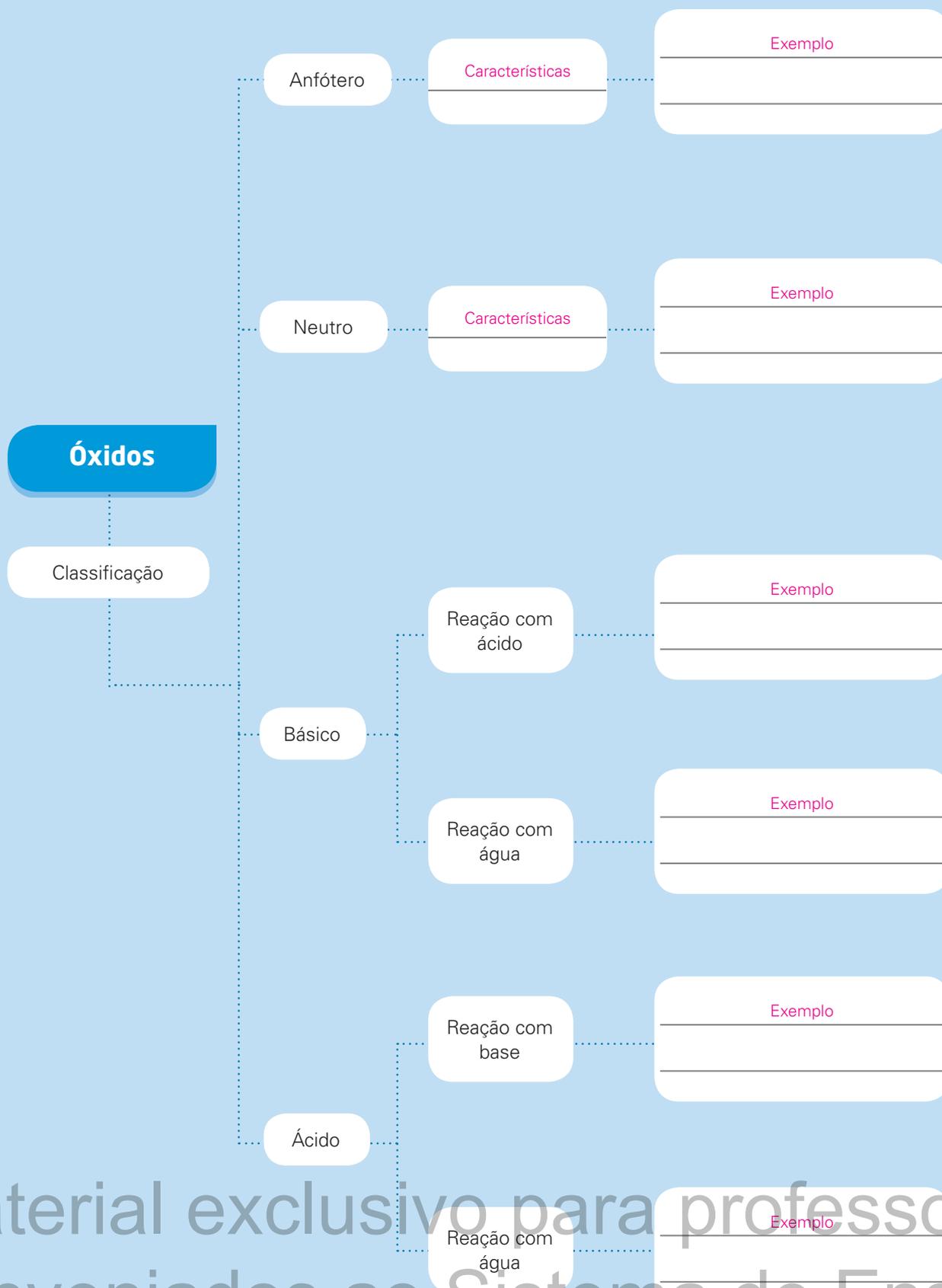
2. **UFJF-MG** – Considerando-se que o óxido de zinco pode reagir com ácido clorídrico ou com hidróxido de sódio, podemos chamá-lo de óxido

- a) básico.
- b) neutro.
- c) ácido.
- d) salino.
- e) anfótero.

Resolução

Como o óxido de zinco reage com um ácido e uma base, logo seu caráter é anfótero.

ROTEIRO DE AULA



EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. **Famerp-SP** – Considere os seguintes óxidos: CaO, CO, N₂O, CO₂, NO₂ e K₂O.

Dentre os óxidos citados, aqueles que interagem com água originando soluções aquosas com pH básicos (pH > 7) a 25 °C são

- a) N₂O e NO₂
- b) CaO e K₂O**
- c) K₂O e N₂O
- d) CO₂ e NO₂
- e) CaO e CO

pH > 7 °C a 25 °C implica soluções básicas.

Os óxidos dos grupos 1 e 2 da classificação periódica reagem com água, formando soluções aquosas básicas ou alcalinas, ou seja, são classificados como óxidos básicos.

Dentre os óxidos citados, vem:



2. **Unirv-GO** – O cimento “Portland” é o mais utilizado na construção civil devido ao custo benefício (ser relativamente barato e apresentar alta resistência). Sua composição química é uma mistura de óxidos (tabela a seguir). Baseando-se nos óxidos apresentados, analise-os e assinale V (verdadeiro) ou F (falso) para as alternativas.

Óxidos presentes na composição química do cimento “Portland”

SiO ₂	MgO
Al ₂ O ₃	SO ₃
Fe ₂ O ₃	CO ₂
TiO ₂	CaO

- a) A tabela apresenta apenas dois óxidos ácidos.
- b) A tabela apresenta apenas dois óxidos neutros.
- c) O trióxido de ferro é o único óxido misto apresentado.
- d) O óxido de alumínio reage tanto com ácido quanto com base.

a) Verdadeiro. Óxidos ácidos são compostos que normalmente apresentam caráter covalente, isto é, são moleculares, sendo solúveis em água e formados em sua maioria por ametais, elementos com alta eletronegatividade.

b) Falso. Óxidos neutros são óxidos que não reagem com água, ácidos e bases. Esses óxidos são – CO, NO e N₂O. Logo, a tabela não apresenta óxidos neutros.

c) Falso. Óxidos duplos ou mistos apresentam uma fórmula geral, na qual temos três átomos de um metal e quatro átomos de oxigênio:

M₃O₄. A tabela não apresenta óxidos duplos.

d) Verdadeiro. Os óxidos anfóteros são óxidos que, em determinados momentos, comportam-se como óxidos ácidos e, em outros, como óxidos básicos. O Al₂O₃ é um óxido anfótero.

3. PUC-RS

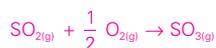
C7-H24

No ano de 2011, houve uma erupção de grandes proporções no Chile, envolvendo o vulcão *Puyehue*. Dentre as substâncias lançadas na atmosfera durante erupções vulcânicas, encontram-se, principalmente, a sílica (SiO₂), o gás carbônico, a água e o gás denominado anidrido sulfuroso, cuja fórmula é SO₂.

Com base nessas informações, é correto afirmar que

- a) o gás carbônico e o anidrido sulfuroso são, respectivamente, o monóxido de carbono e o dióxido de enxofre.
- b) todas as substâncias mencionadas são óxidos, com exceção da água, que é um peróxido.
- c) a sílica, em solução aquosa, origina uma base, enquanto o anidrido sulfuroso origina um ácido.
- d) o anidrido sulfuroso e o dióxido de carbono são óxidos ácidos, porém somente o anidrido sulfuroso é o principal responsável pelo fenômeno da chuva ácida.**
- e) o gás carbônico e a sílica são também denominados, respectivamente, peróxido de carbono e dióxido de silício.

O anidrido sulfuroso (SO₂) e o dióxido de carbono (CO₂) são óxidos ácidos, porém somente o anidrido sulfuroso é o principal responsável pelo fenômeno da chuva ácida.



Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

4. UDESC – O oxigênio possui uma alta reatividade, podendo formar compostos com uma grande variedade de elementos da Tabela Periódica. Dependendo do elemento, o óxido poderá ter diferentes propriedades químicas.

Sobre os óxidos e suas propriedades químicas, assinale a alternativa correta.

- a) O MgO reage com ácido e é considerado óxido ácido.
 b) Os óxidos dos não metais apresentam caráter iônico.
 c) A reação de um óxido básico com a água irá diminuir o pH da solução.
 d) O nitrogênio forma muitos óxidos. A partir do NO, pode ocorrer um processo de redução, formando NO₂.
 e) O Al₂O₃ tem caráter anfótero porque reage com ácido ou base.

a) Incorreta. O MgO é um óxido básico.

b) Incorreta. Os óxidos não metálicos apresentam caráter molecular.

c) Incorreta. Óxidos básicos reagem com água, produzindo bases. Assim, ocorre aumento do pH da solução.

d) Incorreta. Na formação de NO₂, ocorre o processo de oxidação.



e) Correta. O alumínio, por apresentar eletronegatividade intermediária, forma óxido capaz de comportar ora como óxido ácido, ora como óxido básico – são óxidos anfóteros.

5. UEPG-PR – As chuvas ácidas podem ter diferentes composições dependendo do local onde são formadas; as mais nocivas são formadas em grandes centros industriais, onde há queima de combustíveis fósseis (gasolina, óleo diesel etc.). Alguns dos poluentes, produzidos na queima dos combustíveis fósseis, que causam a chuva ácida são: dióxido de enxofre e dióxido de carbono.

Sobre a chuva ácida, assinale o que for correto.

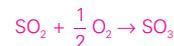
- 01) As fórmulas moleculares do dióxido de enxofre e do dióxido de carbono são, respectivamente, SO₂ e CO₂.
 02) O dióxido de enxofre é oxidado a trióxido de enxofre, que reage com a água presente na atmosfera, produzindo o ácido sulfúrico.
 04) O dióxido de carbono é um óxido básico.
 08) A chuva ácida não promove a corrosão de metais, porque os ácidos produzidos nesse fenômeno são ácidos fracos.
 16) A fórmula molecular do ácido sulfúrico é H₂SO₃.

Dê a soma dos itens corretos.

03 (01 + 02)

01) Correto. Ambos apresentam dois átomos de oxigênio para cada átomo de enxofre ou carbono.

02) Correto.



04) Incorreto. O dióxido de carbono é um óxido ácido, pois, ao reagir com água, forma o ácido carbônico:



08) Incorreto. A chuva ácida promove a corrosão de metais e estátuas de mármore pela ação de diferentes ácidos, dentre eles o sulfúrico, que é um ácido forte.

16) Incorreto. A fórmula molecular do ácido sulfúrico é: H₂SO₄.

6. IFG-GO – Os anidridos quando reagem com a água produzem ácidos. Os ácidos H₂SO₄, H₂CrO₄ e H₂MnO₄ são obtidos a partir dos anidridos

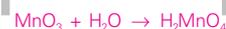
a) SO₃; CrO₃ e MnO₄.

b) SO₂; CrO₃ e MnO₂.

c) SO₃; CrO₃ e MnO.

d) SO₃; CrO₂ e Mn₂O₃.

e) SO₃; CrO₃ e MnO₃.



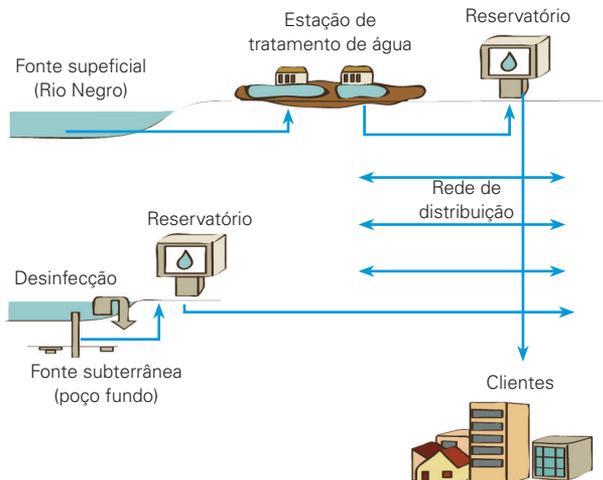
EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. PUC-SP – Um óxido básico é um óxido iônico que reage com água tendo um hidróxido como produto. São óxidos básicos todas as seguintes substâncias:

- CO_2 , SO_3 , TiO_2
- CaO , Na_2O , K_2O
- CaSO_4 , MgO , CO
- Li_2O , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, SiO_2
- KHO_3 , CaO , BaSO_4

8. UEA-AM – Mananciais de abastecimento: A cidade de Manaus utiliza, para produção de água, o Rio Negro, manancial superficial, e o Alter do Chão, manancial subterrâneo. Processo de tratamento: A água captada nos mananciais é submetida a um processo de tratamento antes de ser liberada ao consumo. No caso da água do Rio Negro, além da sua cor escura, destaca-se a alta acidez. Essa condição obriga a realizar uma correção para aumentar a alcalinidade e corrigir a acidez (pré-alcalinização). Isso é necessário para ter as condições químicas ideais para as etapas seguintes do tratamento. Essa correção é feita na adutora de água bruta, antes da chegada à Estação de Tratamento de Água (ETA) Ponta do Ismael, onde passará pelas etapas de coagulação, floculação, clarificação, filtração, desinfecção e ajuste final de pH. A água do manancial subterrâneo é captada por meio de poços profundos. Essa água passa por um processo em que recebe cloro antes de chegar às casas dos consumidores.

Esquema de abastecimento de água



Disponível em: www.aguasdoamazonas.com.br. Adaptado.

A substância que pode ser corretamente utilizada na etapa de pré-alcalinização da água do Rio Negro é representada pela fórmula

- SO_2 , que é um óxido ácido molecular.
- CaO , que é um óxido ácido molecular.
- CaO , que é um óxido básico iônico.
- CaO , que é um óxido básico molecular.
- SO_2 , que é um óxido básico iônico.

9. UFRGS-RS – Assinale com V (verdadeiro) ou F (falso) as afirmações a seguir, referentes a compostos inorgânicos.

- () A sílica, presente na areia, e o gás carbônico fazem parte da mesma função inorgânica: os óxidos.
- () A carga do oxigênio, no composto OF_2 , é 2-.
- () O óxido de alumínio pode comportar-se como óxido ácido ou como óxido básico.

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

- V – V – V.
- V – V – F.
- V – F – V.
- F – F – V.
- F – F – F.

10. UERN (adaptado)

Representado pela fórmula química CO , o monóxido de carbono é um gás incolor e inodoro, proveniente da combustão incompleta de combustíveis fósseis (carvão mineral, petróleo e gás natural). Se inalado em altas concentrações, pode matar por asfixia. Isso ocorre porque, ao ser inspirado, o monóxido de carbono é capaz de estabelecer ligações químicas altamente estáveis com a hemoglobina das hemácias, formando a carboxiemoglobina (HbC), o que as impossibilita de transportar oxigênio em todo o processo de respiração.

Disponível em: <http://www.infoescola.com/quimica/monoxido-de-carbono/>. Acesso em: set. 2018.

Dê a classificação do óxido citado no texto.

11. PUC-RS (adaptado) – A calamina é um produto aplicado à pele sob forma de pomadas, cremes e loções, com a finalidade de aliviar sintomas de irritação da pele, como vermelhidão e coceira. O ingrediente ativo da calamina é ZnO em pó. Sobre esse assunto, é correto afirmar que

- o ZnO é um óxido básico, assim como CaO e CO .
- o ZnO forma a base forte $\text{Zn}(\text{OH})_2$ em contato com a umidade da pele.
- o ZnO é constituído de moléculas polares de geometria linear.
- o ZnO é um óxido anfótero, assim como Al_2O_3 .

12. IFSul-RS (adaptado) – O calcário é constituído principalmente pela substância carbonato de cálcio (CaCO_3). Ao sofrer decomposição térmica, obtêm-se um gás e um sólido branco chamado de cal viva ou virgem, que, ao reagir com água, forma a cal apagada ou hidratada. Represente as equações citadas no texto.

13. Fatec-SP

"Houston, we have a problem". Ao enviar essa mensagem, em 13 de abril de 1970, o comandante da missão espacial Apollo 13 sabia que sua vida e a dos seus dois companheiros estavam por um fio. Um dos tanques de oxigênio (O_2) tinha acabado de explodir. Apesar do perigo iminente dos astronautas ficarem sem O_2 para respirar, a principal preocupação da NASA era evitar que a atmosfera da espaçonave ficasse saturada do gás carbônico (CO_2), exalado pela própria equipe. Isso causaria diminuição do pH do sangue da tripulação (acidemia sanguínea), já que o CO_2 é um óxido ácido e, em água, ele forma ácido carbônico: $CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_2CO_{3(aq)}$.

A acidemia sanguínea deve ser evitada a qualquer custo. Inicialmente, ela leva a pessoa a ficar desorientada e a desmaiar, podendo evoluir para o coma ou mesmo até à morte. Normalmente, a presença de CO_2 na atmosfera da nave não é problema, pois existem recipientes, adaptados à ventilação com hidróxido de lítio (LiOH), uma base capaz de absorver esse gás. Nada quimicamente mais sensato: remover um óxido ácido lançando mão de uma base, por meio de uma reação de neutralização.

Disponível em: <http://tinyurl.com/heb78gk>.
Acesso em: 10 mar. 2016. Adaptado.

A equação química que representa a reação que ocorre entre o óxido ácido e a base, mencionados no texto, é

- a) $CO + LiOH \rightarrow LiC + H_2O$
- b) $CO + H_2CO_3 \rightarrow C_2CO_3 + H_2O$
- c) $H_2CO_3 + 2 LiOH \rightarrow Li_2CO_3 + H_2O$
- d) $CO_2 + 2 LiOH \rightarrow Li_2CO_3 + H_2O$
- e) $CO_2 + LiOH \rightarrow LiCO_3 + H_2O$

14. UEG-GO – Os óxidos, quimicamente, são compostos binários nos quais o oxigênio é o elemento mais eletro-negativo. Dependendo da natureza do outro elemento químico, este pode apresentar característica ácida, básica ou anfótera. Considere o CaO e o ZnO e responda aos itens a seguir.

- a) Mostre a equação química balanceada da reação do óxido de cálcio com água e justifique se trata-se de um óxido ácido ou básico.

- b) Sabendo que o ZnO apresenta um caráter anfótero, mostre a equação química para a sua reação com ácido clorídrico.

15. IFSul-RS – Atualmente, uma nova indústria para se instalar numa determinada localidade deve ter um rígido controle das emissões de gases, para evitar a formação de chuva ácida.

Qual dos gases a seguir forma a chuva ácida?

- a) CH_4
- b) SO_2
- c) CO
- d) NH_3

16. Unitau-SP (adaptado) – O óxido nítrico é um gás incolor à temperatura ambiente e é considerado um hormônio gasoso. Está envolvido em diversas respostas fisiológicas humanas, agindo na regulação da pressão sanguínea, na transmissão de impulso nervoso e na reação imunológica. A descoberta de que o óxido nítrico está envolvido nas atividades do sistema imunológico baseou-se na correlação entre as atividades desse sistema e os níveis elevados de nitrato na urina, ou seja, a formação de nitratos aumenta de maneira acentuada durante o processo inflamatório. Esquematize as reações descritas a seguir, utilizando somente equações (Eq.) balanceadas com fórmulas moleculares. Tanto na fase gasosa como na fase aquosa, o óxido nítrico reage com O_2 formando dióxido de nitrogênio (Eq. 1). Este, por sua vez, pode reagir com outra molécula de óxido nítrico e produzir trióxido de dinitrogênio (Eq. 2), ou com o próprio dióxido de nitrogênio, gerando tetróxido de dinitrogênio (Eq. 3). O trióxido de dinitrogênio forma nitrito ao reagir com a água (Eq. 4). O tetróxido de dinitrogênio forma nitrito e nitrato ao reagir com a água (Eq. 5).

17. Unioeste-PR – Para ser considerado um óxido, o elemento ligado ao átomo de oxigênio não pode ser mais eletronegativo que este. A seguir, são apresentadas algumas fórmulas de possíveis óxidos, sendo que uma delas está **incorreta**. Assinale-a.

- a) P_2O_5
- b) Cl_2O
- c) F_2O
- d) SO_2
- e) N_2O

ESTUDO PARA O ENEM

18. IFMG

C7-H24

A água da chuva é naturalmente ácida devido à presença do gás carbônico encontrado na atmosfera. Esse efeito pode ser agravado com a emissão de gases contendo enxofre, sendo o dióxido e o trióxido de enxofre os principais poluentes que intensificam esse fenômeno. Um dos prejuízos causados pela chuva ácida é a elevação do teor de ácido no solo, implicando diretamente a fertilidade na produção agrícola de alimentos. Para reduzir a acidez provocada por esses óxidos, frequentemente, é utilizado o óxido de cálcio, um óxido básico capaz de neutralizar a acidez do solo.

As fórmulas moleculares dos óxidos citados no texto são, respectivamente,

- a) CO, SO, SO₂ e CaO₂
- b) CO₂, SO₂, SO₃ e CaO
- c) CO₂, S₂O, S₃O e CaO
- d) CO, SO₂, SO₃ e CaO₂

19. Uniube-MG

C7-H24

Qual é a diferença entre o cristal e o vidro?

Segundo Oscar Peitl Filho, professor de engenharia de materiais da Universidade Federal de São Carlos, a diferença entre o cristal e o vidro está na composição. Existe uma confusão entre o chamado vidro cristal, que é um material utilizado para a fabricação de lustres, taças e copos mais refinados, e o cristal, tipo de mineral encontrado na natureza, que abrange tanto o diamante quanto o quartzo. O vidro cristal e o vidro comum têm uma estrutura molecular considerada com o mesmo desenho, porém são formados por substâncias diferentes. Vidro comum, também conhecido como vidro de sodacal, é feito

de areia (basicamente, sílica), óxido de cálcio e óxido de alumínio. O chamado vidro cristal é formado por sílica e pelo óxido do chumbo, pois este favorece o brilho e promove um maior peso à peça formada.

Disponível em: <http://super.abril.com.br/tecnologia/qual-diferenca-cristal-vidro-442295.shtml>.
Acesso em: 1º out. de 2014.

Sobre as substâncias citadas no texto, é correto afirmar:

- a) A fórmula do óxido de chumbo é Pb₂O.
- b) Os óxidos de cálcio e alumínio são óxidos moleculares.
- c) Um dos óxidos ácidos citados no texto é o óxido de cálcio.
- d) A forma correta de escrita da fórmula do óxido de alumínio é Al₂O₃.
- e) Sílica é constituída por hidróxido de sílico.

20. Cesgranrio-RJ

C7-H24

Os principais poluentes do ar nos grandes centros urbanos são o gás sulfuroso (SO₂) e o monóxido de carbono (CO). O SO₂ é proveniente das indústrias que queimam combustíveis fósseis (carvão e petróleo). Já o CO provém da combustão incompleta da gasolina em veículos automotivos desregulados. Sabendo-se que o SO₂ (causador da chuva ácida) e o CO (causador de inibição respiratória) são óxidos, suas classificações são, respectivamente,

- a) anfótero e neutro.
- b) básico e ácido.
- c) ácido e anfótero.
- d) ácido e básico.
- e) ácido e neutro.

REAÇÕES INORGÂNICAS - SÍNTESE E DECOMPOSIÇÃO

12



Laboratório do alquimista.

As transformações pelas quais passam a natureza e os seres vivos intrigam estudiosos desde os primórdios. A alquimia, que começou a se desenvolver por volta do século III a.C., em Alexandria, interessava-se principalmente em transformar metais inferiores em metais nobres e em preparar uma panaceia capaz de curar as enfermidades, conservar e devolver a juventude e prolongar a vida. Materiais importantes foram descobertos por alquimistas, como a água-régia, o arsênio, o ácido sulfúrico e a potassa cáustica (que permitia a fabricação de sabões). A química apropriou-se dos estudos alquimistas e alcançou-os à condição de ciência, contribuindo para a compreensão e a evolução de inúmeros processos valiosos para a humanidade.

THE HISTORY COLLECTION/ALAMY STOCK PHOTO

- Definição de reação química
- Balanceamento de equações químicas
- Reação de síntese
- Reação de decomposição

HABILIDADES

- Reconhecer a ocorrência de uma reação química.
- Compreender que há conservação do número de átomos nas reações químicas.
- Entender os balanços de cargas em reações químicas.

Reações inorgânicas

Todos os dias de nossa vida, ocorrem reações químicas (ou transformações químicas), não só ao nosso redor como também em nosso organismo.

Reações químicas são fenômenos pelos quais duas ou mais substâncias interagem, trocando pedaços de suas estruturas entre si e dando origem a novas substâncias, com propriedades físicas e químicas que as matérias iniciais não possuíam. As substâncias que interagem no início do processo chamam-se reagentes e as que se formam, produtos. Nesses processos de transformação, há quebra das ligações dos reagentes e consequentes formações de novas ligações nos produtos.

A representação esquemática de uma reação química chama-se equação química, na qual aparecem os reagentes no primeiro membro (à esquerda) e os produtos no segundo (à direita).

Representação genérica:



Significado das setas:

→: caminho da reação;

↑ ou ↗: liberação de gás;

↓: formação de precipitado ou composto insolúvel;

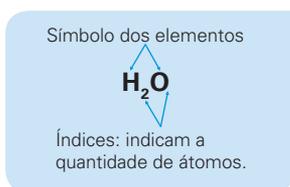
$\xrightarrow{\Delta}$: aquecimento; e

$\xrightarrow{\text{cat}}$: catalisadores.

As equações químicas podem nos fornecer informações importantes além das fórmulas das substâncias:

- Estados físicos das substâncias: sólido (s), líquido (l), vapor (v), gás (g)
- Íons ou moléculas em solução aquosa (aq)
- Ocorrência de reações reversíveis (\rightleftharpoons)

Além dessas informações, as equações químicas trazem as fórmulas das substâncias que participam da reação. As fórmulas indicam o elemento que constitui a substância bem como sua quantidade de átomos de cada elemento.



A quantidade de cada substância participante da reação química é definida pelo coeficiente estequiométrico, que devem ser os menores inteiros possíveis. Para que a que quantidade de átomos de cada elemento seja igual à quantidade de átomos dos reagentes e produtos, é necessário balancear as reações químicas.

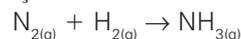
BALANCEAMENTO DE EQUAÇÕES POR TENTATIVAS

O nome desse método vem de seu caráter empírico: “supõem-se” os coeficientes da equação até se obter a igualdade no número de átomos de reagentes e produtos. Apesar das “tentativas e erros”, é possível cumprir uma sequência ou etapas que facilitem a determinação dos coeficientes.

Etapas do balanceamento de uma reação por tentativas:

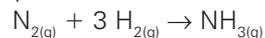
1. Encontrar um elemento ou radical na reação que tenha a maior atomicidade.
2. Repassar o número da atomicidade desse mesmo elemento no outro lado da reação como coeficiente.
3. Equilibrar os demais elementos.

Observe a reação.

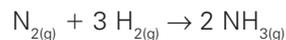


O elemento hidrogênio na reação é o de maior atomicidade: três no produto.

Repassando para ele mesmo no reagente:



Se são seis hidrogênios no reagente, é preciso haver seis no produto.

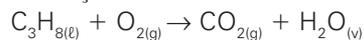


Com dois nitrogênios no produto e dois no reagente, a equação está balanceada.

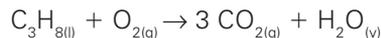
Reações de combustão

1. Acertar o número de carbonos.
2. Acertar o número de hidrogênios.
3. Acertar o número de oxigênios.

Observe a reação.



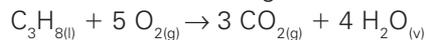
Acertando o número de carbonos:



Acertando o número de hidrogênios:



Acertando o número de oxigênio

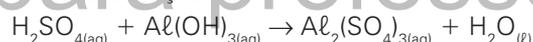


Reações de neutralização

Sequência para balancear reações de neutralização entre ácido e base:

1. Repassar o número de hidrogênios ionizáveis do ácido para a base.
2. Repassar o número de hidroxilas da base para o ácido.
3. Acertar as quantidades de água.

Observe a reação.



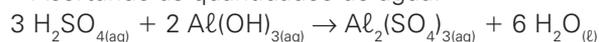
Repassando o número de hidrogênios ionizáveis do ácido para a base:



Repassando o número de hidroxilas da base para o ácido:



Acertando as quantidades de água.



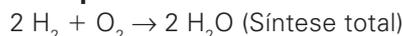
Classificação das reações

As reações inorgânicas podem ser classificadas em: síntese (adição), decomposição (análise), simples troca ou dupla troca. As representações genéricas de cada reação seguem a seguir:

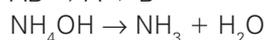
Adição ou síntese:



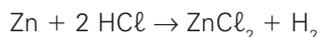
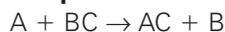
Exemplos



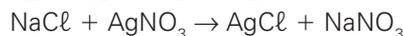
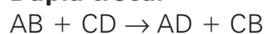
Decomposição ou análise:



Simple troca:



Dupla troca:



No entanto, neste módulo, iremos estudar apenas as reações de adição e decomposição.

REAÇÕES DE SÍNTESE OU ADIÇÃO

Uma reação que apresente dois ou mais reagentes e apenas um único produto.

Genericamente, temos:



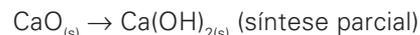
Exemplos

a) Ao usar uma churrasqueira, você coloca carvão sob a grelha e, de algum modo, provoca a queima desse carvão, a qual evidencia a ocorrência da seguinte transformação:



Hamburgüeres na churrasqueira.

b) Para corrigir a acidez do solo, um agricultor espalha cal virgem (óxido de cálcio) sobre a terra, onde ocorre a transformação:



Calagem do solo.

Observação

A reação de síntese poderá ser chamada de síntese total quando todas as substâncias dos reagentes forem simples (exemplo "a"). Quando pelo menos um dos reagentes for uma substância composta, a reação será classificada como síntese parcial (exemplo "b").

REAÇÕES DE ANÁLISE OU DECOMPOSIÇÃO



Bolhas de gás carbônico formadas ao se colocar uma bebida gasificada em copo. Neste estágio do nosso estudo, podemos considerar tal fenômeno como sendo a decomposição do ácido carbônico:



São transformações químicas em que um único reagente, uma substância composta, decompõem-se em duas ou mais substâncias como produtos. Genericamente, temos:



Exemplo

Para que um bolo fique fofo, acrescenta-se à massa fermento químico (que contém bicarbonato). Durante o cozimento, o bicarbonato (pode ser o de amônio) transforma-se:

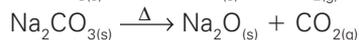
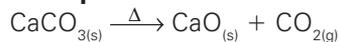


Dependendo do agente físico que as provoca, as decomposições recebem nomes especiais: decomposição realizada pela ação do calor (Δ) chama-se pirólise, a realizada pela ação da luz (λ) chama-se fotólise e a realizada pela ação da corrente elétrica (∇) chama-se eletrólise.

Importante

Todo carbonato (CO_3)²⁻ decompõe-se termicamente (pirólise), liberando CO_2 .

Exemplos



Todo bicarbonato (HCO_3) decompõe-se parcialmente em carbonato, H_2O e CO_2 .

Exemplos



Por que o fermento faz a massa crescer?



SAFAKOGUZ/ISTOCKPHOTO

Antes de responder a isso, é importante saber que há dois tipos de fermento: o biológico e o químico. Eles agem de forma diferente para fazer a massa crescer.

O biológico é usado para fazer pães e pizza. Ele é formado por leveduras, que são micro-organismos vivos, minúsculos e que estão presentes em todo lugar: na flora, no ar... Misturadas à massa, as leveduras começam a “comer” os açúcares que fazem parte da farinha. À medida que elas digerem lentamente esses elementos, liberam gás carbônico, ou seja, soltam bolhas de gás, que fazem a massa crescer.

Já o fermento químico, ou em pó, pode ser usado em bolos e outras receitas. Ele é feito com substâncias que, em contato com umidade e calor, sofrem reação química e liberam o tal gás carbônico.

Disponível em: <https://www.estadao.com.br/blogs/estadinho/porque-o-fermento-faz-a-massa-crescer/>. Acesso em: out. 2018.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

1. Imed-RS – Considerando a seguinte reação química, analise as assertivas e assinale **V**, se verdadeiras, ou **F**, se falsas.



-) Essa equação, quando balanceada, obedece à lei de conservação das massas.
-) O produto da reação entre o óxido de cálcio e a água é um Ácido de Arrhenius.
-) Os coeficientes que balanceiam corretamente a reação são, respectivamente, 1-1-1.
-) Na presença do indicador ácido-base Fenolftaleína, o hidróxido de cálcio apresenta coloração rósea.
-) A reação representada anteriormente é uma reação de decomposição.

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

- a) V – F – F – V – F.
- b) V – V – V – F – V.
- c) F – V – V – V – F.
- d) F – F – F – F – F.
- e) V – F – V – V – F.

Resolução

Verdadeira. Como a quantidade de átomos nos reagentes é igual à quantidade de átomos nos produtos, obedece à lei de conservação das massas proposta por Lavoisier.

Falsa. Trata-se de uma base de Arrhenius, em razão da presença do ânion OH^- .

Verdadeira. Os coeficientes que irão balancear corretamente a reação serão:



Verdadeira. Em meio básico, a fenolftaleína apresenta coloração rósea.

Falsa. Trata-se de uma reação de adição, em que dois reagentes formam apenas um único produto.

ROTEIRO DE AULA

Reações químicas

Equações químicas

Adição ou síntese



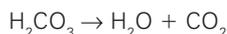
Decomposição ou análise



Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. CECIERJ – Um comprimido efervescente para problemas estomacais é, em geral, uma mistura de bicarbonato de sódio, carbonato de sódio, ácido cítrico e ácido acetilsalicílico (AAS). Ao ser colocado em água, há liberação de um gás (efervescente) derivado do ácido carbônico (instável) devido à equação:



Qual a classificação dessa reação?

Essa reação se classifica em decomposição.

2. Sistema Dom Bosco – Escreva as reações de decomposição (análise) dos seguintes compostos de amônio:

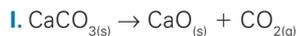
- NH_4Cl
- NH_4OH
- NH_4NO_2
- NH_4Br

**3. UFSM-RS**

C7-H24

Na produção de eletricidade, são, algumas vezes, usados geradores a óleo. Quando o óleo queima, produz SO_2 , que deve ser eliminado antes de ser emitido ao ar, pois é formador de chuva ácida. Um dos métodos para a sua eliminação usa o calcário, produzindo sulfito de cálcio que, posteriormente, é removido por precipitação eletrostática.

As reações envolvidas na eliminação do SO_2 são:



As reações 1 e 2 denominam-se, respectivamente, reações de

- deslocamento e análise.
- deslocamento e síntese.
- síntese e análise.
- análise e síntese.
- síntese e deslocamento.

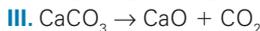
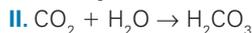
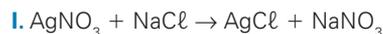


Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas. Reconhecer as equações químicas e classificá-las.

4. IFCE – Reação química é um processo em que ocorre a conversão de uma ou mais substâncias em outros compostos.

Observe as reações a seguir.



A sequência que representa, respectivamente, reações de síntese, análise e dupla troca é

a) II, I, III.

b) II, III, I.

c) III, I, II.

d) I, III, II.

e) III, II, I.



A ordem correta será: II, III e I.

5. U. Anhembi Morumbi-SP – Para preparar oxigênio gasoso em elevado estado de pureza, usando uma reação de decomposição térmica, é correto utilizar como reagente de partida

a) H_3PO_4 .

b) KClO_3 .

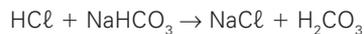
c) CaCO_3 .

d) $\text{Zn}(\text{OH})_2$.

e) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.



6. IFSP – A função principal do ácido clorídrico no estômago é proporcionar um pH ótimo para o funcionamento normal das enzimas ali presentes. Quando há excesso, sentimos um desconforto popularmente chamado de azia, que pode facilmente ser combatida ingerindo-se bicarbonato de sódio, que vai agir como um antiácido de acordo com a equação a seguir.



Assinale a alternativa que apresenta, respectivamente, os produtos da decomposição do gás carbônico (H_2CO_3) e o tipo de reação ocorrida entre o ácido clorídrico e o bicarbonato de sódio.

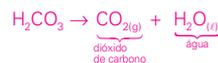
a) Água e dióxido de carbono; dupla – troca

b) Água e monóxido de carbono; dupla – troca

c) Dióxido de carbono e monóxido de carbono; decomposição

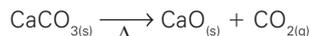
d) Água e água; decomposição

e) Dióxido de carbono e dióxido de carbono; síntese



EXERCÍCIOS PROPOSTOS

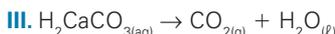
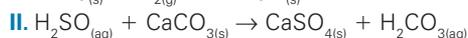
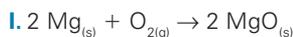
7. UEG-GO – O óxido de cálcio e o dióxido de carbono são obtidos pelo aquecimento do carbonato de cálcio, conforme a equação química a seguir.



No processo químico apresentado, ocorre

- reação de decomposição.
- formação de molécula com geometria angular.
- obtenção de composto metálico.
- produção de óxido anfótero.
- reação de simples troca.

8. IFCE – Dadas as equações:



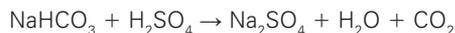
A classificação da equação e o nome do composto em destaque estão corretos em

- I – deslocamento e óxido de magnésio.
- II – dupla troca e sulfato de cálcio.
- III – adição e dióxido de carbono.
- I – análise e óxido de magnésio.
- III – dupla troca e dióxido de carbono.

9. UTFPR – A equação $\text{CaCO}_{3(s)} \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$ representa a reação de obtenção da cal virgem, utilizada na construção civil. Essa reação é do tipo

- síntese.
- análise.
- simples troca.
- dupla troca.
- formação.

10. IFSP – O bicarbonato de sódio é usado em dois tipos diferentes de extintores: o extintor de espuma química e o extintor de pó químico seco. No primeiro, o bicarbonato de sódio reage com o ácido sulfúrico que, em contato, produz espuma e CO_2 , conforme a reação não balanceada a seguir.

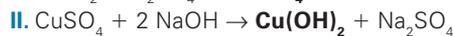
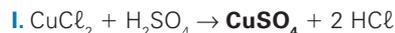


Determine pelo método das tentativas os coeficientes da equação química.

11. IFCE – A reação de dupla troca está corretamente balanceada em

- $2 \text{Al} + 3 \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{Cu}$.
- $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$.
- $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2 \text{HCl}$.
- $2 \text{KClO}_3 + 2 \text{KCl} \rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$.

12. UTFPR (adaptado) – Dadas as equações:

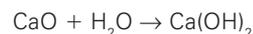


Classifique as reações equacionadas e a função química do composto assinalado em negrito.

13. Col. Naval – A azia é um desconforto gástrico que pode ser combatido pela ingestão de uma pequena quantidade de leite de magnésia, que nada mais é que uma solução aquosa de hidróxido de magnésio. Essa base neutraliza o excesso de ácido clorídrico estomacal que causa desconforto. Assinale a opção que apresenta a equação dessa reação química balanceada e sua classificação.

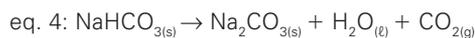
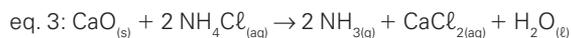
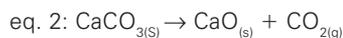
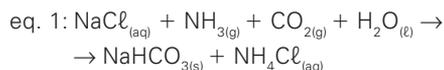
- $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{HClO} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ é uma reação de simples troca.
- $\text{MgOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl} + \text{H}_2\text{O}$ é uma reação de deslocamento.
- $2 \text{Mg}(\text{OH})_2 + 2 \text{HClO} \rightarrow \text{MgCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ é uma reação de análise.
- $\text{MgO} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$ é uma reação de síntese.
- $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ é uma reação de dupla troca.

14. IMED-RS (adaptado) – Considerando a seguinte reação química, analise as assertivas a seguir e assinale **V**, se verdadeira, ou **F**, se falsa.



- Essa equação, quando balanceada, obedece à lei de conservação das massas.
- O produto da reação entre o óxido de cálcio e a água é um ácido de Arrhenius.
- Os coeficientes que balanceiam corretamente a reação são, respectivamente: 1 : 1 : 1.
- Na presença do indicador ácido-base Fenolftaleína, o hidróxido de cálcio apresenta coloração rósea.
- A reação representada anteriormente é uma reação de decomposição.

15. UFPA – O carbonato de sódio anidro, conhecido comercialmente como barrilha, é um sal branco e translúcido, utilizado nas indústrias de sabão, vidro, têxtil, tintas e outras. Industrialmente, a barrilha pode ser obtida por meio do Processo Solvay, que utiliza como matéria-prima o cloreto de sódio, o amoníaco e o carbonato de cálcio, de acordo com as reações representadas pelas equações químicas a seguir:



A última etapa do Processo Solvay (eq. 4) é uma reação classificada como

- síntese.
- simples troca.
- decomposição.
- dupla troca.
- combustão.

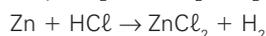
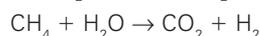
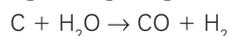
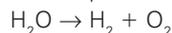
16. UENP-PR

Há 76 anos, o dirigível Hindenburg explodiu no ar em Nova Jersey e, dos 100 passageiros, vários ficaram feridos e 35 morreram. Pesquisa recente identificou o motivo exato para o desastre: eletricidade estática. Por meio de investigações com modelos em escala, pesquisadores chegaram à seguinte explicação para o acidente de 1937: o dirigível ficou carregado estaticamente, por ter atravessado uma tempestade. Somado a isso, também houve falha em uma das válvulas de gás hidrogênio. Quando foram pegas as cordas para o pouso, por causa da estática, causou-se uma faísca. Assim, o fogo espalhou-se da cauda para as outras partes do dirigível facilitado pelo vazamento do hidrogênio.

GALILEU. *Causa para o acidente com o dirigível Hindenburg é descoberta 76 anos depois*. Disponível em: <<http://revistagalileo.globo.com/Revista/Common/0,,EMI332611-17770,00.html>>.

Acesso em: 1º out. 2015.

O gás presente no dirigível Hindenburg, quando ocorreu o acidente em que morreram 35 pessoas, era o gás hidrogênio. As reações a seguir apresentam algumas formas para a obtenção desse gás.



Assinale a alternativa correta que apresenta a soma dos coeficientes obtidos para o hidrogênio nas quatro reações, após o balanceamento.

Observação:

Os coeficientes usados no balanceamento de uma equação química devem ser os menores números inteiros possíveis.

- 4
- 5
- 6
- 7
- 8

17. Faminas-MG – Analise as reações (não balanceadas) a seguir e assinale a soma dos menores coeficientes estequiométricos inteiros:



- 11
- 16
- 19
- 21

ESTUDO PARA O ENEM

18. Unitins-TO

C7-H24

A formação da chuva ácida ocorre quando a água reage com óxidos formando ácidos. O ácido carbônico forma-se quando o dióxido de carbono se dissolve na água. Qual alternativa melhor representa a reação balanceada?

- $\text{H}_2\text{O} + \text{CO} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$
- $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$
- $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}$
- $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{HCO}_3$
- $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{HCO}_2$

19. UFSM-RS

C7-H24

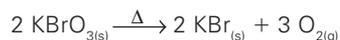
Os portugueses tiveram grande influência em nossa cultura e hábitos alimentares. Foram eles que trouxeram o pão, produzido à base de cereais, como o trigo, a aveia e a cevada.

Universidade Federal de Brasília. *A contribuição dos portugueses*. ATAN/DAB/SPS/MS.

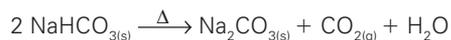
Para fazer a massa de pães e bolos aumentar de volume, é comum o uso de algumas substâncias químicas.

- O bromato de potássio era comumente utilizado no preparo do pão francês; no entanto, nos dias

atuais, essa substância está proibida, mesmo em pequenas quantidades. O bromato de potássio era utilizado para proporcionar um aumento de volume no produto final em razão da formação de O_2 conforme a reação



- II. A adição de fermentos, como o bicarbonato de sódio no preparo de bolos, é utilizada desde a antiguidade até os dias atuais, e resulta no crescimento da massa e na maciez do bolo. O bicarbonato de sódio, em razão da liberação de gás carbônico, é utilizado para expandir a massa e deixá-la fofa, conforme a reação



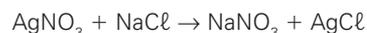
Sobre essas reações, é correto afirmar que

- a) a primeira é de síntese e a segunda é de deslocamento.
- b) a primeira é de decomposição e a segunda é de deslocamento.
- c) a primeira é de síntese e a segunda é de decomposição.
- d) as duas são de decomposição.
- e) as duas são de síntese, pois formam O_2 e CO_2 respectivamente.

20. IFMT

C7-H24

Os compostos inorgânicos podem, muitas vezes, ajudar os investigadores a solucionar crimes, por exemplo: é possível identificar as “impressões latentes” (impressões digitais que não são possíveis visualizar sem um tratamento específico). Ao tocarmos em objetos, deixamos neles várias substâncias, e uma delas é o cloreto de sódio (NaCl), expelido por meio do suor. Para encontrar essa impressão, os investigadores borrifam nos objetos que o suspeito tocou uma solução de Nitrato de Prata (AgNO_3) que, ao entrar em contato com o cloreto de sódio, reage formando o cloreto de prata (AgCl). Este é branco e, quando exposto à luz solar, revela as linhas da impressão digital do criminoso. Conforme reação química a seguir.



Analise a reação e assinale a alternativa correta.

- a) Trata-se de uma reação de dupla troca entre ácido e base.
- b) Trata-se de uma reação de dupla troca entre bases.
- c) Trata-se de uma reação de dupla troca entre óxidos.
- d) Trata-se de uma reação de dupla troca entre sais.
- e) Trata-se de uma reação de dupla troca entre ácidos.



Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

SCIENCE FACTOR/SCIENCE FACTOR/LATINSTOCK

QUÍMICA 2B

Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

CIÊNCIAS DA NATUREZA E SUAS TECNOLOGIAS

13

REAÇÕES INORGÂNICAS - DESLOCAMENTO OU SIMPLES TROCA

- Reações de simples troca ou deslocamento
- Reações de simples troca ou deslocamento de metais
- Reações de simples troca ou deslocamento de não metais

HABILIDADES

- Reconhecer e equacionar reações de simples troca.
- Dominar o conceito de metal reativo e metal nobre.
- Utilizar a fila de reatividade dos metais e dos não metais sem, contudo, precisar memorizá-la.



Pedaço de carne sendo temperado com sal.

Uma substância de uso diário que é o resultado de uma reação química de simples troca é o sal de cozinha. Quando o cloreto de cálcio reage com o sódio, o resultado é cloreto de sódio mais o cálcio. Cloreto de sódio é sal de cozinha. É utilizado universalmente como conservante e tempero alimentar, além de ser essencial para a manutenção de balanços eletrolíticos nos sistemas biológicos. Toda vez que um metal simples reage com um ácido, há uma reação de simples troca.

Reação de simples troca ou deslocamento

Reações de simples troca (ou deslocamento) ocorrem quando um elemento (frequentemente um metal) substitui outro elemento de um composto. Podem ocorrer de duas formas: troca catiônica ou troca aniônica. Nas trocas catiônicas, os íons positivos (cátions) da equação mudam de lugar. Em trocas aniônicas, os íons negativos (ânions) mudam, também, de lugar.

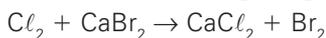
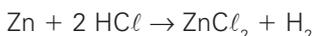
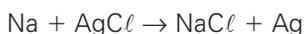
A equação geral para uma reação catiônica de simples troca é:



Ou seja, uma substância simples reage com uma substância composta, produzindo nova substância simples e nova substância composta.

A equação geral para uma reação aniônica de simples troca é:



Exemplos**Observação**

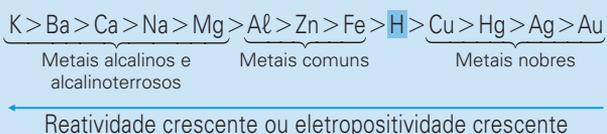
Toda reação de simples troca ocorre com transferências de elétrons, sendo considerada uma reação de oxirredução.

Ocorrência de reação de simples troca ou deslocamento

O simples fato de colocar as substâncias reagentes num sistema comum não é condição exclusiva para uma reação química ocorrer. É necessário contato entre os reagentes e afinidade química entre eles. As reações de deslocamento ou simples troca caracterizam-se pela maior reatividade do elemento da substância simples em comparação com um dos elementos presentes na substância composta.

DESLOCAMENTO POR METAIS (CATIÔNICO)

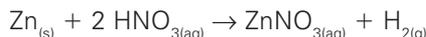
Os átomos dos metais possuem grandes raios e elétrons livres na camada de valência, o que lhes atribui grande capacidade de doar elétrons (eletropositividade). Tal capacidade varia de um metal para outro. Observações experimentais possibilitaram colocar os principais metais em ordem decrescente de eletropositividade, a que se dá o nome de fila das tensões eletrolíticas ou fila de reatividade.



Com base na fila de reatividade, podemos prever a ocorrência ou não das reações de deslocamento envolvendo metais. Assim, o metal mais eletropositivo (esquerda) cederá elétrons (deslocará) a qualquer outro metal menos eletropositivo (direita).

Exemplos

1. Lâmina de zinco em solução aquosa de HCl



Essa reação ocorre, pois o Zn é mais reativo do que o hidrogênio.

2. Lâmina de cobre em solução aquosa de HCl



A reação não ocorre, pois o cobre é menos reativo do que o hidrogênio.

Observação

Nos casos de reações de metais com ácidos, observa-se a posição do metal na fila de reatividade, pois os localizados à esquerda do hidrogênio reagem com ácidos, liberando H₂ (gás hidrogênio).

3. Lâmina de zinco em solução aquosa de cloreto de cobre II



Percebe-se que os íons cloreto (Cl⁻), embora presentes nas equações, não interferem na transformação – **são íons espectadores**.

Metais nobres

Entendemos por nobreza a característica de o metal não apresentar tendência a tomar parte em reações de deslocamento, ou seja, a nobreza é o oposto da reatividade e caracteriza estabilidade reacional.

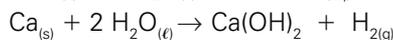
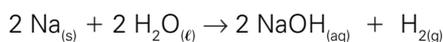
O HNO₃ e o H₂SO₄ concentrados, por serem reagentes muito oxidantes, conseguem reagir com metais nobres, mas não liberam gás hidrogênio (H₂), como em uma típica reação de deslocamento.

Isso ocorre porque, estando os metais nobres à direita do H na fila de reatividade, estes não poderão deslocá-lo do ácido. Assim, essas reações são mais complexas.

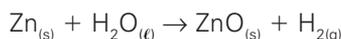
**Metais com água**

A seguir, são apresentadas as reações desse tipo que se destacam.

- Os metais alcalinos e alcalinoterrosos reagem violentamente com a água à temperatura ambiente, formando os hidróxidos correspondentes e liberando gás hidrogênio, além de grande emissão de calor.



- Os metais comuns reagem com a água por aquecimento, formando os óxidos correspondentes e liberando gás hidrogênio.

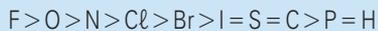


- Os metais nobres não reagem com a água.

DESLOCAMENTO POR NÃO METAIS (ANIÔNICO)

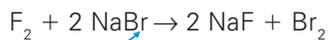
Nos casos de reações de deslocamento com não metais, verifica-se que todos tendem a receber elétrons. Tal capacidade varia, isto é, alguns não metais têm maior eletronegatividade e outros, menor (tendência para receber elétrons).

Observações experimentais tornaram possível colocar os não metais em fila de reatividade.

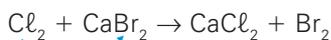


← Reatividade crescente

Com base nessa fila de reatividade, podemos prever a ocorrência das reações de deslocamento envolvendo não metais. Assim, a substância simples tem de ser um não metal mais reativo (recebe elétrons com maior facilidade), ou seja, encontra-se mais à esquerda na fila de reatividade comparado com o não metal da substância composta.



(F mais reativo que Br)



(Cl mais reativo que Br)



(I menos reativo que Cl)

LEITURA COMPLEMENTAR

Sódio: vilão ou mocinho?

Nem o excesso nem a falta são interessantes. O sódio é essencial ao bom funcionamento do organismo, tanto o seu excesso quanto a sua falta pode prejudicá-lo.

O sódio é um mineral que tem a função de equilibrar os líquidos corporais e ainda age na contração muscular, no fornecimento de energia ao organismo e até no ritmo cardíaco.

Porém, quando consumido em excesso, o sódio causa o aumento da pressão arterial, doença renal e suas complicações e ainda pode levar ao acidente vascular cerebral (AVC).

Há situações que é até necessário repor o sódio, como, por exemplo, em casos de diarreias severas, assim como atletas durante exercícios físicos muito intensos ou de longa duração, em razão da transpiração excessiva e da perda de líquidos (água e eletrólitos, entre eles o sódio). Isso tudo deve ser avaliado caso a caso, porém a não reposição pode acarretar câimbras, náuseas, dor de cabeça, fadiga, fraqueza muscular etc.

O sódio é um mineral que está presente no sal de cozinha e em muitos alimentos. Em um grama de sal, temos 400 mg de sódio.

A Organização Mundial da Saúde recomenda um consumo de dois gramas de sódio por dia por pessoa, o que equivale a 5 gramas de sal de cozinha. Porém, os brasileiros consomem em média 12 gramas de sal por dia.

O sódio está presente, naturalmente, em vários alimentos, como carnes, peixes, ovos e algas, e isso é importante para o bom funcionamento inclusive do coração.

No sal de cozinha, o sódio está na forma de cloreto de sódio (NaCl). Mas, além disso, esse mesmo sódio se

apresenta de outras formas como: ciclamato de sódio e sacarina sódica em adoçantes, bicarbonato de sódio, usado em massas e glutamato monossódico para realçar o sabor dos alimentos. Portanto, ele pode salgar, adoçar, fazer crescer pães e bolos e até realçar o sabor dos alimentos. Sendo assim, o sódio torna-se um elemento muito presente nos alimentos industrializados, acarretando muitas vezes o excesso no consumo.

Estima-se que a maior parte do sódio consumido venha de comida comprada pronta para o consumo. Portanto, não é só o saleiro à mesa que vai fazer a diferença. É preciso reduzir o consumo de comida industrializada, entre elas: salgadinhos de pacotinhos, biscoitos (doces, salgados e recheados), sopa e macarrão instantâneo, pipoca de micro-ondas, *fast food*, caldo de carne, embutidos (salame, mortadela, peito de peru, presunto etc.), queijos, pão de queijo, molhos em geral, comidas semiprontas congeladas, refrigerantes (com ênfase nos refrigerantes diet), enlatados, alimentos em conserva etc.

O alto consumo de sódio em conjunto com outros hábitos de vida não saudáveis é um dos principais fatores de risco para doenças crônicas não transmissíveis relacionadas à alimentação, como a obesidade e a hipertensão (pressão alta).

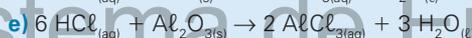
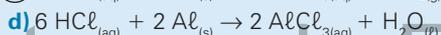
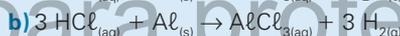
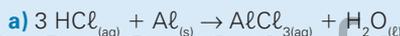
Algumas medidas devem ser tomadas, a fim de evitar o tão prejudicial consumo excessivo de sódio, como, por exemplo, evitar temperos industrializados, que muitas vezes podem conter glutamato monossódico; ler atentamente a lista de ingredientes apresentada nos rótulos dos alimentos industrializados para saber se há alguma forma de sódio como as citadas anteriormente; evitar o uso de saleiro à mesa para não exceder no consumo de sal; priorizar os alimentos *in natura* em detrimento do consumo excessivo de produtos ultraprocessados, contendo elevada quantidade de sódio; usar e abusar de ervas naturais para realçar o sabor dos alimentos.

Disponível em: <http://g1.globo.com/sp/presidente-prudente-regiao/blog/nutricao-pratica/post/sodio-vilao-ou-mocinho.html>.

Acesso em: out. 2018.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. UTFPR – O alumínio dissolve-se em ácido clorídrico aquoso, mas não em ácido nítrico. O ácido nítrico é um poderoso oxidante e fonte de oxigênio, de modo que oxida rapidamente a superfície do alumínio, formando uma película que protege o metal contra-ataque ácido. A proteção é tão eficiente que o ácido nítrico pode ser transportado em veículos com tanque de alumínio. Indique a alternativa que apresenta a equação de simples troca balanceada do alumínio com ácido clorídrico.



Resolução

A equação de simples troca corretamente representada e balanceada entre o alumínio e o ácido clorídrico é:



2. Ao jogar uma moeda de cobre em uma solução de nitrato de prata, observa-se a formação de um depósito de prata metálica sobre a moeda. Uma análise química revela que também houve passagem do cobre da superfície da moeda para a solução, formando nitrato de cobre II.

- a) Equacione essa reação.
- b) Classifique-a de acordo com seu tipo.

Resolução

a) Inicialmente, devemos ler atentamente o enunciado para descobrir quais são os reagentes e os produtos da

reação. Devemos, a seguir, escrever suas respectivas fórmulas.

Reagentes: Cobre metálico (moeda), Cu; nitrato de prata, $[\text{Ag}^+]_1[\text{NO}_3^-]_1$

Produtos: Prata metálica (depósito sobre a moeda), Ag; nitrato de cobre II, $[\text{Cu}^{2+}]_1[\text{NO}_3^-]_2$

A seguir, escrevemos a equação química com essas fórmulas e fazemos o balanceamento:



Confira que, de cada lado da equação balanceada, temos um átomo de cobre, dois átomos de prata, dois átomos de nitrogênio e seis átomos de oxigênio (os átomos de nitrogênio e oxigênio tomam parte dos íons nitrato, dois de cada lado).

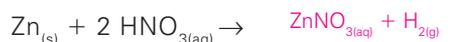
b) É um processo do tipo $A + BC \rightarrow B + AC$, ou seja, reação de deslocamento ou simples troca.

ROTEIRO DE AULA

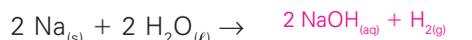
Reações de simples troca

Reações de deslocamento de metais

Reação metal com ácido:



Reação metal com água:



Reação metal nobre com ácido:

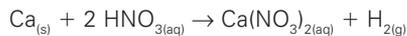


Reações de deslocamento de não metais



EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

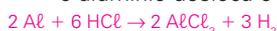
1. **UFRJ** – Reações de deslocamento ou simples troca são aquelas em que uma substância simples de um elemento mais reativo desloca outro de uma substância composta. Um exemplo de reação de deslocamento, em que o cálcio desloca o hidrogênio, é apresentado a seguir:



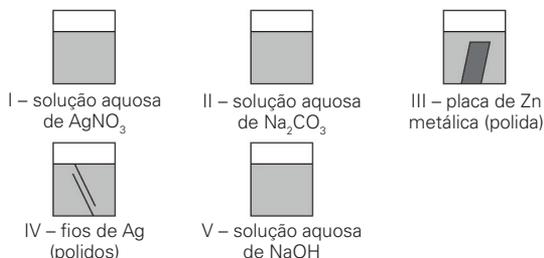
a) Qual o nome do sal formado nessa reação?



b) Por analogia, apresente a equação da reação em que o alumínio desloca o hidrogênio do ácido clorídrico.



2. **UEPG-PR** – Considere os conteúdos dos cinco frascos a seguir representados:



Sobre o conteúdo desses frascos, suponha a adição de uma solução de HCl 6 mol/L. A respeito das interações que ocorrem após a adição do ácido, assinale a(s) afirmativa(s) correta(s).

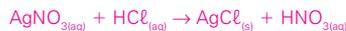
- 01) A prata não reage com o HCl .
- 02) O nitrato de prata reage com o HCl , formando AgCl .
- 04) A reação entre o HCl e o hidróxido de sódio é de neutralização.
- 08) A reação entre o zinco e o HCl , classificada como simples troca ou deslocamento, ocorre com a liberação de H_2 .
- 16) A liberação de CO_2 , após a reação do HCl com o carbonato de sódio, ocorre pela decomposição do ácido carbônico formado nessa reação.

Dê a soma da(s) afirmativa(s) correta(s).

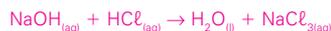
$$31 \quad (01 + 02 + 04 + 08 + 16)$$

01) Correta. A prata metálica ($\text{Ag}_{(s)}$) não reage com HCl .

02) Correta. O nitrato de prata reage com o HCl , formando AgCl :



04) Correta. A reação entre o HCl e o hidróxido de sódio (NaOH) é de neutralização:



08) Correta. A reação entre o zinco e o HCl , classificada como simples troca ou deslocamento, ocorre com a liberação de H_2 :



16) Correta. A liberação de CO_2 , após a reação do HCl com o carbonato de sódio, ocorre pela decomposição do ácido carbônico formado nessa reação:

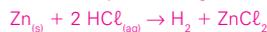
3. **UEA-AM**

C7-H24

Um dos métodos de produção de hidrogênio em laboratório é pela reação de ácidos com certos metais. Um metal que reage com ácido clorídrico produzindo esse gás é

- a) o zinco.
- b) a platina.
- c) o ouro.
- d) o cobre.
- e) a prata.

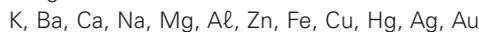
Consultando a fila de reatividade dos metais, vemos que o zinco é mais reativo do que o hidrogênio.



Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

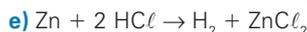
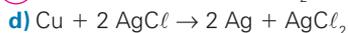
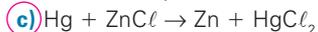
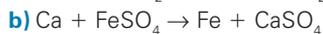
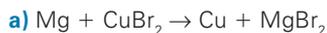
Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

4. UECE – A fila de reatividade dos metais mais comuns é a seguinte:



Reatividade crescente

Consultando essa fila, escolha a alternativa cuja reação química não ocorre:



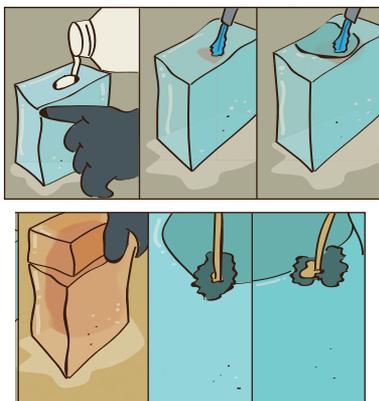
Consultando a fila de reatividade dos metais, vemos que Zn é mais reativo que Hg. Veja que o Zn está à esquerda do Hg.



Reatividade crescente

Assim, essa reação ocorre.

5. UPE – Um bloco de gelo seco foi cortado em duas partes. Em uma delas, foi feita uma cavidade para onde se transferiram raspas de magnésio. Depois, com o auxílio de um maçarico manual, uma parte do magnésio foi queimada, e o bloco, tampado. O restante do metal queimou, deixando o bloco parecido com uma luminária, da qual saía uma fumaça preta. Após o fim da queima, com o auxílio de um palito, um material foi retirado da cavidade do bloco. Ele era constituído por uma mistura de dois sólidos, um branco e outro preto, que são estáveis à temperatura ambiente. A figura a seguir ilustra esse processo.



Sobre esse processo, é correto afirmar que,

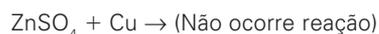
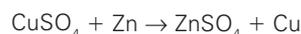
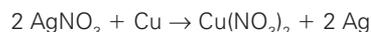
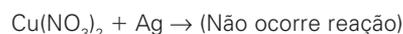
- antes do uso do maçarico, o Mg reagiu com o CO_2 liquefeito, produzindo carbonato de magnésio.
- antes de o bloco ser tampado, o Mg reagiu com o CO_2 atmosférico para produzir CO e vapor-d'água.
- quando a chama do maçarico entrou em contato com o Mg, teve início a produção do hidróxido de magnésio, que é o sólido preto retirado com o palito.
- após o bloco ser tampado, o Mg reagiu com o CO_2 sublimado, produzindo óxido de magnésio e carbono.
- após o final da combustão, há formação de hidróxido de magnésio e carbono, que são os dois sólidos constituintes da mistura.

Adição de Mg ao CO_2 ocorre com reação de simples troca, onde o metal (Mg) desloca o primeiro elemento da substância composta (C), pois o Mg é mais eletropositivo que o C. Veja a equação:



O C é a fuligem, de cor negra, sendo, então, o MgO um sólido branco.

6. Mackenzie-SP



Os resultados observados nas experiências anteriores equacionadas nos permite afirmar que a ordem decrescente de reatividade dos metais envolvidos é

- $\text{Zn} > \text{Cu} > \text{Ag}$.
- $\text{Ag} > \text{Cu} > \text{Zn}$.
- $\text{Cu} > \text{Zn} > \text{Ag}$.
- $\text{Ag} > \text{Zn} > \text{Cu}$.
- $\text{Zn} > \text{Ag} > \text{Cu}$.

O cobre desloca a prata por ser mais reativo, porém o zinco é mais reativo do que o cobre deslocando. Logo, o zinco é mais reativo do que a prata.



Alternativa correta: A

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. UTFPR – Objetos de prata, quando expostos ao meio ambiente, perdem o brilho em razão de sua reação com o enxofre, formando uma mancha escura de sulfeto de prata (Ag_2S). Essa mancha pode ser removida colocando-se, por alguns minutos, o objeto em uma panela de alumínio contendo água quente e um pouco de detergente.

A reação que ocorre é representada pela equação:

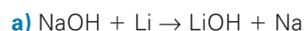


Essa reação é denominada

- decomposição.
- síntese.
- análise.
- dupla troca.
- deslocamento.

8. UniEvangélica-GO – Os ácidos são compostos inorgânicos que liberam em meio aquoso como cátion principal o H_3O^+ . Na reação com metais, o ácido libera um gás característico, confirmado pelo aparecimento de bolhas.

Qual das reações a seguir contém um ácido como reagente e liberação do gás mencionado anteriormente?



9. UDESC – Analise a série de reatividade dos metais a seguir.

K Ca Mg Al Zn Fe Ni H Cu Ag Au

← Aumento da capacidade de doar elétrons

Assinale a alternativa que contém a reação que irá ocorrer espontaneamente.

- a) $\text{Fe}_{(s)} + \text{Ca}(\text{NO}_3)_{2(aq)} \rightarrow$
 b) $\text{Ni}_{(s)} + 2 \text{KCl}_{(aq)} \rightarrow$
 c) $\text{Mg}_{(s)} + \text{CuSO}_4(aq) \rightarrow$
 d) $2 \text{Ag}_{(s)} + \text{NiSO}_4(aq) \rightarrow$
 e) $\text{Cu}_{(s)} + \text{ZnSO}_4(aq) \rightarrow$

10. IFSul-RS (adaptado) – Quando o ácido clorídrico, conhecido popularmente como ácido muriático, entra em contato com objetos de ferro, ocorre uma reação de simples troca. Represente a equação citada no texto.

11. PUC-PR – Um experimento realizado por um grupo de estudantes de química consiste em determinar o volume de gás liberado em uma reação química específica. Em um balão (A) de 500 mL, foram adicionados 12,0 g de magnésio metálico puro, juntamente com uma solução de 100,0 mL de HCl 12,0 mol/L. Ao balão (A), foi acoplado um tubo de vidro, a fim de coletar o gás despreendido da reação. O gás foi transferido para um recipiente (B), que está a uma temperatura de 27 °C e pressão de 760 mmHg. Considere que o volume do tubo de vidro é desprezível e que todo o gás produzido na reação foi transferido para o recipiente (B).

Dados: $\text{Mg} = 24 \text{ g/mol}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K}$

De acordo com o enunciado anterior, julgue as afirmativas.

- I. Trata-se de uma reação de simples troca ou deslocamento.
 II. O gás produzido na reação química é o gás carbônico CO_2 .
 III. O gás produzido na reação química é o gás hidrogênio H_2 .
 IV. Todo o magnésio metálico foi consumido; portanto, este é o reagente limitante.
 V. O volume de gás coletado no recipiente (B) é igual a 12,3 L.

Assinale a alternativa correta.

- a) Somente as afirmativas I, III, IV e V estão corretas.
 b) Somente as afirmativas III e V estão corretas.
 c) Somente a afirmativa V está correta.
 d) Somente as afirmativas I e III estão corretas.
 e) Somente as afirmativas II, III e IV estão corretas.

12. PUC-RS (adaptado) – Adicionou-se uma porção de magnésio a uma solução de ácido clorídrico em um frasco de erlenmeyer. Na boca do frasco, adaptou-se um balão de borracha bastante flexível. Após algum tempo, o balão encheu-se de gás. Ele ascendeu após ter sua ponta amarrada e ser solto no ar. Ao aproximar um palito de fósforo aceso, ele explodiu.

Com base nessas informações citadas no texto, represente a equação do metal com o ácido clorídrico.

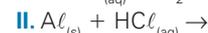
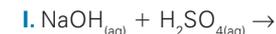
13. Mackenzie-SP – Da equação



- a) o bromo é mais reativo que o cloro.
 b) ocorre uma reação de dupla troca.
 c) o cloro é mais reativo que o bromo, deslocando-o.
 d) o sódio é mais eletronegativo que o cloro.
 e) a molécula de bromo é monoatômica.

14. UEPG-PR – Completando as equações químicas a seguir e após balanceamento, assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

Dados: reatividade dos metais: $\text{Na} > \text{Li} > \text{Al} > \text{H} > \text{Ag} > \text{Au}$



- 01) Na equação I, forma-se um sal inorgânico.
 02) Na equação II, há liberação de gás hidrogênio.
 04) NaSO_4 e AlCl_2 estão entre os produtos das reações I e II.
 08) Na equação I balanceada, verifica-se a formação de 2 mols de água.

Dê a soma das alternativa(s) correta(s).

15. UFTM – Uma lâmina de zinco desgasta-se com efervescência, se for mergulhada em uma solução aquosa 1,0 mol/L a 25 °C de

- a) NaCl
 b) HCl
 c) KNO_3
 d) CuSO_4
 e) $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$

16. Unir-RO (adaptado) – Em um tubo de ensaio contendo certa quantidade de zinco em pó, colocou-se uma quantidade suficiente de solução aquosa de sulfato de cobre II. Na sequência, o tubo foi agitado. Represente a equação do metal com a solução descrita no texto.

17. Unifor-CE – Num laboratório, foram feitos testes para avaliar a reatividade de três metais: cobre, Cu, magnésio, Mg, e zinco, Zn. Para tanto, cada um desses metais foi mergulhado em três soluções diferentes: uma de nitrato de cobre, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, uma de nitrato de magnésio, $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, e uma de nitrato de zinco, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$. Neste quadro, estão resumidas as observações feitas ao longo dos testes:

	Cobre	Magnésio	Zinco
$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{aq})$	não reage	reage	reage
$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2(\text{aq})$	não reage	não reage	não reage
$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2(\text{aq})$	não reage	reage	não reage

Considerando essas informações, é correto afirmar que a disposição dos três metais testados, segundo a ordem crescente de reatividade de cada um deles, é

- Cu / Mg / Zn.
- Mg / Zn / Cu.
- Cu / Zn / Mg.
- Zn / Cu / Mg.
- Mg / Cu / Zn.

ESTUDO PARA O ENEM

18. Unisinos-SP

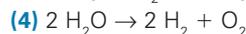
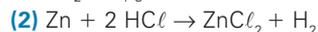
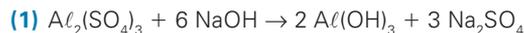
C7-H24

QUÍMICA É VIDA

Há muitos séculos, o homem começou a estudar os fenômenos químicos. Os alquimistas podiam buscar a transmutação de metais, enquanto outros buscavam o elixir da longa vida. Mas o fato é que, ao misturarem extratos de plantas e substâncias retiradas de animais, nossos primeiros químicos também já estavam procurando encontrar poções que curassem doenças ou que, pelo menos, aliviassem as dores dos pobres mortais. Com seus experimentos, eles davam início a uma ciência que amplia constantemente os horizontes do homem. Com o tempo, foram sendo descobertos novos produtos, novas aplicações, novas substâncias. O homem foi aprendendo a sintetizar elementos presentes na natureza, a desenvolver novas moléculas, a modificar a composição de materiais. A química foi se tornando mais e mais importante até ter uma presença tão grande em nosso dia a dia, que nós nem nos damos mais conta do que é ou não é química. O que sabemos, no entanto, é que, sem a química, a civilização não teria atingido o atual estágio científico e tecnológico que permite ao homem sondar as fronteiras do Universo, deslocar-se à velocidade do som, produzir alimentos em pleno deserto, tornar potável a água do mar, desenvolver medicamentos para doenças antes consideradas incuráveis e multiplicar bens e produtos cujo acesso era restrito a poucos privilegiados. Tudo isso porque QUÍMICA É VIDA.

Disponível em: <<http://abiqum.org.br/>>. Acesso em: 4 maio 2016.

Numere a segunda coluna de acordo com a primeira, que mostra algumas reações do cotidiano:



() Reação de análise

() Reação de síntese

() Reação de simples troca

() Reação de dupla troca

A numeração correta, de cima para baixo, é

a) 1 – 2 – 3 – 4

d) 3 – 4 – 1 – 1

b) 2 – 1 – 4 – 3

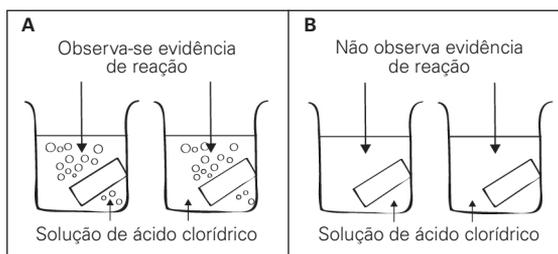
e) 1 – 2 – 4 – 3

c) 4 – 3 – 2 – 1

19. Unimontes-MG

C7-H24

As reações de metais com ácidos são práticas para a obtenção de gás hidrogênio e sais de natureza diversa. O resultado de experimentos com placas dos metais zinco, ferro, cobre e ouro com ácido clorídrico encontra-se representado a seguir:



Em relação aos experimentos, pode-se concluir que

- ocorre a formação do cloreto de cobre II no béquer onde está a placa de cobre.
- o cobre e o ouro são mais reativos que o hidrogênio, portanto não ocorre reação.
- as placas de zinco e ferro são corroídas e há desprendimento de gás hidrogênio.
- o zinco e o ferro, por não serem oxidados, são considerados metais nobres.

20. UEPG-PR

C7-H24

O cloro é largamente usado como antisséptico na purificação da água para consumo, ou nas piscinas, onde habitualmente é aplicado na forma de hipoclorito de sódio. Podemos testar a presença de cloro na água utilizando o iodeto de potássio. Sobre essa reação, é correto afirmar:

- Trata-se de uma reação de síntese, em que o produto obtido é o cloreto de potássio.
- A ação do cloro sobre o KI indica que o cloro apresenta maior reatividade que o iodo e tem a capacidade de substituí-lo em seus compostos.
- O cloreto de potássio formado é um sal insolúvel em água e, portanto, precipita.
- Haverá formação da substância simples I_2 , comprovando ser uma reação de análise ou decomposição.
- É uma reação de dupla troca.

REAÇÕES INORGÂNICAS - REAÇÕES DE DUPLA TROCA

14

ASSET LIBRARY



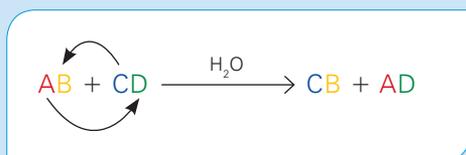
Cálculos renais.

Os cálculos renais (nefrolitíase), popularmente conhecidos como pedras nos rins, surgem pela deposição paulatina de material insolúvel, constituindo um sólido em camadas. Embora não se saiba como são formados, sabe-se que sua composição química varia de uma camada para outra, e os responsáveis mais frequentes por sua formação são o oxalato de cálcio (CaC_2O_4) e o fosfato de cálcio ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$), substâncias pouco solúveis.

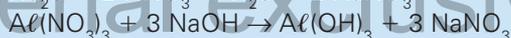
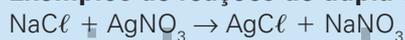
Reações de dupla troca

Duas substâncias compostas reagem produzindo duas novas substâncias compostas. De modo genérico, é possível representar o processo por equações.

Representação genérica:



Exemplos de reações de dupla troca



OCORRÊNCIAS DAS REAÇÕES DE DUPLA TROCA

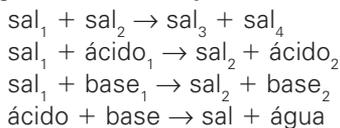
A reação de dupla troca envolve como reagentes duas substâncias compostas, que terão seus cátions trocados, dando origem a duas substâncias compostas,

- Apresentar a equação geral para uma reação de dupla troca
- Condições para ocorrência de dupla troca

HABILIDADES

- Reconhecer a ocorrência de transformações químicas no dia a dia e no sistema produtivo, por meio de evidências macroscópicas (mudanças de cor, desprendimento de gás, mudanças de temperatura, formação de precipitado, emissão de luz etc.), da formação de novos materiais (produtos) com propriedades distintas dos de partida (reagentes).

diferentes das anteriores. Nesse caso, pode-se ter as seguintes combinações:



Para verificar a ocorrência de uma das reações de dupla troca citadas, a reação química deve comportar-se de modo a atender pelo menos a uma dessas condições:

- formação de composto insolúvel em água — precipitado
- formação de composto volátil
- formação de um eletrólito fraco — ácido fraco ou base fraca
- formação de água

Formação de um composto insolúvel

Para saber quando, em uma mistura de duas soluções aquosas, há reação de precipitação, é necessário conhecer a solubilidade das substâncias iônicas, pois somente os compostos de baixa solubilidade precipitam.

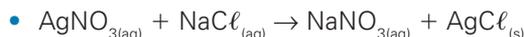
Observações

Dentre as funções inorgânicas, temos as seguintes regras de solubilidade em água a 25 °C:

- ácidos: são, em geral, solúveis;
- bases: são solúveis as bases formadas por metais alcalinos e pelo íon amônio (NH_4^+); são pouco solúveis as bases formadas por metais alcalinoterrosos, exceto o Mg e o Be, que são insolúveis e são insolúveis todas as demais bases;
- sais: a solubilidade dos sais em água (25 °C) pode ser verificada de acordo com as regras a seguir.

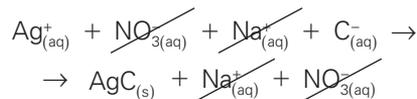
Solúveis	Insolúveis (exceções)
Nitratos (NO_3^-)	—
Cloratos (ClO_3^-)	—
Acetatos (CH_3COO^-)	Ag^+ e Hg_2^{2+}
Cloretos (Cl^-)	AgCl , PbCl_2 , Hg_2Cl_2
Brometos (Br^-)	AgBr , PbBr_2 , Hg_2Br_2
Iodetos (I^-)	AgI , PbI_2 , Hg_2I_2
Sulfatos (SO_4^{2-})	CaSO_4 , SrSO_4 , BaSO_4 , PbSO_4

Insolúveis	Solúveis (exceções)
Sulfetos (S^{2-})	Os demais metais alcalinos, o amônio, o Ca^{2+} , o Sr^{2+} e o Ba^{2+}
Carbonatos (CO_3^{2-})	Os demais alcalinos e o amônio
Fosfatos (PO_4^{3-})	Os demais alcalinos e o amônio
Os demais ânions não citados	Os demais metais alcalinos e o amônio

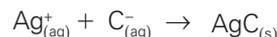


A reação ocorre porque se formou AgCl (cloreto de prata), que é sal insolúvel em água.

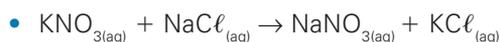
Equação iônica:



Equação iônica reduzida:



Os íons que foram anulados ("cortados") são denominados **íons espectadores**, que, nessa equação, são: $\text{Na}_{(\text{aq})}^+$ e $\text{NO}_{3(\text{aq})}^-$. Já os íons $\text{Cl}_{(\text{aq})}^-$ e $\text{Ag}_{(\text{aq})}^+$, responsáveis pelo surgimento do **precipitado**, são os **íons atores**.

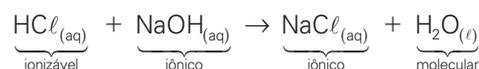


A reação não ocorre porque não se formou nenhum produto menos solúvel que os reagentes. Tanto o NaNO_3 (nitrato de sódio) quanto o KCl (cloreto de potássio) são solúveis em água.

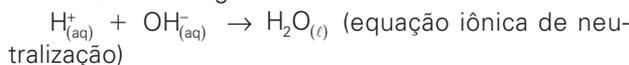
Formação de um eletrólito fraco

A mistura de duas soluções iônicas pode colocar em contato íons capazes de formar eletrólitos fracos, isto é, compostos pouco ionizados, como a água e ácidos fracos.

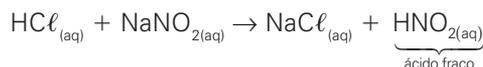
Exemplo



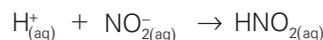
Toda reação de neutralização (entre um ácido e uma base) ocorre por meio da formação de água, que é um produto menos ionizado se comparado com seus reagentes. Sendo assim, sua equação iônica pode ser simbolizada da seguinte maneira:



Exemplo



Fazendo a equação iônica dessa reação, teremos:



Observações

Quanto ao grau de ionização ou de dissociação iônica (α) das funções químicas, temos:

- Ácidos
 - são fortes: $\text{HCl} > \text{HBr} > \text{HI}$
 - é moderado: HF
 - são fracos: todos os demais
- Hidrácidos
 - são fortes: todos os demais

Oxiácidos: serão mais fortes quanto maior for a diferença entre o número de oxigênio (O) menos o número de hidrogênio (H) ionizável.

- Se a diferença for zero → ácido fraco.

Exemplo: H_3BO_3

- Se a diferença for 1 → ácido moderado.

Exemplo: H_2SO_3

Exceção: H_2CO_3 é fraco (instável), apesar de a diferença ser igual a 1.

- Se a diferença for 2 → ácido forte.

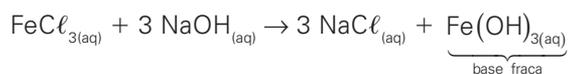
Exemplo: H_2SO_4

- Se a diferença for 3 → ácido muito forte.

Exemplo: HClO_4

• Bases

- São fortes as bases formadas por metais alcalinos e alguns alcalinoterrosos (exceto as bases formadas por Mg e Be, que são insolúveis).
- São fracas as demais bases.

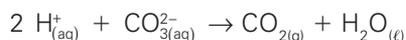


Formação de substância volátil

Nesse caso, devemos ter a formação de pelo menos um produto mais volátil do que os reagentes.

Três reações são extremamente importantes:

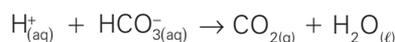
1. Reação de ácidos com carbonatos (CO_3^{2-}), pois há a formação de ácido carbônico (H_2CO_3), que é muito instável e fraco, portanto sofre decomposição, liberando gás carbônico (CO_2) e água.



Um exemplo fundamental é a reação da chuva ácida com carbonato de cálcio (composição das estátuas).

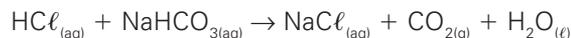


2. Reação de ácidos com carbonatos (HCO_3^-), pois há a formação de ácido carbônico (H_2CO_3), que é muito instável e fraco, portanto sofre decomposição, liberando gás carbônico (CO_2) e água.

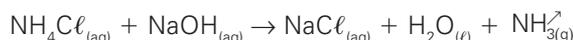


Um exemplo é a reação que ocorre quando se usa o NaHCO_3 (bicarbonato de sódio) para diminuir a acidez

estomacal, fazendo este reagir com o ácido clorídrico presente no estômago.

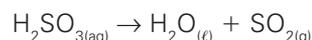


3. Reação de formação do hidróxido de amônio (NH_4OH), que é uma base fraca e que sofre decomposição, liberando gás amônia (NH_3) e água.



Observação

O ácido sulfuroso (H_2SO_3) também é fraco e sofre decomposição, liberando gás dióxido de enxofre (SO_2) e água.



EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. UFES – Quando o mineral magnesita, composto principalmente de carbonato de magnésio, é tratado com ácido clorídrico, observa-se efervescência e desprendimento de um gás inodoro. Qual a alternativa que indica corretamente o gás que é liberado nessa reação?

- a) H_2CO_3
- b) Cl_2
- c) H_2
- d) CO_2**
- e) O_2

Resolução

O CO é o gás formado nessa reação:



2. UFF-RJ – Dadas as substâncias PbCl_2 , Na_2SO_4 , Zn , H_2SO_4 , C , O_2 e Na_2S , combine-as duas a duas de tal modo que se obtenha um produto com

- a) formação de um precipitado;
- b) formação de um óxido gasoso;
- c) formação de um hidrácido;
- d) variação do número de oxidação.**

Resolução

- a) $\text{PbCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{PbSO}_4 \downarrow + 2 \text{NaCl}$
- b) $\text{C}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} \text{CO}_{2(g)}$
- c) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_4$
- d) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2^{\uparrow}$

ROTEIRO DE AULA

REAÇÕES DE DUPLA TROCA

Equação Geral:

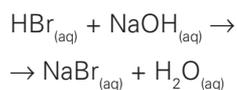


Condições para ocorrer as reações de dupla troca

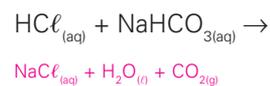
Formação de um produto insolúvel



Formação de um eletrólito fraco



Formação de um produto volátil



EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. **UERN** – A neutralização parcial do ácido sulfúrico com o hidróxido de potássio forma um sal e água. O sal originado por meio dessa reação é o
- sulfito de potássio.
 - sulfato de potássio.
 - bissulfito de potássio.
 - d) bissulfato de potássio**

A reação de neutralização parcial ocorre quando a quantidade de cátions H^+ liberados pelo ácido e a quantidade de ânions OH^- liberados pela base não são iguais. Assim, temos: $KOH + H_2SO_4 \rightarrow \underbrace{KHSO_4}_{\text{Bissulfato de potássio}} + H_2O$

2. **SLMANDIC-SP** – Reações químicas são mudanças na maneira que os átomos estão combinados, formando novas substâncias, com novas propriedades. Como os átomos, moléculas e demais compostos são invisíveis a olho nu, recorremos às evidências perceptíveis aos nossos sentidos para verificar a ocorrência ou não de uma transformação química. Indique a alternativa que apresenta uma evidência de que está ocorrendo uma reação química:
- Formação de montes de areia pela ação dos ventos em dunas.
 - Estalo que se ouve quando um pedaço de corda tensionada se rompe.
 - c) Mudança da cor de peças anatômicas humanas ao serem dissecadas.**
 - Liberação de vapor na água fervente.
 - Formação de serragem quando um marceneiro lixa um pedaço de madeira.

Muitas vezes, as reações químicas ocorrem sem que percebamos a primeira vista. Porém, alguns sinais podem ser evidências de que está ocorrendo **reação química**. Os sinais mais frequentes são mudança de cor, borbulhação (liberação de gás), mudança ou formação de cheiro (odor), liberação de luz ou calor, formação de precipitado.

3. Enem

C7-H24

Em meados de 2003, mais de 20 pessoas morreram no Brasil após terem ingerido uma suspensão de sulfato de bário utilizada como contraste em exames radiológicos. O sulfato de bário é um sólido pouquíssimo solúvel em água, que não se dissolve mesmo na presença de ácidos. As mortes ocorreram porque um laboratório farmacêutico forneceu o produto contaminado com carbonato de bário, que é solúvel em meio ácido. Um simples teste para verificar a existência de íons bário solúveis poderia ter evitado a tragédia. Esse teste consiste em tratar a amostra com solução aquosa de HCl e, após filtrar para separar os compostos insolúveis de bário, adiciona-se solução aquosa de H_2SO_4 sobre o filtrado e observa-se por 30 min.

TUBINO, M.; SIMONI, J. A. Refletindo sobre o caso Celobar®. *Química Nova*, n. 2, 2007. Adaptado.

A presença de íons bário solúveis na amostra é indicada pela

- liberação de calor.
- alteração da cor para rosa.
- c) precipitação de um sólido branco.**

- formação de gás hidrogênio.
- e) volatilização de gás cloro.**

O teste consiste em tratar a amostra, nesse caso de carbonato de bário ($BaCO_3$) com solução aquosa de HCl , e, após filtrar para separar os compostos insolúveis de bário, adiciona-se solução aquosa de H_2SO_4 sobre o filtrado:



Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

4. **Cefet-MG** – Azia é uma sensação de ardor (queimação) e pode ser sintoma de algumas doenças, como refluxo gastroesofágico ou indicação de processos irritativos ou inflamatórios no esôfago. Esse ardor é provocado pela ação do ácido gástrico fora do ambiente estomacal.

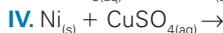
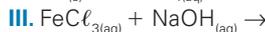
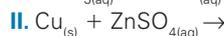
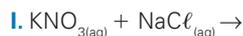
A substância, representada por sua fórmula, que pode ser utilizada, paliativamente, para combater os efeitos da azia é

- CO_2
- $NaCl$
- H_2CO_3
- d) $NaHCO_3$**

O $NaHCO_3$ (bicarbonato de sódio) é o único entre as alternativas que, ao reagir com o ácido, formará um sal, água e gás carbônico, o que combaterá a sensação de azia.



5. **PUC-SP (adaptado)** – As reações químicas podem ocorrer por adição, por decomposição, por simples troca ou dupla troca. Observe as misturas feitas nos itens I a IV.



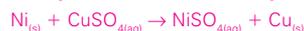
Represente as reações que irão ocorrer por dupla troca com formação de precipitado e por simples troca.

As reações I e II não ocorrem.

A reação III ocorre com formação de precipitado: $(Fe(OH)_3)$.



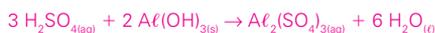
A reação IV ocorre com formação de um metal menos reativo: Cu .



6. IFMT – O sulfato de alumínio é um sal usado frequentemente como um agente floculante no tratamento de água. É produzido através da reação ácido/base, entre o ácido sulfúrico H_2SO_4 e o hidróxido de alumínio $Al(OH)_3$, conforme descrito a seguir: $H_2SO_4 + Al(OH)_3 \rightarrow$

Analise a reação e assinale a alternativa correta.

- a) Trata-se de uma reação de dupla troca produzindo um produto menos ionizado que, nesse caso, trata-se da água.
- b) Trata-se de uma reação de dupla troca produzindo um produto menos ionizado que, nesse caso, trata-se do $Al_2(SO_4)_3$.
- c) Trata-se de uma reação de simples troca produzindo $Al_2(SO_4)_3$ insolúvel.
- d) Trata-se de uma reação de dupla troca produzindo um produto gasoso.
- e) Trata-se de uma reação de simples troca entre ácidos.



Toda reação de neutralização (entre um ácido e uma base) ocorre por meio da formação de água, que é um produto menos ionizado se comparado com seus reagentes.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. Unisc-RS – As fórmulas corretas de ácido e da base que, por neutralização, produzem $FePO_4$, além de água, são, respectivamente,

- a) H_3PO_4 e $Fe(OH)_2$
- b) H_3PO_4 e $Fe(OH)_3$
- c) H_2PO_4 e $Fe(OH)_2$
- d) H_2PO_4 e $Fe(OH)_3$
- e) H_3PO_3 e $Fe(OH)_2$

8. UNESP – Analise o quadro 1, que apresenta diferentes soluções aquosas com a mesma concentração em mol/L e à mesma temperatura.

Quadro 1		
Solução	Nome	Fórmula
1	nitrato de bário	$Ba(NO_3)_2$
2	cromato de sódio	Na_2CrO_4
3	nitrato de prata	$AgNO_3$
4	nitrato de sódio	$NaNO_3$

O quadro 2 apresenta o resultado das misturas, de volumes iguais, de cada duas dessas soluções.

Quadro 2	
Mistura	Resultado
1 + 2	formação de precipitado (ppt 1)
1 + 3	não ocorre formação de precipitado
1 + 4	não ocorre formação de precipitado
2 + 3	formação de precipitado (ppt 2)
2 + 4	não ocorre formação de precipitado
3 + 4	não ocorre formação de precipitado

De acordo com essas informações, os precipitados formados, ppt 1 e ppt 2, são, respectivamente,

- a) $BaCrO_4$ e $NaNO_3$
- b) $BaCrO_4$ e Ag_2CrO_4
- c) $Ba(NO_3)_2$ e $AgNO_3$
- d) Na_2CrO_4 e Ag_2CrO_4
- e) $NaNO_3$ e Ag_2CrO_4

9. UDESC – As reações químicas que resultam na formação de um produto insolúvel são conhecidas como reações de precipitação. Um exemplo desse tipo de reação é a adição de uma solução incolor de iodeto de potássio a uma solução incolor de nitrato de chumbo que produz um precipitado amarelo de iodeto de chumbo e nitrato de potássio aquoso.

A equação que representa essa reação de forma correta e devidamente balanceada é

- a) $PbNO_{3(aq)} + KIO_{3(aq)} \rightarrow PbIO_{3(s)} + KNO_{3(aq)}$
- b) $Pb(NO_{3/2(aq)}) + 2 KI_{(aq)} \rightarrow PbI_{2(s)} + 2 KNO_{3(aq)}$
- c) $Pb(NO_{3/2(aq)}) + KI_{2(aq)} \rightarrow PbI_{2(s)} + K(NO_{3/2(aq)})$
- d) $Pb(NO_{2/2(aq)}) + KIO_{3(aq)} \rightarrow Pb(IO_{3/2(s)}) + 2 KNO_{2(aq)}$
- e) $Pb(NO_{2/2(aq)}) + 2 KI_{(aq)} \rightarrow PbI_{2(s)} + 2 KNO_{2(aq)}$

10. UDESC (adaptado) – O ácido sulfúrico (H_2SO_4) é um dos produtos químicos de maior importância industrial, sendo utilizado em uma variedade de reações químicas, como as mostradas a seguir.

- a) $H_2SO_{4(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow \dots$
- b) $H_2SO_{4(aq)} + BaCl_{2(aq)} \rightarrow \dots$
- c) $H_2SO_{4(aq)} + (NH_4)_2CO_{3(aq)} \rightarrow \dots$

Dê os produtos formados nas reações.

- 11. Fuvest-SP** – Uma jovem estudante quis demonstrar para sua mãe o que é uma reação química. Para tanto, preparou, em cinco copos, as seguintes soluções:

Copo	Solução
1	vinagre
2	sal de cozinha + água
3	fermento químico (NaHCO_3) + água
4	açúcar + água
5	suco de limão

Em seguida, começou a fazer misturas aleatórias de amostras das soluções contidas nos copos, juntando duas amostras diferentes a cada vez. Qual é a probabilidade de que ocorra uma reação química ao misturar amostras dos conteúdos de dois dos cinco copos?

- a) 1/10
b) 1/8
c) 1/5
d) 1/3
e) 1/2
- 12. Unisinos-RS** – Assinale a alternativa correta.
- a) O magnésio queima com uma chama branca muito intensa, através da reação: $\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow \text{MgO}_2$.
- b) A reação $\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + 2 \text{HF}$ é uma reação de dupla troca.
- c) Quando uma lâmina de zinco é introduzida numa solução aquosa de CuSO_4 , ocorre uma reação de dupla troca, com formação de sulfato de zinco, que fica na solução, e a liberação de cobre metálico, que se deposita sobre a lâmina.
- d) Na natureza, não existe cal virgem (CaO), mas há muito calcário (CaCO_3). A cal virgem é fabricada por pirólise do calcário, em fornos especiais, através da seguinte reação de adição: $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{CaO} + \text{CO}_2$.

- 13. UECE** – O fermento é responsável pelo aumento do volume de um bolo, que acontece assim: a temperatura alta faz com que o fermento libere gás carbônico; esse gás se expande e faz o bolo crescer. Quando adicionado na massa, o fermento sofre uma transformação química pela reação entre bicarbonato de sódio e fosfato dihidrogenado de cálcio:



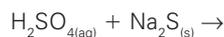
Assinale a opção que apresenta corretamente os produtos ajustados dessa reação química.

- a) $\text{Ca}_2(\text{PO}_4)_3 + 4 \text{Na}_2\text{HPO}_4 + 8 \text{CO}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$
b) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 4 \text{NaHPO}_4 + 8 \text{CO}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$
c) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 4 \text{Na}_2\text{HPO}_4 + 8 \text{CO}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$
d) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 4 \text{Na}_2\text{HPO}_4 + 8 \text{CO}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$
- 14. UFPA (adaptado)** – O ácido sulfúrico é o produto químico mais utilizado na indústria; por isso, costuma-se dizer que o consumo de ácido sulfúrico mede o desenvolvimento industrial de um país.

O H_2SO_4 puro é um líquido incolor, oleoso, denso ($d = 1,84 \text{ g/mL}$), corrosivo e extremamente solúvel

em água (para diluí-lo, deve-se despejá-lo lentamente em água, e nunca o contrário, pois, em razão do calor liberado, quando se despeja água sobre H_2SO_4 , ela vaporiza rapidamente e pode se projetar contra as mãos ou o rosto do operador). O H_2SO_4 ferve a 338°C , que é um valor bem acima da temperatura de ebulição dos ácidos comuns; por isso, é considerado um ácido fixo, isto é, pouco volátil.

- a) A reação a seguir apresenta uma das utilizações do ácido sulfúrico. Escreva os produtos e classifique-a quanto ao tipo de reação.



- b) Indique a que funções inorgânicas pertencem os produtos da reação do item a e indique se a reação ocorre.

15. UPE



Em sua primeira aula de química experimental, uma turma realizou o experimento ilustrado anteriormente: a adição de uma solução de nitrato de chumbo a uma solução de iodeto de potássio. Observando o resultado da rápida reação, um estudante curioso perguntou-se o produto formado era gema de ovo. Depois das risadas, o professor pediu a cinco outros estudantes que explicassem o fenômeno para o colega brincalhão.

As respostas dos estudantes estão apresentadas a seguir:

Qual delas explica corretamente o fenômeno observado?

- a) A adição do nitrato de chumbo torna o sistema ácido, fazendo a coloração do sistema mudar.
- b) A adição do nitrato de chumbo torna o sistema básico, fazendo a coloração do sistema mudar.
- c) A adição do nitrato de chumbo resulta na formação de um sal duplo quanto ao cátion que assume a coloração amarela em meio aquoso.
- d) Ocorre uma reação de dupla troca, com a formação de dois sais pouco solúveis, que provocam a mudança na coloração, ao serem solubilizados em água.
- e) A adição do nitrato de chumbo resulta em uma reação de dupla troca, com a formação de um sal solúvel e de um sal insolúvel, este de coloração amarela, que precipita.

16. Mackenzie-SP – Ao elaborar um resumo sobre a ocorrência das reações químicas de dupla troca, um estudante afirmou que essas reações somente ocorrem se:

- I. reagentes solúveis formarem pelo menos um produto insolúvel;
- II. reagentes voláteis formarem pelo menos um produto não volátil;
- III. reagentes muito dissociados/ionizados formarem pelo menos um produto menos dissociado/ionizado.

De acordo com as informações anteriores, a única reação química de dupla troca que não ocorrerá é

- a) $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{AgCl}$
- b) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{CO}_3$
- c) $\text{HCl} + \text{Na}(\text{CH}_3\text{COO}) \rightarrow \text{NaCl} + \text{CH}_3\text{COOH}$
- d) $\text{KNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{KCl}$
- e) $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{KCN} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2 \text{HCN}$

17. PUC-RJ – Quando ocorre uma reação química, é possível que, no meio aquoso, haja espécies químicas que não participam da reação sem sofrer qualquer alteração. Essas espécies são conhecidas como íons espectadores. Na reação, em meio aquoso, do ácido sulfúrico com hidróxido de rubídio, representada pela equação $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})} + 2 \text{RbOH}_{(\text{aq})} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + \text{Rb}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$ ou pela equação



- a) H^+ e OH^- .
- b) SO_4^{2-} e H^+ .
- c) SO_4^{2-} e OH^- .
- d) Rb^+ e SO_4^{2-} .
- e) Rb^+ e OH^- .

ESTUDO PARA O ENEM

18. Funrei-MG

C7-H24

As chuvas ácidas compreendem um dos mais sérios problemas ecológicos da sociedade contemporânea. Em alguns lugares, como nos países da Escandinávia, ela já matou os peixes dos lagos e rios e, na Alemanha, dizimou florestas. Em Atenas, na Grécia, a superfície de mármore do Parthenon foi transformada em gesso. Que equação química a seguir corresponde ao que ocorreu no Parthenon?

- a) $2 \text{HCl} + \text{CaSO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CaCl}_2$
- b) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- c) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- d) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 \downarrow + 2 \text{H}_2\text{O}$
- e) $2 \text{HCl} + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

19. Enem

C7-H24

Os tubos de PVC, material organoclorado sintético, são normalmente utilizados como encanamento na construção civil. Ao final da sua vida útil, uma das formas de descarte desses tubos pode ser a incineração. Nesse processo, libera-se $\text{HCl}_{(\text{g})}$, cloreto de hidrogênio, dentre outras substâncias. Assim, é necessário um tratamento para evitar o problema da emissão desse poluente. Entre as alternativas possíveis para o tratamento, é apropriado canalizar e borbular os gases provenientes da incineração em

- a) água dura.
- b) água de cal.
- c) água salobra.
- d) água destilada.
- e) água desmineralizada.

20. Enem

C7-H24

Os métodos empregados nas análises químicas são ferramentas importantes para se conhecer a composição dos diversos materiais presentes no meio ambiente. É comum, na análise de metais presentes em amostras ambientais, como água de rio ou de mar, a adição de um ácido mineral forte, normalmente o ácido nítrico (HNO_3), com a finalidade de impedir a precipitação de compostos pouco solúveis desses metais ao longo do tempo. Na ocorrência de precipitação, o resultado da análise pode ser subestimado, porque

- a) ocorreu passagem de parte dos metais para uma fase sólida.
- b) houve volatilização de compostos dos metais para a atmosfera.
- c) os metais passaram a apresentar comportamento de não metais.
- d) formou-se uma nova fase líquida, imiscível com a solução original.
- e) os metais reagiram com as paredes do recipiente que contém a amostra.

NÚMERO DE OXIDAÇÃO - NOX



STUDIOAKANT/ISTOCKPHOTO

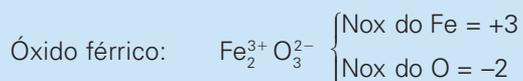
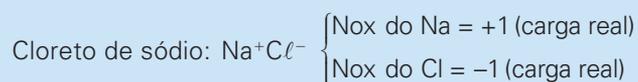
As transformações químicas estão presentes em todo momento no nosso dia-a-dia. Uma das mais comuns é a ferrugem de peças metálicas, como pregos, portões, estruturas metálicas de construção civil etc. Esse processo está associado à exposição dos metais ao oxigênio e à umidade do ar, ocasionando a ferrugem das peças metálicas.

Número de oxidação - Nox

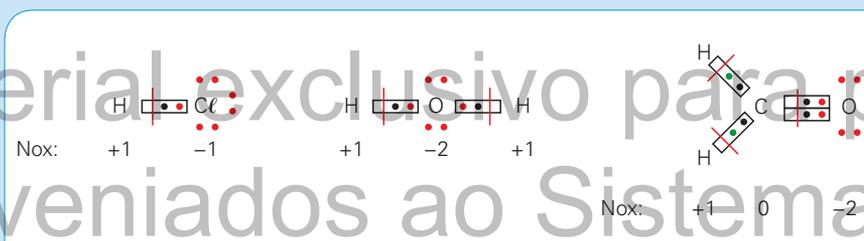
É o número que designa a carga elétrica, real ou aparente (teórica), de um átomo em função da diferença de eletronegatividade entre ele e seus ligantes.

Compostos iônicos: carga real

Exemplo



Compostos moleculares ou covalentes: carga aparente



- Definir número de oxidação (Nox)
- Mostrar as regras de determinação do Nox

HABILIDADES

- Reconhecer, em nível introdutório, a transferência de elétrons entre espécies.
- Saber que, em íons monoatômicos, o número de oxidação é a própria carga do íon.

Regras para determinação do Nox

- **Substâncias simples:** Nox será sempre **zero**, pois não há nem perda nem ganho de elétrons.

Elementos	Nox	Exemplos
Nas substâncias simples	zero	H_2, O_2, Al Nox: 0 0 0

- **Família IA (grupo 1), Ag^+ e NH_4^+ :** Nox sempre +1 são sempre doadores de um elétron.

Família 1 (IA) – Ag e NH_4^+	+1	$AgCl, NaCl, KI$ Nox: +1 +1 +1
----------------------------------	----	-----------------------------------

- **Família II A (grupo 2) e Zn :** Nox sempre +2 são sempre doadores de dois elétrons.

Família 2 (IIA) e Zn	+2	$CaSO_4, ZnCl_2$ Nox: +2 +2
------------------------	----	--------------------------------

- **Alumínio (Al):** Nox +3, ou seja, é sempre doador de três elétrons.

Al	+3	$AlCl_3$ Nox: +3
------	----	---------------------

- **Família VIA (grupo 16):** Quando à direita da fórmula tem Nox –2, ou seja, são receptores de dois elétrons.

Família 16 (VIA) – “À direita” O S Se Te Po	–2	H_2S, H_2Se Nox: –2 –2
--	----	-----------------------------

- **Família VII A (grupo 17):** Quando à direita da fórmula tem Nox –1, ou seja, são receptores de um elétron.

Família 17 (VIIA) – “À direita” F Cl Br I	–1	$NaCl, FeI_3$ Nox: –1 –1
--	----	-----------------------------

- **Hidrogênio ligado a metais das famílias IA e IIA:** Nox –1. Nesse caso, o H é a espécie receptora de um elétron.

Hidrogênio com metal (os metais estão à esquerda na Tabela)	–1	NaH, CaH_2 Nox: –1 –1
---	----	----------------------------

- **Oxigênio:** geralmente tem Nox –2, ou seja, receptor de dois elétrons.

Oxigênio	–2	H_2O, CaO Nox: –2 –2
----------	----	---------------------------

Exceto nos peróxidos, onde o oxigênio tem Nox –1, isto é, receptor de um elétron.

Oxigênio nos peróxidos	–1	H_2O_2, CaO_2 Nox: –1 –1
------------------------	----	-------------------------------

- **Íons monoatômicos:** a carga do íon é o próprio Nox.

Íon	Qualquer caso	A carga do íon	$Na^+ \Rightarrow Nox = +1$ $Ca^{2+} \Rightarrow Nox = +2$ $F^- \Rightarrow Nox = -1$ $N^{3-} \Rightarrow Nox = -3$
-----	---------------	----------------	--

- **A soma dos Nox nos compostos é sempre zero.**

	H_2	S	O_3	
Nox	+1	+x	–2	
Atomicidade	2	x	3	
Cargas totais	+2	+x	–6	= 0

Portanto, $x = 4$; como só existe um átomo de enxofre, o Nox será +4 do crômio.

	K_2	Cr_2	O_7	
Nox	+1	+x	–2	
Atomicidade	2	2	7	
Cargas totais	+2	+2x	–14	= 0

Portanto, $x = 12$; como existem dois átomos de crômio, o Nox será $\frac{x}{2} = \frac{12}{2} = 6$.

- **A soma dos Nox nos compostos iônicos é igual à sua carga.**

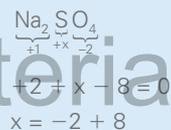
	C_2	O_4^{2-}	
Nox	x	–2	
Atomicidade	2	8	
Cargas totais	2x	–8	= –2

Portanto, $x = 6$; como existem dois átomos de crômio, o Nox será $\frac{x}{2} = \frac{6}{2} = 3$.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. **UCB-DF** – Analise a substância sulfato de sódio (Na_2SO_4) e encontre o número de oxidação do enxofre. Considere que o sódio é um metal alcalino (grupo I da Tabela Periódica) e o oxigênio está, assim como o enxofre, na família dos calcogênios (grupo 16).

Resolução

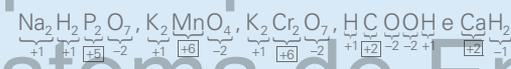


O número de oxidação do enxofre é +6.

2. **UFMG** – Os estados de oxidação dos elementos sublinhados são, na ordem a seguir, iguais a $Na_2H_2P_2O_7$, K_2MnO_4 , $K_2Cr_2O_7$, $HCOOH$ e CaH_2

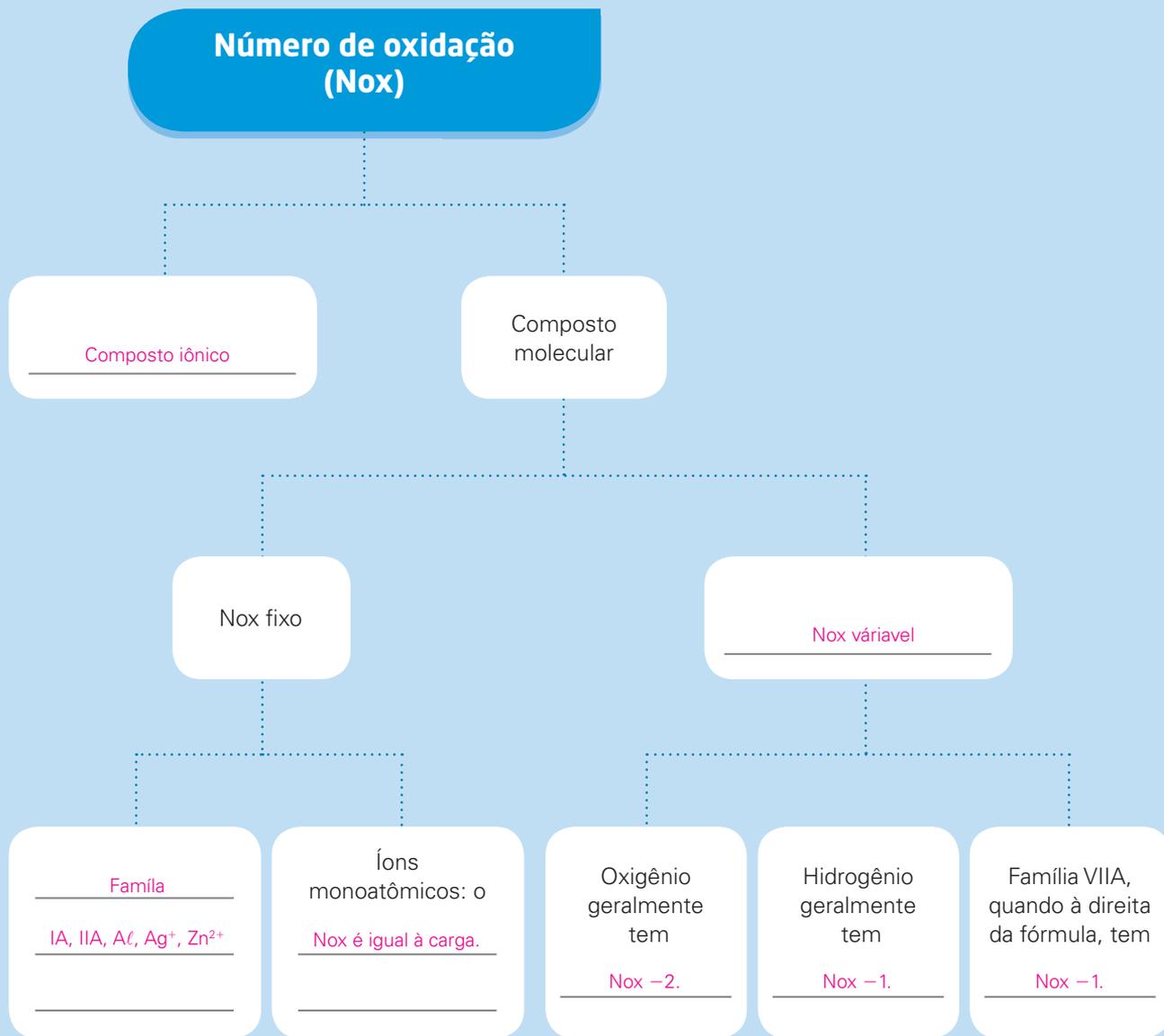
- +5, +6, +6, –2 e –1
- +5, +6, +6, +2 e –1
- +7, +7, +12, –2 e +1
- +7, +7, +6, +2 e –1
- +5, +6, +12, –2 e +1

Resolução



Assim, a sequência é +5, +6, +6, +2 e –1.

ROTEIRO DE AULA

Número de oxidação
(Nox)

Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

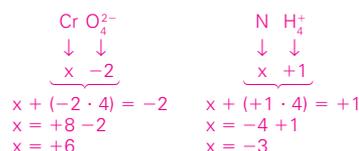
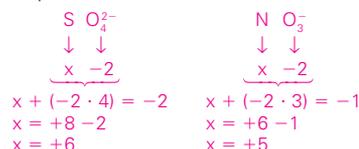
1. **UERJ** – Em estações de tratamento de água, é feita a adição de compostos de flúor para prevenir a formação de cáries. Dentre os compostos mais utilizados, destaca-se o ácido fluossilícico, cuja fórmula molecular corresponde a H_2SiF_6 .

O número de oxidação do silício nessa molécula é igual a

- a) +1
b) +2
c) +4
d) +6



2. **UFES** – Nos Estados Unidos e no Canadá, são coletadas amostras de água de chuva, desde os anos 1970, com o intuito de determinar a acidez da água através de medida de pH e para a determinação do teor dos íons SO_4^{2-} , NO_3^- , Cl^- , NH_4^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , K^+ , Na^+ . Determine o número de oxidação do enxofre, nitrogênio em suas espécies e cromo.

3. **Fatec-SP**

C7-H24

Estima-se que cerca de um bilhão de pessoas sofram com a falta de água potável no mundo. Para tentar combater esse tipo de problema, uma empresa desenvolveu um purificador de água distribuído na forma de um sachê, que é capaz de transformar dez litros de água contaminada em dez litros de água potável. Os principais componentes do sachê são sulfato de ferro (III) e hipoclorito de cálcio.

Para purificar a água, o conteúdo do sachê deve ser despejado em um recipiente com dez litros de água não potável. Depois, é preciso mexer a mistura por cinco minutos, para ocorrer a união dos íons cálcio (Ca^{2+}) e dos íons sulfato (SO_4^{2-}), produzindo sulfato de cálcio, que vai ao fundo do recipiente juntamente com a sujeira. Em seguida, a água deve ser passada por um filtro, que pode ser até mesmo uma camiseta de algodão limpa. Para finalizar, deve-se esperar por 20 minutos para que ocorra a ação bactericida dos íons hipoclorito, ClO^- .

Assim, em pouco tempo, uma água barrenta ou contaminada transforma-se em água limpa para o consumo.

Disponível em: <http://fnyurl.com/y7gdw9qx>. Acesso em: out. 2018. Adaptado.

Os números de oxidação do enxofre e do cloro nos íons SO_4^{2-} e ClO^- são, respectivamente,

- a) +1 e -2
b) +4 e -1
c) +5 e 0
d) +6 e +1
e) +8 e +2



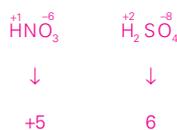
Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

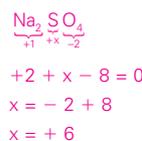
4. **IF Sul-RS** – A chuva ácida ocorre quando existe na atmosfera uma alta concentração de óxidos de enxofre (SO_2) e óxidos de nitrogênio (NO , NO_2 , N_2O_5) que, quando em contato com a água em forma de vapor, formam ácidos como o HNO_3 e H_2SO_4 .

Os Nox do nitrogênio e do enxofre, nesses ácidos, são respectivamente,

- a) +5 e +6**
b) +5 e +4
c) +3 e +6
d) +6 e +4



5. **UCB-DF** – Analise a substância sulfato de sódio (Na_2SO_4) e encontre o número de oxidação do enxofre. Considere que o sódio é um metal alcalino (grupo I da Tabela Periódica) e o oxigênio está, assim como o enxofre, na família dos calcogênios (grupo 16).



O número de oxidação do enxofre é +6.

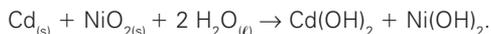
6. **Unioeste-PR** – Os estados de oxidação do bromo nas substâncias HBr , KBrO , Br_2 , KBrO_3 e KBrO_4 são, respectivamente,

- a) -1, +1, 0, +5, +7**
b) -1, -1, -1, -5, -7
c) +1, +1, +1, +1, +1
d) -1, +1, 0, -1, +4
e) -1, +1, 0, -5, -7



EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. UECE (adaptado) – Pilhas de Ni-Cd são muito utilizadas em eletrodomésticos caseiros, como em rádios portáteis, controles remotos, telefones sem fio e aparelhos de barbear. A reação de oxirredução desse tipo de pilha é



Qual o número de oxidação do cádmio e do níquel, nos compostos que aparecem na reação química?

8. UFMG – Os estados de oxidação dos elementos sublinhados são, na ordem a seguir, iguais a



- a) +5, +6, +6, -2 e -1
- b) +5, +6, +6, +2 e -1
- c) +7, +7, +12, -2 e +1
- d) +7, +7, +6, +2 e -1
- e) +5, +6, +12, -2 e +1

9. IFSul-RS – O sal marinho é composto principalmente por NaCl , MgCl_2 , CaCl_2 e contém traços de mais de 84 outros elementos. Sobre os sais citados e os elementos químicos que os compõem, é correto afirmar que

- a) o Nox do magnésio é +2.
- b) o cloro nesses sais tem Nox +1.
- c) o sódio é um metal alcalino terroso.
- d) os sais são formados por ligações covalentes.

10. Ita-SP – Assinale a opção que contém o número de oxidação do crômio no composto $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^+$.

- a) Zero
- b) +1
- c) +2
- d) +3
- e) +4

11. UFRGS-RS – Postar fotos em redes sociais pode contribuir com o meio ambiente. As fotos digitais não utilizam mais os filmes tradicionais; no entanto, os novos processos de revelação capturam as imagens e as colocam em papel de fotografia, de forma semelhante ao que ocorria com os antigos filmes. O papel é então revelado com os mesmos produtos químicos que eram utilizados anteriormente. O quadro a seguir apresenta algumas substâncias que podem estar presentes em um processo de revelação fotográfica.

Substância	Fórmula
Brometo de prata	AgBr
Tiosulfato de sódio	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$
Sulfito de sódio	Na_2SO_3
Sulfato duplo de alumínio e potássio	$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$
Nitrato de prata	AgNO ₃

Sobre essas substâncias, é correto afirmar que os átomos de

- a) prata no AgBr e no AgNO₃ estão em um mesmo estado de oxidação.
- b) enxofre no Na₂S₂O₃ e no Na₂SO₃ estão em um mesmo estado de oxidação.
- c) sódio no Na₂S₂O₃ estão em um estado mais oxidado que no Na₂SO₃.
- d) enxofre no Na₂S₂O₃ estão em um estado mais oxidado que no Na₂SO₃.
- e) oxigênio no KAl(SO₄)₂ estão em um estado mais oxidado que no AgNO₃.

12. UERJ – O nióbio é um metal encontrado em jazidas naturais, principalmente na forma de óxidos. Em uma jazida que contenha nióbio com número de oxidação +5, a fórmula do óxido predominante desse metal corresponde a

- a) NbO₅
- b) Nb₅O
- c) Nb₅O₂
- d) Nb₂O₅

13. UFRR – Nas substâncias Na₂SO₄, HPO₃²⁻, KMnO₄ e Cu(NO₃)₂, os números de oxidação dos elementos S, P, Mn e N são, respectivamente,

- a) +6, -3, -7 e +5
- b) -6, -3, +7 e -5
- c) +5, +7, +3 e +6
- d) +6, +3, +7 e +5
- e) -6, -3, -7 e -5

14. FMP-RJ – Em 2012, cientistas criaram condições em laboratório para que bactérias produzissem ouro de 24 quilates. As bactérias extremófilas *Cupriavidus metallidurans* crescidas na presença de cloreto de ouro, que seria tóxico para a maioria dos seres vivos, sobrevivem porque convertem essa substância em ouro metálico.

Sabendo-se que a fórmula do cloreto de ouro é AuCl₃ ou Au₂Cl₆, dê o número de oxidação do ouro.

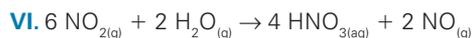
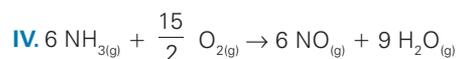
15. Urca-CE – Os números de oxidação do cromo e do manganês nos compostos CaCrO₄ e KMnO₄ são, respectivamente,

- a) +2 e +2
- b) -2 e -2
- c) +6 e +7
- d) +6 e +6
- e) -6 e -6

16. Unirg-TO – O cromato de potássio, quando dissolvido em água, apresenta coloração amarela. Ao acidificar o meio, a solução aquosa torna-se alaranjada como resultado da conversão dos íons cromato para íons dicromato. A fórmula iônica do íon dicromato e o estado de oxidação do cromo são, respectivamente,

- a) CrO_4^{2-} e +6
- b) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ e +6
- c) CrO_4^{2-} e +3
- d) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ e +3

17. FGV-SP – O ácido nítrico é um importante insumo para a produção de fertilizantes, explosivos e tintas. Sua produção industrial é feita pelo processo Ostwald, em três etapas que podem ser representadas pelas reações:



Os valores dos números de oxidação do átomo de nitrogênio nas espécies nitrogenadas na equação da etapa III do processo Ostwald, na ordem apresentada, são, respectivamente,

- a) +4, +5 e +2
- b) +4, -5 e -2
- c) +2, +3 e +1
- d) -4, +5 e +2
- e) -4, +5 e -2

ESTUDO PARA O ENEM

18. UEFS-BA

C7-H24

Pesquisa desenvolvida pela Universidade de Lisboa avalia o potencial cosmético do óleo proveniente da borra do café e dos grãos de café verde para o desenvolvimento de uma nova geração de filtros solares. A adição de dois tipos de partículas distintas mostrou-se benéfica, tendo sido desenvolvido um sistema que garantiu um fator de proteção solar elevado, proteção UVA (conferida pelo ZnO) e UVB (conferida pelo TiO_2). Essas partículas (ZnO e TiO_2) foram usadas como filtros solares físicos e agentes estabilizadores da emulsão, sendo previamente dispersas no óleo.

Jornal Unesp, outubro de 2016. Adaptado.

A carga elétrica do íon titânio no TiO_2 é

- a) +2
- b) -4
- c) -2
- d) +4
- e) +6

19. Univag-MT

C7-H24

Em sua forma reduzida, os metais apresentam-se com diferentes tonalidades de cinza, mas muitos deles, quando oxidados, apresentam coloração bastante variada. É o caso, por exemplo, do manganês que, no seu estado máximo de oxidação (Mn^{7+}), possui coloração roxa. Porém, quando esse mesmo metal perde apenas dois elétrons, forma-se uma coloração rosa-claro.

Assinale a alternativa que contém as fórmulas de dois sais de manganês que apresentam, respectivamente, as colorações roxa e rosa-claro.

- a) KMnO_4 e MnBr_2
- b) K_2MnO_4 e MnCl_3
- c) MnS e Mn_3N_2
- d) KMnO_4 e MnO_2
- e) MnCl_2 e NaMnO_4

20. Unemat-MT

C7-H24

Nitratos e nitritos são utilizados como conservantes em produtos cárneos curados (como os embutidos, por exemplo), com a finalidade de inibir o crescimento do *Clostridium botulinum* (produtor da toxina que causa botulismo). Apesar de sua importância, a utilização desses íons tem sido questionada devido ao risco que essas substâncias podem trazer à saúde humana.

Os nitratos, no interior do nosso organismo ou quando expostos a altas temperaturas (processo de cocção), podem ser convertidos em nitritos, e é nesse ponto que surge a grande preocupação, pois estes podem dar origem a nitrosaminas, as quais apresentam atividade carcinogênica.

Disponível em: <http://inciencia.com.br/2015/04/20/nitrato-faz-bem-oufaz-mal/>. Acesso em: nov. 2015. Adaptado.

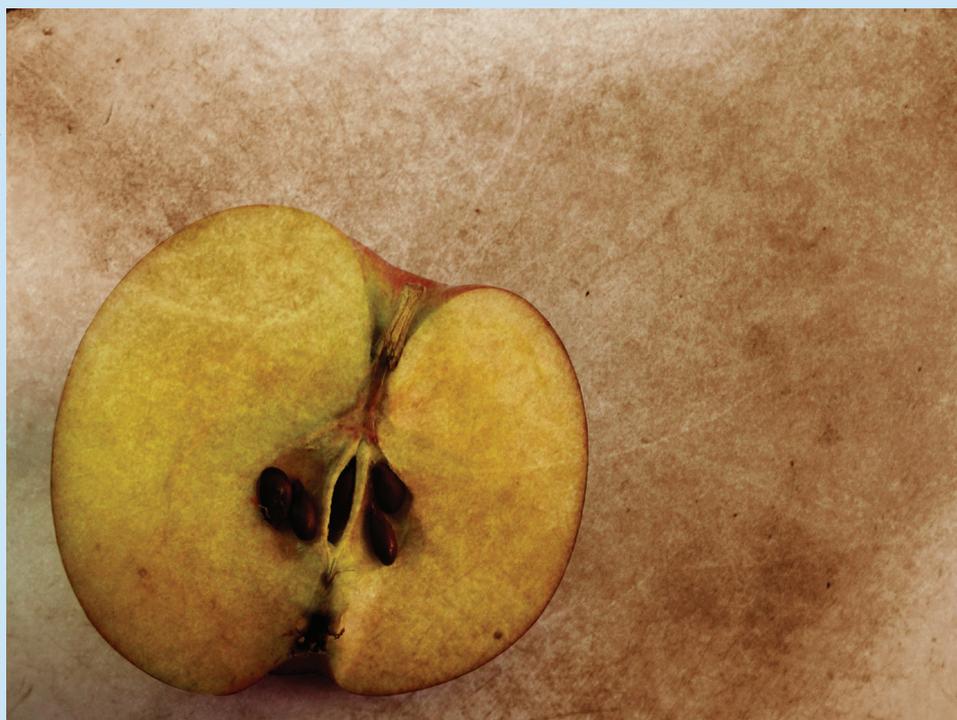
Acerca dos íons citados no texto, assinale a alternativa que apresenta o número de oxidação do nitrogênio, respectivamente.

- a) -1 e -2
- b) -1 e +3
- c) +3 e +3
- d) +5 e +3
- e) +5 e -5

AGENTES OXIDANTE E REDUTOR

16

DMITRIEVALIDIYA/SHUTTERSTOCK



Fatia de uma maçã oxidada.

As reações de oxidação e redução estão presentes em nosso cotidiano. Quando cortamos uma maçã em fatias e a deixamos exposta ao ar, ocorre uma reação de oxidação de certos compostos existentes nas células desse alimento que estão em contato com o oxigênio do ar, ou seja, a maçã escurece, porque algumas proteínas e alguns pigmentos presentes no interior dos frutos, quando em contato com o oxigênio, luz ou metal, mudam de cor.

Outra situação comum no dia a dia é quando uma barra de ferro sofre formação de ferrugem; nesse caso, costumamos ouvir que “o ferro se oxidou”. O processo de **oxidação** e o seu oposto, o processo de **redução**, podem ser analisados em transformações importantes da química, genericamente chamadas de **reações de oxirredução ou redox**.

Oxidação e redução

Oxidação e redução são processos que ocorrem simultaneamente, pois estão associados à transferência de elétrons. A esses dois processos ocorrendo simultaneamente damos o nome de **reação de oxirredução**.

Oxidação: é o processo no qual ocorre perda de elétrons por uma espécie química, ou seja, há um aumento no Nox.

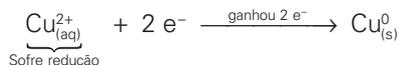


- Definir oxidação e redução, agentes oxidantes e redutores
- Mostrar as reações de oxirredução

HABILIDADES

- Caracterizar os processos de oxidação e redução.
- Interpretar os processos de oxidação e redução com base nas ideias sobre a estrutura da matéria.
- Reconhecer, pela equação química, que uma reação é de oxirredução.
- Identificar os elementos que sofrem oxidação e redução em uma oxirredução.

Redução: é o processo no qual ocorre **ganho** de elétrons por uma espécie química.



Reações de oxirredução:



Agentes oxidante e redutor

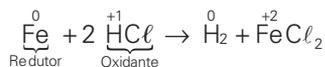
Em um processo de oxirredução, as espécies químicas que sofrem oxidação ou redução recebem nomes especiais, **agente oxidante** e **agente redutor**.

Oxidante: recebe elétrons, sofre redução e seu Nox diminui.

Para que o elemento sofra redução, é necessário causar a oxidação de outro elemento, daí o nome oxidante.

Redutor: cede elétrons, sofre oxidação e seu Nox aumenta.

Para que o elemento sofra oxidação, é necessário causar a redução de outro elemento, daí o nome redutor.



A espécie química que provoca a REDUÇÃO chama-se AGENTE REDUTOR.

A espécie química que provoca a OXIDAÇÃO chama-se AGENTE OXIDANTE.

Observação

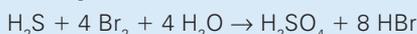
Note que os agentes redutor e oxidante são as substâncias reagentes que possuem o elemento que sofreu oxidação ou redução, e não apenas o elemento em questão.

A oxidação e a redução são processos simultâneos e um não pode ocorrer sem o outro. Daí o termo oxirredução.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. FEI-SP

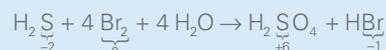
Na reação de redox:



Quanto ao agente oxidante e ao agente redutor, respectivamente, assinale a alternativa correta:

- a) Br_2 (perde elétrons) e H_2S (recebe elétrons).
- b) Br_2 (recebe elétrons) e H_2S (perde elétrons).
- c) H_2S (perde elétrons) e Br_2 (recebe elétrons).
- d) H_2O (recebe elétrons) e H_2S (perde elétrons).
- e) H_2S (perde elétrons) e H_2O (recebe elétrons).

Resolução



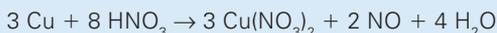
Br sofre redução (de zero para -1) – recebe elétrons.

Br_2 = agente oxidante

S sofre oxidação (de -2 para $+6$) – perde elétrons.

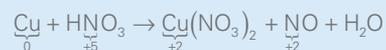
H_2S = agente redutor

2. UFAM – Analisando a reação a seguir, podemos afirmar:



- a) O cobre é o redutor porque ele é reduzido.
- b) O nitrogênio é o redutor porque ele é oxidado.
- c) O nitrogênio é o redutor porque ele é reduzido.
- d) Não é uma reação de oxirredução.
- e) O cobre é o redutor porque ele é oxidado.

Resolução



Trata-se de uma reação de oxirredução.

O cobre (Cu) sofreu oxidação, portanto ele é agente redutor.

O nitrogênio (N) sofreu redução, portanto ele é agente oxidante.

ROTEIRO DE AULA

Reações de oxidorredução

Oxidação: proceso de
perda de elétrons

Redução: processo de
ganho de elétrons

Agente redutor: contém a
espécie que sofre oxidação.

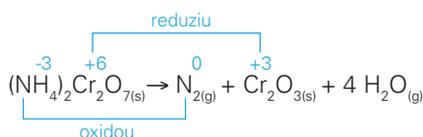
Agente oxidante: contém a
espécie que sofre a redução.

Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

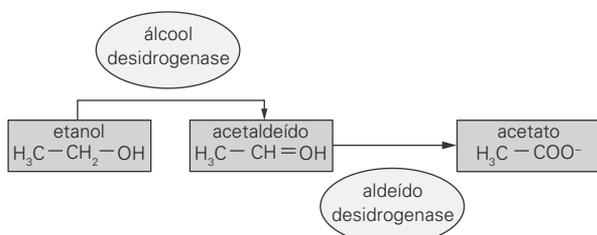
EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. **Ulbra-RS** – A frase “O processo descrito é uma reação redox, pois o _____ sofre redução e o _____ sofre oxidação” fica correta, quando os espaços em branco são completados, respectivamente, pelas palavras

- hidrogênio; oxigênio.
- Cromo; hidrogênio.
- oxigênio; cromo.
- Cromo; nitrogênio.**
- nitrogênio; cromo.



2. **UNESP (adaptado)** – O primeiro passo no metabolismo do etanol no organismo humano é a sua oxidação ao acetaldeído pela enzima denominada álcool desidrogenase. A enzima aldeído desidrogenase, por sua vez, converte o acetaldeído em acetato.



Indique números de oxidação médios do elemento carbono no etanol, no acetaldeído e no íon acetato.

$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ (etanol)



$$+2x + 6 - 2 = 0$$

$$x = -2$$

$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$ (acetaldeído)



$$+2y + 4 - 2 = 0$$

$$y = -1$$

$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ (acetato)



$$+2z + 3 - 4 = -1$$

$$z = 0$$

3. **Espcex-SP/Aman-RJ (adaptado)**

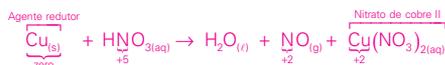
C7-H24

O cobre metálico pode ser oxidado por ácido nítrico diluído, produzindo água, monóxido de nitrogênio e um sal (composto iônico). A reação pode ser representada pela seguinte equação química (não balanceada):



O agente redutor da reação e o nome do composto iônico formado são, respectivamente,

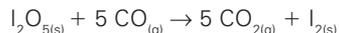
- Cu e nitrato de cobre I.
- Cu e nitrato de cobre II.**
- HNO_3 e nitrito de cobre II.
- NO e nitrato de cobre II.
- NO e nitrato de cobre I.



Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

4. **UCS-RS** – O pentóxido de iodo é utilizado na detecção e quantificação do monóxido de carbono, em gases de escape de motores de combustão, de acordo com a equação química balanceada representada a seguir.



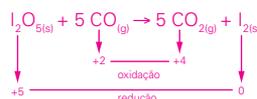
Posteriormente, a quantificação do CO pode ser feita, titulando-se o iodo formado, com tiosulfato de sódio.

Na detecção e quantificação do CO,

- o I_2O_5 é o agente redutor.
- ocorre a redução do iodeto.
- ocorre a oxidação do átomo de carbono do CO.**
- o CO_2 é o agente oxidante.
- ocorre uma transferência de elétrons do I_2O_5 para o CO.

Agente oxidante I_2O_5

Agente redutor CO

5. **UDESC (adaptado)**

– A reação de combustão da gasolina, do álcool e de outros combustíveis produz gás carbônico, vapor-d'água, fuligem e alguns óxidos de nitrogênio, que podem intensificar, entre outros problemas, a chuva ácida. Os conversores catalíticos, usados nos automóveis, convertem óxidos de nitrogênio, incluindo o NO_2 , em N_2 , antes de lançar os efluentes gasosos na atmosfera. Uma tecnologia alternativa que vem sendo explorada, para uso nos conversores catalíticos, é o uso de ácido isocianico ($\text{H}-\text{N}=\text{C}=\text{O}$) que reage com NO_2 , conforme a equação (não balanceada):



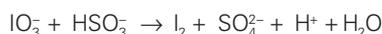
Em relação à equação, indique o agente oxidante e o redutor.

Ácido isocianico: agente redutor

Dióxido de nitrogênio: agente oxidante



6. Mackenzie-SP – A respeito da equação iônica de oxirredução a seguir, não balanceada, são feitas as seguintes afirmações:

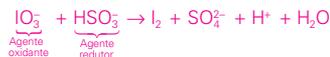


- I. Há transferência de elétrons do elemento enxofre para o elemento iodo.
- II. O agente oxidante é o ânion iodato.
- III. O composto que ganha elétrons sofre oxidação.
- IV. O Nox do enxofre varia de +5 para +6.

Das afirmações anteriores, estão corretas somente

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

Temos:



O composto que ganha elétrons sofre redução e o composto que perde elétrons sofre oxidação, logo há uma transferência de elétrons do elemento que sofre oxidação para o elemento que sofre redução.

O Nox do enxofre varia de +4 para +6.

O Nox do iodo varia de +5 para 0.

- I. Correta.
- II. Correta.
- III. Incorreta.
- IV. Incorreta.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. Facisa-MG – A fotossíntese ocorre pela redução de CO_2 a $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. Qual das alternativas a seguir apresenta a explicação mais adequada para tratar o que ocorre como redução?

- a) O Nox do carbono no CO_2 é zero enquanto no $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ é +4.
- b) O Nox do carbono no CO_2 é +4 enquanto no $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ é zero.
- c) A quantidade de CO_2 é diminuída.
- d) A redução se dá pela fotorreação.
- e) A redução se dá pelo consumo de água.

8. UERJ-RJ – Substâncias que contêm um metal de transição podem ser oxidantes. Quanto maior o número de oxidação desse metal, maior será o caráter oxidante da substância. Em um processo industrial no qual é necessário o uso de um agente oxidante, estão disponíveis apenas quatro substâncias: FeO , Cu_2O , Cr_2O_3 e KMnO_4 .

A substância que deve ser utilizada nesse processo, por apresentar maior caráter oxidante, é

- a) FeO
- b) Cu_2O
- c) Cr_2O_3
- d) KMnO_4

9. FASM-SP – Compostos contendo íons dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) ou cromato (CrO_4^{2-}) são tóxicos e carcinogênicos. O equilíbrio químico estabelecido entre esses íons em fase aquosa está representado na equação:

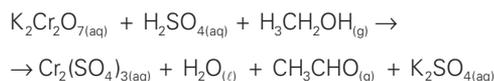


Soluções que contêm íons dicromato necessitam de tratamento prévio para serem descartadas diretamente no meio ambiente. Uma das etapas desse tratamento é a redução do íon dicromato para cromo (III). Qual a

variação do número de oxidação do cromo no processo de redução descrito no texto.

- a) +3 e redução
- b) +3 e oxidação
- c) -3 e redução
- d) +4 e oxidação
- e) -4 e oxidação

10. UDESC (adaptado) – O bafômetro é um aparelho utilizado para medir a quantidade de álcool etílico na corrente sanguínea de uma pessoa. A quantidade de álcool no ar expirado por uma pessoa é proporcional à quantidade na corrente sanguínea. A reação de oxidação – redução que ocorre é:



Considerando a reação anterior, indique os agentes oxidante e redutor.

11. PUC-SP – Dada a reação química balanceada, identifique a espécie que sofre redução, a espécie que sofre oxidação, o agente redutor e o agente oxidante e assinale a alternativa que apresenta a associação correta.



	Sofre redução	Sofre oxidação	Agente redutor	Agente oxidante
a)	HNO ₃	Cu	HNO ₃	Cu
b)	Cu	HNO ₃	Cu	HNO ₃
c)	Cu	HNO ₃	HNO ₃	Cu
d)	HNO ₃	Cu	Cu	HNO ₃

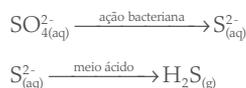
12. Famerp-SP – A imagem mostra o resultado de um experimento conhecido como “árvore de prata”, em que fios de cobre retorcidos em formato de árvore são imersos em uma solução aquosa de nitrato de prata.

Nesse experimento, ocorre uma reação de oxirredução, na qual

- a) átomos de cobre se reduzem.
- b) íons de cobre se reduzem.
- c) íons de nitrato se oxidam.
- d) íons de prata se reduzem.
- e) átomos de prata se oxidam.

13. UNESP

O ciclo do enxofre é fundamental para os solos dos manguezais. Na fase anaeróbica, bactérias reduzem o sulfato para produzir o gás sulfeto de hidrogênio. Os processos que ocorrem são os seguintes:

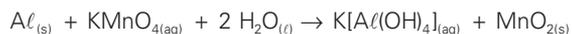


Gilda Schmidt. *Manguezal de Cananeia*, 1989. Adaptado.

Na produção de sulfeto de hidrogênio por esses processos nos manguezais, o número de oxidação do elemento enxofre

- a) diminui 8 unidades.
- b) mantém-se o mesmo.
- c) aumenta 4 unidades.
- d) aumenta 8 unidades.
- e) diminui 4 unidades.

14. Famema-SP – Soluções aquosas de permanganato de potássio não devem ser colocadas em contato com recipientes de alumínio, pois reagem com esse metal, corroendo-o, de acordo com a equação:



- a) Indique qual reagente atua como oxidante e qual reagente atua como redutor. Justifique sua resposta com base na variação dos números de oxidação.

- b) Calcule a massa de alumínio que sofre corrosão quando uma solução contendo 10,0 g de permanganato de potássio reage completamente com esse metal.

Dados: O = 16 u; Al = 27 u; K = 39 u; Mn = 55 u

15. UNESP

Nas últimas décadas, o dióxido de enxofre (SO₂) tem sido o principal contaminante atmosférico que afeta a distribuição de líquens em áreas urbanas e industriais. Os líquens absorvem o dióxido de enxofre e, havendo repetidas exposições a esse poluente, eles acumulam altos níveis de sulfatos (SO₄²⁻) e bissulfatos (HSO₄⁻), o que incapacita os constituintes dos líquens de realizarem funções vitais, como fotossíntese, respiração e, em alguns casos, fixação de nitrogênio.

LIJTEROFF, Rubén. et al. *Revista Internacional de contaminación ambiental*, maio 2009. Adaptado.

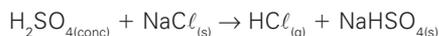
Nessa transformação do dióxido de enxofre em sulfatos e bissulfatos, o número de oxidação do elemento enxofre varia de _____ para _____, portanto sofre _____.

As lacunas desse texto são, correta e respectivamente, preenchidas por

- a) -4; -6 e redução.
- b) +4; +6 e oxidação.
- c) +2; +4 e redução.
- d) +2; +4 e oxidação.
- e) -2; -4 e oxidação.

16. UECE (adaptado) – O conhecimento dos conceitos de oxidação e redução é de fundamental importância no estudo da biologia molecular associado à fotossíntese e à respiração, na redução de minerais para a obtenção de metais, em cálculos estequiométricos, na prevenção da corrosão e no estudo da eletroquímica. Dada à equação, As₂S₃ + HNO₃ + H₂O → H₃AsO₄ + H₂SO₄ + NO, represente as espécies que sofrem oxidação e redução.

17. PUC-SP – A obtenção de gás cloro (Cl_2) em laboratório é realizada em duas etapas. Na primeira, ácido sulfúrico concentrado é gotejado sobre cloreto de sódio sólido, obtendo-se o gás clorídrico. Em seguida, uma solução concentrada de ácido clorídrico reage com dióxido de manganês. O processo pode ser representado pelas reações:



Sobre essas reações, foram feitas as seguintes afirmações:

- I.** As duas reações podem ser classificadas como oxir-redução.

- II.** O dióxido de manganês (MnO_2) atua como agente oxidante na segunda reação.
III. Na segunda reação, nem todos os átomos de cloro presentes no HCl sofrem variação de Nox.
IV. O ácido clorídrico (HCl) é considerado um ácido fraco.

Estão corretas apenas as afirmações

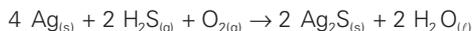
- a)** I e II.
b) III e IV.
c) II e III.
d) I e IV.
e) I e III.

ESTUDO PARA O ENEM

18. UEG-GO

C7-H24

O escurecimento de talheres de prata pode ocorrer devido à presença de derivados de enxofre encontrados nos alimentos. A equação química de oxidação e redução que representa esse processo está descrita a seguir.



Nesse processo, o agente redutor é

- a)** sulfeto de hidrogênio.
b) oxigênio gasoso.
c) sulfeto de prata.
d) prata metálica.
e) água.

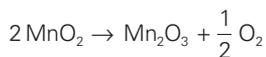
19. FMP-RS

C7-H24

Arqueólogos franceses encontraram grandes quantidades de dióxido de manganês em resquícios de carvão e fuligem das fogueiras. Isso sugere que os Neandertais não gastavam tanta energia atrás desse composto químico só para pintar o corpo, como suspeitavam os pesquisadores, e, sim, para fazer fogueiras. Mas qual a relação desse mineral com o fogo? Toda. Por ser um mineral muito abrasivo, quando moído e colocado sobre madeira, diminui a temperatura necessária para combustão – a centelha ideal para facilitar a vida dos nossos primos distantes.

Disponível em: <<http://super.abril.com.br/ciencia/neandertais--usavam-quimica-para-acender-fogo>>. Acesso em: 18 jul. 2016.
 Adaptado.

O dióxido de manganês, ao ser misturado à madeira, era lentamente aquecido em presença do ar, sofrendo decomposição com liberação de oxigênio e facilitando a combustão da madeira para acender as fogueiras, segundo a seguinte equação:



O dióxido de manganês é um poderoso agente

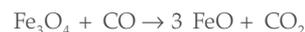
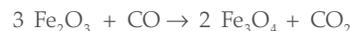
- a)** redutor, por oxidar o oxigênio, sofrendo oxidação.
b) redutor, por oxidar o oxigênio, sofrendo redução.
c) redutor, por reduzir o oxigênio, sofrendo oxidação.
d) oxidante, por oxidar o oxigênio, sofrendo redução.
e) oxidante, por reduzir o oxigênio, sofrendo oxidação.

20. Enem

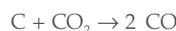
C7-H24

O ferro metálico é obtido em altos-fornos pela mistura do minério hematita ($\alpha - \text{Fe}_2\text{O}_3$) contendo impurezas, coque (C) e calcário (CaCO_3), sendo estes mantidos sob um fluxo de ar quente que leva à queima do coque, com a temperatura no alto-forno chegando próximo a 2000 °C. As etapas caracterizam o processo em função da temperatura.

Entre 200 °C e 700 °C:



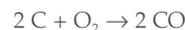
Entre 700 °C e 1200 °C:



Entre 1200 °C e 2000 °C:

Ferro impuro se funde

Formação de escória fundida (CaSiO_3)



BROWN, T. L.; LEMAY, H. E.; BURSTEN, B. E. *Química: a ciência central*. São Paulo: Pearson Education, 2005. Adaptado.

No processo de redução desse metal, o agente redutor é o

- a)** C
b) CO
c) CO_2
d) CaO
e) CaCO_3



Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

QUÍMICA 3A

Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

CIÊNCIAS DA NATUREZA E SUAS TECNOLOGIAS



FUNÇÃO ORGÂNICA OXIGENADA - ÉSTER

- Função oxigenada éster
- Nomenclatura de éster
- Reação de obtenção dos ésteres
- Propriedade dos ésteres

HABILIDADES

- Relacionar nomes de compostos orgânicos com suas fórmulas estruturais e vice-versa.
- Utilizar códigos e nomenclaturas da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.



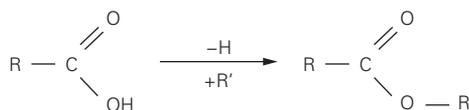
JENN HULLS/SHUTTERSTOCK

Balas coloridas.

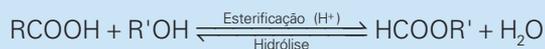
Ésteres são substâncias derivadas da transformação entre um ácido carboxílico e um álcool, as quais estão associadas aos aromas de sabonetes, perfumes e sabores de frutas. A indústria alimentícia utiliza-se muito dos flavorizantes, substâncias artificiais que dão sabores e aromas aos alimentos. Elas são encontradas nas balas, gomas de mascar, bolos, entre outros. O aroma e o sabor de hortelã são obtidos na presença de acetato de etila.

Grupo funcional

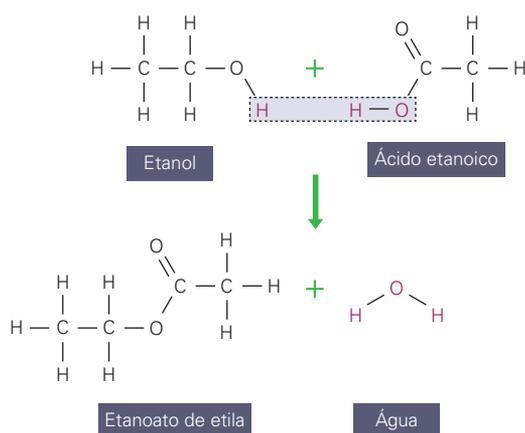
Os ésteres são derivados de ácidos carboxílicos. O ácido carboxílico contém o grupo —COOH , em que o átomo de hidrogênio do grupo OH é trocado por um substituinte orgânico (R).



Sua obtenção dá-se por meio da reação de esterificação, ou seja, reação entre um ácido carboxílico e um álcool. A reação inversa é chamada de hidrólise.

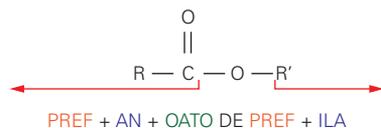


Exemplo

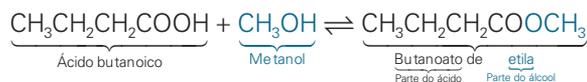


NOMENCLATURA

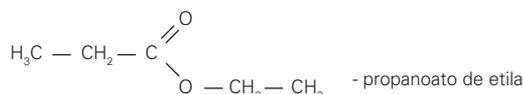
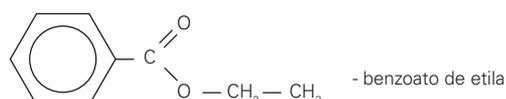
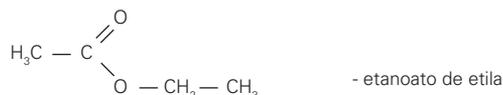
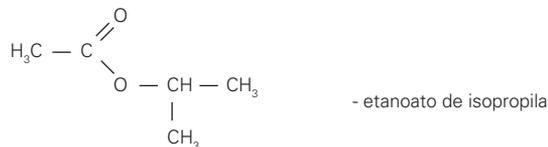
A nomenclatura IUPAC segue a seguinte regra:



Exemplo

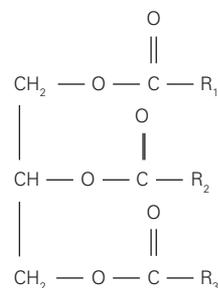


Outros exemplos



PROPRIEDADES

Os ésteres de baixa massa molar são líquidos incolores, nas condições ambientes, de cheiro agradável. Conforme aumenta sua massa molar, eles passam ao estado oleoso até chegarem ao estado sólido, ocorrendo, assim, a perda do cheiro agradável.



Molécula de óleo ou gordura

Os ésteres são insolúveis em água, no entanto são solúveis em álcool, éter e clorofórmio. Como não são capazes de fazer ligação de hidrogênio entre suas moléculas, apresentam temperaturas de ebulição menores do que os álcoois e os ácidos de mesma massa molecular.

A química na mesa

A maioria dos sabores é produzida em laboratório, para irritação dos naturalistas. Mas isso tem suas vantagens.

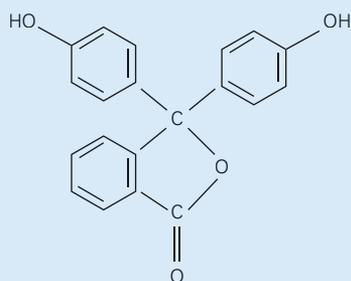
As delícias que você compra no supermercado nem sempre correspondem ao que você pensa que está saboreando. Esses alimentos utilizam cópias fiéis dos aromas naturais, criadas em laboratório por químicos especializados em clonar gostos, os aromistas. Reproduzir um gosto não é moleza. Existem, na natureza, pelo menos 5 000 substâncias identificadas como responsáveis por aromas. Um simples maracujá tem cerca de 300, entre ésteres, terpenos, álcoois e cetonas. Para criar um sabor artificial idên-

tico ao do maracujá, o aromista tem de decompor o gosto da fruta em cada uma de suas moléculas. Depois, ele sintetiza essas moléculas e as combina entre si, até adquirirem o gosto de maracujá. “Para o consumidor, não faz diferença”, disse à SUPER o aromista Moisés Galano, da Firmenich, empresa suíça especializada em criar cheiros e sabores. Apesar de o consumidor torcer o nariz para os sabores artificiais, é benéfico que eles existam. Os gostos naturais são caros demais para o uso industrial. O seu biscoito de morango, se fosse feito com a essência da fruta, custaria até dez vezes mais. Um preço de amargar.

Disponível em: <<https://super.abril.com.br/saude/a-quimica-na-mesa/>>. Acesso em: set. 2018.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

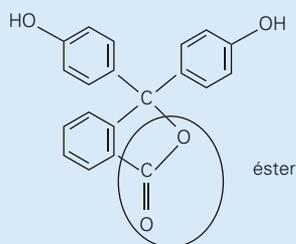
1. Fatec-SP – Observe a estrutura da fenolftaleína.



Além da função fenol, identificamos o grupo funcional pertencente à função

- a) ácido carboxílico. **d) éster.**
 b) aldeído. e) éter.
 c) álcool.

Resolução

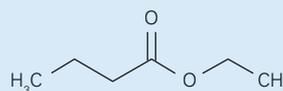


2. Ufla-MG – O butirato de etila, largamente utilizado na indústria, é a molécula que confere sabor de abacaxi a balas, pudins, gelatinas, bolos e outros. Esse composto é classificado como

- a) álcool.
b) éster.
 c) aldeído.
 d) ácido.
 e) cetona.

Resolução

Butirato de etila:



A presença da carbonila (C=O) e do oxigênio em meio à cadeia carbônica é característica de ésteres.

ROTEIRO DE AULA

ÉSTERES

Grupo funcional:

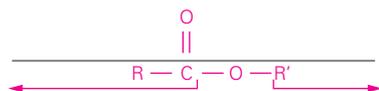
desenhar a estrutura

Reação de esterificação:

ácido carboxílico + álcool \rightleftharpoons éster + água

Propriedades

Nomenclatura:



 PREF + AN + OATO DE PREF + ILA

TE menor que dos álcoois e ácidos correspondentes.

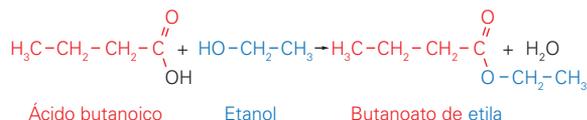
Sólidos (gordura), óleo e líquidos

Insolúveis em água

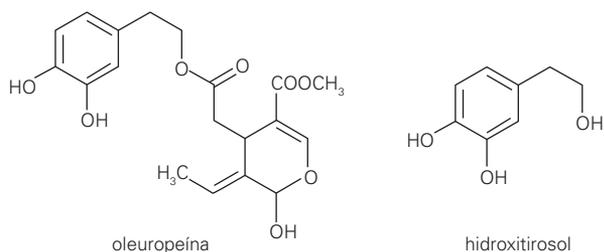
EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. Faceres-SP – Os flavorizantes são substâncias que, adicionadas a um alimento, conferem-lhe um sabor característico. Dentre os compostos sintéticos, destacam-se os ésteres. O éster que confere o sabor de abacaxi é o butanoato de etila. Para a síntese desse composto, serão necessários

- ácido butanoico e etanal.
- ácido etanoico e etanol.
- ácido butanoico e butanol.
- ácido butanoico e etanol.
- ácido etanoico e butanol.

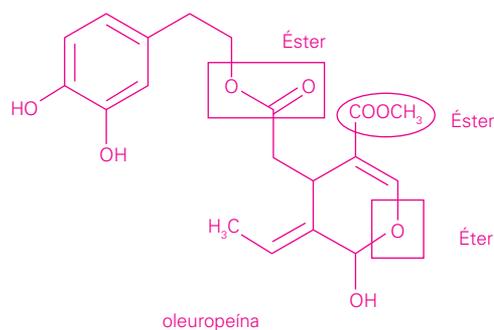


2. Fac. Santa Marcelina-SP (adaptado) – A oleuropeína é o composto fenólico mais abundante presente nas folhas da oliveira. A partir dessa substância, produz-se o hidroxitirosol, um poderoso antioxidante ortodifenólico, responsável por grande parte dos benefícios atribuídos ao azeite de oliva extravirgem.



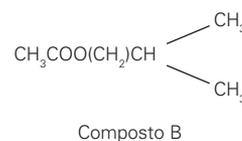
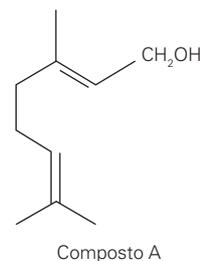
O hidroxitirosol e um segundo álcool podem ser obtidos por hidrólise ácida da oleuropeína. Indique duas funções orgânicas presentes na molécula de oleuropeína, além da função fenol.

Funções orgânicas presentes na molécula de oleuropeína, além da função fenol: éster, álcool e éter.

**3. Enem**

C7-H24

Uma forma de organização de um sistema biológico é a presença de sinais diversos utilizados pelos indivíduos para se comunicarem. No caso das abelhas da espécie *Apis mellifera*, os sinais utilizados podem ser feromônios. Para saírem de suas colmeias e voltarem a elas, usam um feromônio que indica a trilha percorrida (Composto A). Quando presentem o perigo, expelem um feromônio de alarme (Composto B), que serve de sinal para um combate coletivo. O que diferencia cada um desses sinais utilizados pelas abelhas são as estruturas e funções orgânicas dos feromônios.

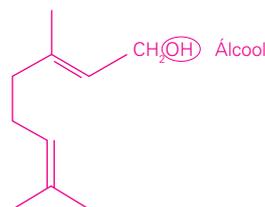


QUADROS, A. L. Os feromônios e o ensino de química. In: *Química Nova na Escola*, n. 7, maio 1998. Adaptado.

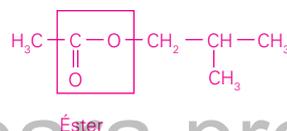
As funções orgânicas que caracterizam os feromônios de trilha e de alarme são, respectivamente,

- álcool e éster.
- aldeído e cetona.
- éter e hidrocarboneto.
- enol e ácido carboxílico.
- ácido carboxílico e amida.

O composto A, feromônio de trilha, apresenta a função álcool.



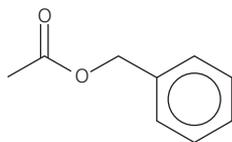
O composto B, feromônio de alarme, apresenta a função éster.



Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

4. PUC-RJ – A substância representada possui um aroma agradável e é encontrada em algumas flores, como gardênia e jasmim.



De acordo com as regras da IUPAC, a sua nomenclatura é

- a) etanoato de fenila.
- b) etanoato de benzila.**
- c) etanoato de heptila.
- d) acetato de fenila.
- e) acetato de heptila.



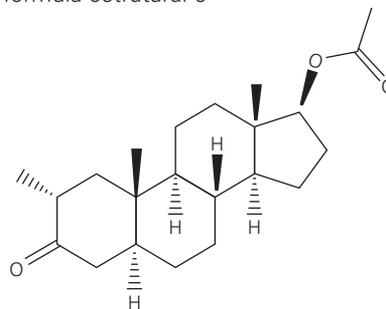
5. FMP-RJ

Anderson Silva ainda não deu sua versão sobre ter sido flagrado no exame antidoping, conforme divulgado na noite de terça-feira. O fato é que a drostanolona, substância encontrada em seu organismo, serve para aumentar a potência muscular – e traz uma série de problemas a curto e longo prazos.

Disponível em: <<http://sportv.globo.com/site/combate/noticia/2015/02/medica-explica-substancia-em-exame-de-anderson-silva-drostanolona.html>>. Acesso em: 16 abr. 2015.

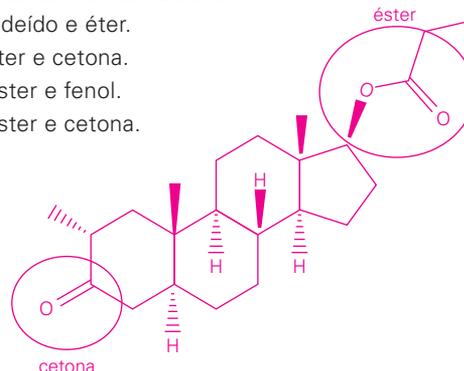
O propionato de drostanolona é um esteroide, também conhecido pelo nome comercial *Masteron*, preferido entre os fisiculturistas, por apresentar uma série de vantagens sobre outras drogas sintéticas.

Sua fórmula estrutural é

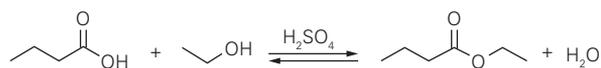


e apresenta as seguintes funções orgânicas:

- a) aldeído e ácido carboxílico.
- b) aldeído e éter.
- c) éter e cetona.
- d) éster e fenol.
- e) éster e cetona.**



6. Udesc-SC (adaptado) – Um flavorizante muito conhecido na indústria de alimentos é o éster, representado na reação a seguir, que, quando misturado aos alimentos, confere-lhes um sabor de abacaxi.



Dê a nomenclatura IUPAC do éster formado.



EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. Unirg-TO – Substância flavorizante é aquela capaz de conferir ou intensificar o sabor e o aroma de alimentos e bebidas industrializadas. Os itens a seguir apresentam algumas substâncias e seu flavor (sabor e aroma, ou saboroma) correspondente.

Flavorizante	Flavor
I. $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	maçã
II. $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)_2$	banana
III. $\text{CH}_3\text{CO}_2(\text{CH}_2)_7\text{CH}_3$	laranja
IV. $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{CO}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	abacaxi
V. $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{CO}_2(\text{CH}_2)_3\text{CH}_3$	morango

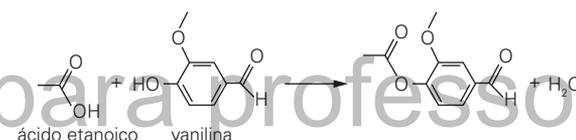
Com relação aos itens apresentados, assinale a única alternativa correta.

- a) As substâncias II e V são ácidos carboxílicos.
- b) O flavor de abacaxi é conferido pelo butanoato de etila.**

c) A cadeia carbônica da substância II é aberta, normal, heterogênea e insaturada.

d) Todas as substâncias apresentadas fornecem um álcool secundário a partir de sua hidrólise.

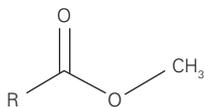
8. UERJ (adaptado) – A vanilina é a substância responsável pelo aroma de baunilha presente na composição de determinados vinhos. Esse aroma se reduz, porém, à medida que a vanilina reage com o ácido etanoico, de acordo com a equação química a seguir.



A substância orgânica produzida nessa reação altera o aroma do vinho, pois apresenta um novo grupamen-

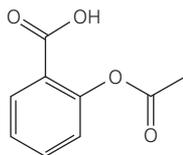
to funcional. Desenhe a estrutura resultante dessa reação, sabendo que há a liberação de uma molécula de água, e indique a qual grupo funcional essa nova molécula pertence.

- 9. PUCCamp-SP** – Na cultura de produtos orgânicos, é proibido o uso de agrotóxicos, como o herbicida metaxil, que, segundo a Anvisa, já foi banido do Brasil. Faz parte da estrutura desse herbicida a função orgânica representada a seguir.



Essa função orgânica é denominada

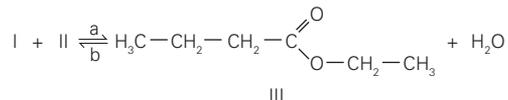
- a) álcool.
b) cetona.
c) ácido carboxílico.
d) aldeído.
e) éster.
- 10. UCB-DF** – O ácido acetilsalicílico é um dos fármacos mais consumidos no mundo. Tem utilização principal como analgésico, mas também é indicado para tratamento de quadros coronarianos.



Quanto às propriedades químicas e físicas dessa substância, é correto afirmar que o ácido acetilsalicílico

- a) é mais solúvel em água que o etanol.
b) possui ponto de ebulição menor que o do benzeno.
c) é uma substância não aromática.
d) possui as funções cetona e álcool.
e) possui as funções éster e ácido carboxílico.

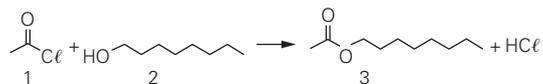
- 11. UFSC (adaptado)** – Os ésteres são utilizados como essências de frutas e aromatizantes na indústria alimentícia, farmacêutica e cosmética. Considere a reação entre um ácido carboxílico (I) e um álcool (II), de acordo com o esquema reacional a seguir, formando o éster representado pela estrutura III, que possui aroma de abacaxi e é usado em diversos alimentos e bebidas.



A respeito da estrutura III, dê a nomenclatura segundo as regras da IUPAC.

- 12. Udesc-SC (adaptado)** – Os ésteres são comumente preparados a partir da reação entre um ácido carboxílico e um álcool em meio ácido. A metodologia mais conhecida é a esterificação de Fisher. Um éster muito utilizado como solvente em laboratório é o etanoato de etila, também conhecido como acetato de etila. Apresente a fórmula estrutural da molécula do etanoato de etila.

- 13. UFPA** – Substâncias químicas de interesse industrial podem ser obtidas por meio de extração de plantas, produzidas por micro-organismos, sintetizadas em laboratórios, entre outros processos de obtenção. A seguir, é apresentado um esquema de reação para obtenção de uma substância utilizada como flavorizante na indústria de alimentos.



A nomenclatura, segundo a IUPAC, e a função química a que pertence a substância 3 são, respectivamente,

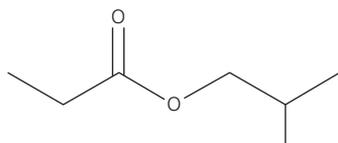
- a) propanoato de n-nonila e aldeído.
b) etanoato de n-octila e éster.
c) metanoato de n-decila e cetona.
d) etanoato de n-decila e éster.
e) metanoato de n-heptila e cetona.

14. Uncisal-AL – As flores e as frutas geralmente exalam essências agradáveis que são provenientes de ésteres presentes na forma de líquidos voláteis e que conferem os seus odores característicos. Por esse motivo, os ésteres são muito usados como aditivos químicos para conferir cheiro e gosto a produtos industrializados, como na fabricação de alimentos, cosméticos, produtos de higiene e de limpeza. Destaca-se, no entanto, que os ésteres artificiais são mais utilizados que os naturais e isso se dá em virtude de terem custo bem menor e serem de fácil produção. Como exemplo da utilização de ésteres, pode-se citar o butanoato de etila, que confere ao alimento sabor de abacaxi, e o etanoato de etila, essência que imita o sabor de maçã verde.

Em relação aos ésteres e suas características, assinale a alternativa correta.

- a) O acetato de etila apresenta três átomos de carbono terciário e um átomo de carbono primário.
- b) Os ésteres geralmente são formados por meio de reações de esterificação, que ocorrem entre um hidrocarboneto, uma cetona e um álcool, com eliminação de água.
- c) O butanoato de etila apresenta fórmula molecular $C_4H_8O_2$.
- d) Os ésteres orgânicos são compostos derivados dos ácidos carboxílicos, em que há a substituição do hidrogênio da carboxila ($-COOH$) por algum grupo orgânico, que pode ser um radical alquila (R) ou arila (Ar).
- e) O butanoato de etila é isômero de cadeia do ácido hexanoico.

15. UEPG-PR – Sobre o composto a seguir, assinale o que for correto.

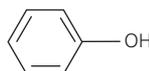


- 01) É um éster.
- 02) Apresenta temperatura de ebulição menor que um ácido carboxílico de mesma massa molecular.
- 04) Sua hidrólise pode gerar o ácido propanoico.
- 08) É produzido em uma reação de esterificação entre ácido acético e 2-propanol.
- 16) Este composto pode fazer ligação de hidrogênio com outra molécula idêntica a esta.

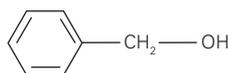
Dê a soma dos itens corretos.

16. Mackenzie-SP – Um professor solicitou aos alunos que escrevessem uma sequência de compostos orgânicos que contivesse, respectivamente, um álcool, um éster, uma cetona e um aldeído. A sequência correta está representada em:

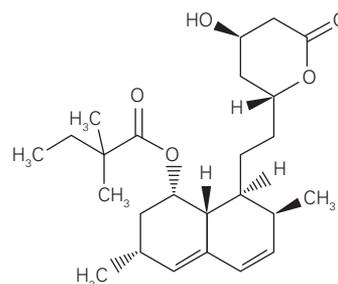
- a) H_3C-OH ; $H_3C-O-CH_3$; $H_3C-CH_2-COO-CH_3$; H_3C-CHO .
- b) $H_3C-CH_2-COO-CH_2-CH_3$; $H_3C-CO-CH_3$; H_3C-CHO .



- c) H_3C-CHO ; $H_3C-CO-CH_3$; $HCOOH$; H_3C-OH .
- d) H_3C-CHO ; $H_3C-COO-CH_3$; $H_3C-CO-NH_2$; $H_3C-CH_2-COO-CH_3$.
- e) $H_3C-COO-CH_3$; $H_3C-CO-CH_3$; H_3C-CHO .



17. UEA-AM – A figura a seguir representa a estrutura molecular da sinvastatina, fármaco utilizado para redução dos níveis de colesterol no sangue.



As funções orgânicas oxigenadas presentes na sinvastatina são

- a) aldeído e éter.
- b) aldeído e éster.
- c) álcool e cetona.
- d) álcool e éter.
- e) álcool e éster.

ESTUDO PARA O ENEM

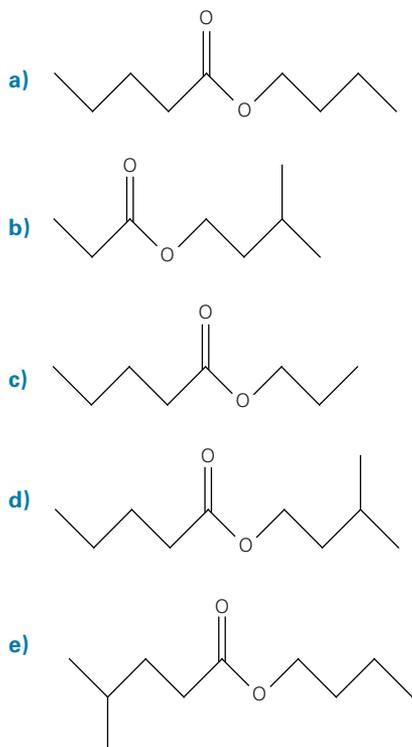
18. UFGD-MS

C7-H24

Geralmente o cheiro agradável das frutas é atribuído à presença de ésteres. Estes, quando produzidos em laboratório, são utilizados pela indústria alimentícia como flavorizantes artificiais. Um exemplo é a reação esquematizada a seguir, que mostra a preparação do flavorizante de maçã:



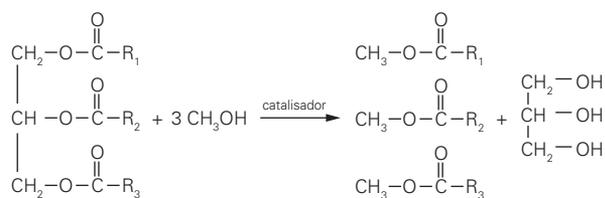
Marque a alternativa que apresenta a estrutura do éster obtido na reação anterior.



19. Enem

C7-H24

O biodiesel é um biocombustível obtido a partir de fontes renováveis, que surgiu como alternativa ao uso do diesel de petróleo para motores de combustão interna. Ele pode ser obtido pela reação entre triglicerídeos, presentes em óleos vegetais e gorduras animais, entre outros, e álcoois de baixa massa molar, como o metanol ou etanol, na presença de um catalisador, de acordo com a equação química a seguir.



A função química presente no produto que representa o biodiesel é

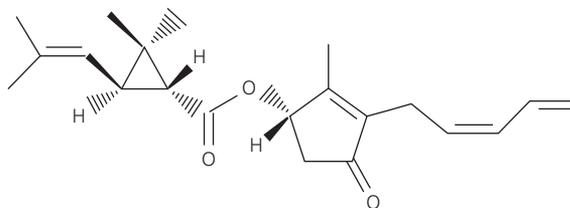
- a) éter.
- b) éster.
- c) álcool.
- d) cetona.
- e) ácido carboxílico.

20. IFBA

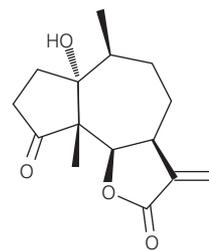
C7-H24

O ano de 2016 foi declarado Ano Internacional das Leguminosas (AIL) pela 68ª Assembleia-Geral das Nações Unidas, tendo a Organização para a Alimentação e Agricultura das Nações Unidas (FAO) sido nomeada para facilitar a execução das atividades, em colaboração com os governos. Os agrotóxicos fazem parte do cultivo de muitos alimentos (dentre eles, as leguminosas) de muitos países com o objetivo de eliminar pragas que infestam as plantações. Porém, quando esses compostos são usados em excesso, podem causar sérios problemas de intoxicação no organismo humano.

Na figura são apresentadas as estruturas químicas da piretrina e da coronopilina (agrotóxicos muito utilizados no combate a pragas nas plantações). Identifique as funções orgânicas presentes, simultaneamente, nas estruturas apresentadas.



Piretrina



Coronopilina

- a) Éter e éster
- b) Cetona e éster
- c) Aldeído e cetona
- d) Éter e ácido carboxílico
- e) Álcool e cetona

FUNÇÕES ORGÂNICAS NITROGENADAS - AMINA E AMIDA



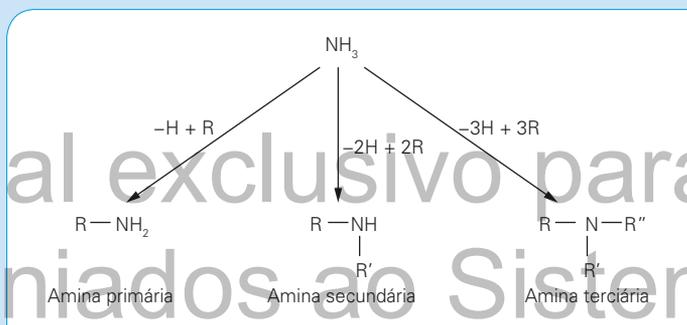
SHUTTERSTOCK / ZURUJETA

Criança dormindo tranquilamente.

A melatonina, que possui a função nitrogenada amina, é um hormônio que está relacionado com o nosso descanso, pois ele atua no sono. Esse hormônio, presente no organismo, passa a ser produzido com o escurecer do dia, o que vai ocasionando a sonolência. Quando o dia começa a clarear, a concentração desse hormônio começa a diminuir, e o organismo vai despertando. A claridade no quarto, bem como a luz da tela de computadores, celulares e *tablets* podem causar insônia, pois inibem a produção de melatonina.

Amina

As aminas contêm uma das principais funções orgânicas nitrogenadas; são substâncias químicas importantes nos processos biológicos, sendo derivadas da amônia (NH_3), em que pelo menos um átomo de hidrogênio é trocado por um substituinte orgânico (R). As aminas podem ser classificadas em aminas primárias, secundárias e terciárias, dependendo de quantos átomos de hidrogênio foram substituídos.



- Funções nitrogenadas: amina e amida
- Nomenclatura das aminas e amidas
- Propriedade das aminas
- Caráter básico das aminas

HABILIDADES

- Reconhecer as funções nitrogenadas amina e amida, distinguindo-as.
- Relacionar nomes de compostos orgânicos com suas fórmulas estruturais e vice-versa.
- Utilizar códigos e nomenclaturas da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

NOMENCLATURA

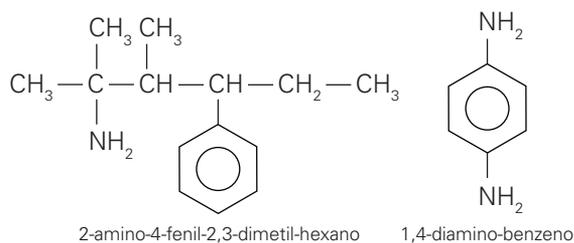
A nomenclatura IUPAC segue a seguinte regra:

Para as aminas primárias, a regra oficial da IUPAC determina que se deve utilizar o padrão **prefixo + saturação + amina** para sua nomenclatura. Porém, para as aminas em geral, também é considerada como "oficial" a regra usual, em que são citados os nomes dos grupos substituintes em ordem alfabética, seguidos da terminação amina.

Veja os exemplos de nomenclatura a seguir.

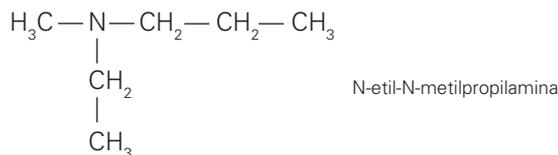
	Nomenclatura IUPAC	Nomenclatura usual
	metamina	metilamina
	1-propanamina	1-propilamina
	2-propanamina	2-propilamina
	3-etil-1-pentanamina	3-etil-1-pentilamina
	benzenamina ou anilina	fenilamina ou anilina
	2-etil-anilina	2-etil-fenilamina ou 2-etil-anilina

Para aminas mais complexas, considera-se o grupo —NH_2 como uma ramificação chamada de **amino**.



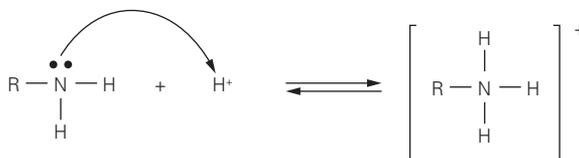
Para aminas secundárias e terciárias, a nomenclatura segue a seguinte regra:

- o grupo mais ligado ao nitrogênio é citado como grupo principal junto com o sufixo amina;
- os outros grupos são citados em ordem alfabética, precedidos da letra N;
- quando os grupos são iguais, podem-se usar os prefixos de quantidade: di e tri.



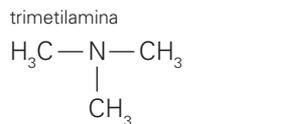
PROPRIEDADES

- As aminas podem se comportar como bases de Brønsted (receptora de H^+) ou de Lewis (doadora de par de elétrons), e a ordem de basicidade das aminas é: aromática < terciárias < primárias < secundárias.

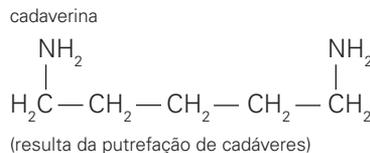
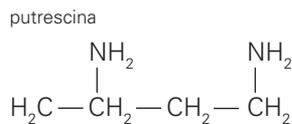


- As aminas são liberadas na decomposição de matéria orgânica rica em proteínas, como a putrescina, a cadaverina e a trimetilamina.

Exemplos de aminas



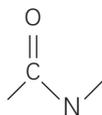
(formada na putrefação de peixes)



- O nitrogênio é um elemento menos eletronegativo que o oxigênio e, em função disso, apresenta ligações covalentes com átomos de hidrogênio (ligações N-H) menos polares que as ligações O-H. Consequentemente, as aminas formam ligações intermoleculares do tipo ligações de hidrogênio, porém menos intensas que as dos álcoois com pesos moleculares semelhantes. Com relações intermoleculares mais fracas, é coerente que as aminas apresentem temperaturas de ebulição também mais baixas. Dessa forma, aminas primárias e secundárias, que possuem em suas estruturas a ligação N-H, têm temperaturas de ebulição menores que as dos álcoois, entretanto maiores que as dos éteres de massa molar semelhante. Sem ligações de hidrogênio, as aminas terciárias apresentarão temperaturas de ebulição mais baixas que as das correspondentes aminas primárias e secundárias.

Amida

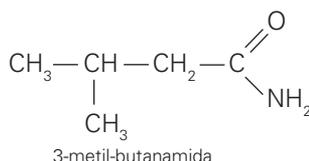
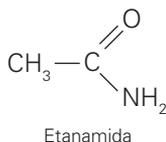
As amidas se caracterizam pela presença do grupo funcional $-NCO$, representado a seguir.



NOMENCLATURA

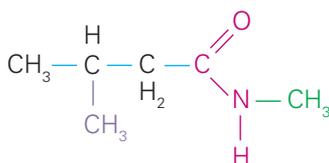
O nome oficial de uma amida não substituída segue o seguinte esquema:

Prefixo + saturação + amida

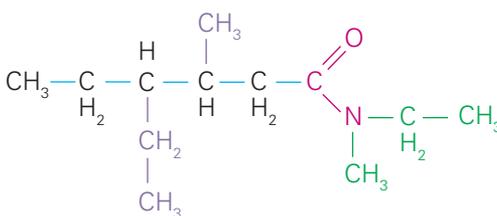


Caso a amida seja substituída, a cadeia mais longa é considerada a principal, e o nome segue as regras anteriores. As demais cadeias são consideradas substituintes, e o nome segue o esquema: **prefixo + il**, precedido da **letra N**, indicando que o substituinte está ligado ao nitrogênio. Os substituintes da cadeia principal são especificados por números. Veja alguns exemplos a seguir.

• N-metil-3-metilbutanamida



• N, N-etil-metil-4-etol-3-metil-hexanamida

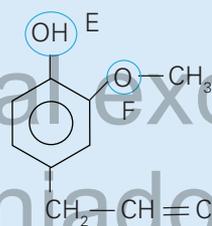
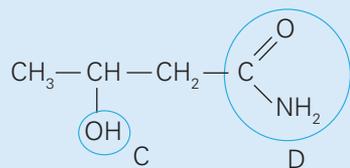
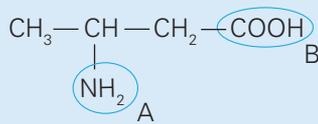


PROPRIEDADES

Ao contrário das aminas, as amidas são neutras (devido à neutralização intramolecular de uma parte).

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. Considere as estruturas a seguir:



Os grupos A, B, C, D, E e F são, respectivamente, característicos das funções

- a) amina, aldeído, enol, amida, fenol, cetona.
- b) nitrocomposto, cetona, álcool, amida, álcool, éter.
- c) amida, anidrido de ácido, fenol, nitrocomposto, aldeído, éster.
- d) amina, ácido carboxílico, álcool, amida, fenol, éter.**
- e) nitrocomposto, ácido carboxílico, álcool, amina, enol, fenol.

Resolução

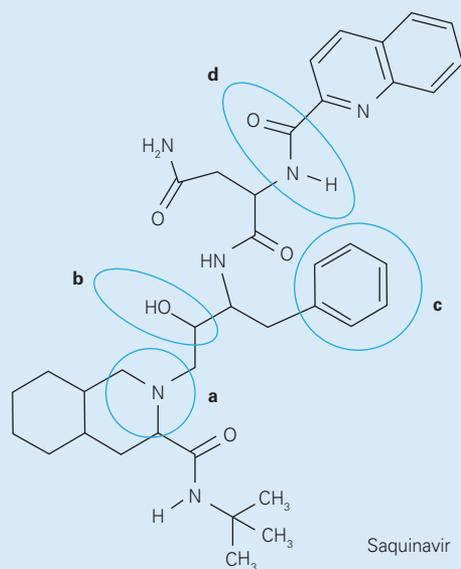
As funções são:

- A: Amina
- B: Ácido carboxílico
- C: Álcool
- D: Amida
- E: Fenol
- F: Éter

Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino

Dom Bosco

2. UFJF-MG – O saquinavir é um fármaco administrado a pessoas que possuem SIDA (síndrome de imunodeficiência adquirida – AIDS) e é capaz de inibir a HIV-protease do vírus, evitando sua maturação.

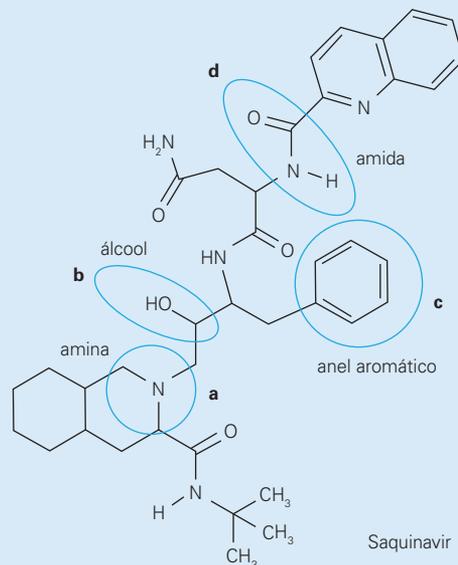


As funções orgânicas destacadas em a, b, c e d representam, respectivamente,

a) amida, álcool, anel aromático e amina.

- b)** amina, álcool, anel aromático e amida.
- c)** amina, fenol, alcano e amida.
- d)** amina, fenol, anel aromático e amida.
- e)** amida, álcool, alcano e anel amina.

Resolução



ROTEIRO DE AULA

FUNÇÕES NITROGENADAS

São derivadas da amônia (NH_3)

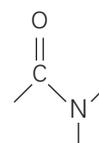
Aminas

Amidas

Primária

Secundária

Terciária



Exemplo

Exemplo

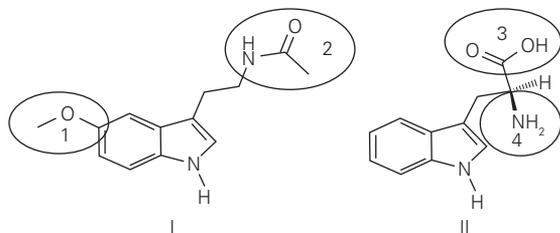
Exemplo

Exemplo

Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

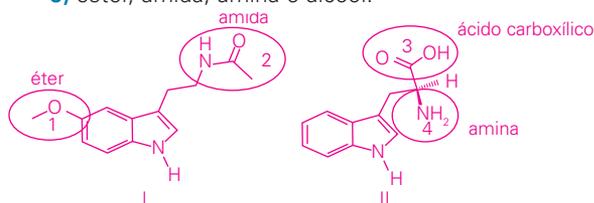
EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. CEDERJ – A melatonina (I) é um hormônio produzido por vários animais e vegetais. Sua produção em animais superiores atua na organização temporal dos ritmos biológicos. Em humanos, atua regulando o sono, pois, em ambientes calmos e escuros, sua concentração aumenta. Nos seres humanos, a melatonina é sintetizada a partir do aminoácido triptofano (II).



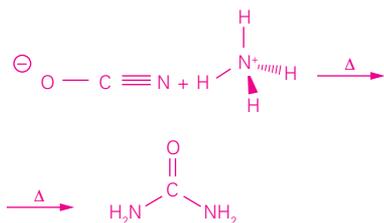
As funções representadas nas figuras pelos números 1, 2, 3 e 4 são, respectivamente,

- a) éster, amina, ácido e amida.
b) éter, amida, ácido e amina.
 c) éster, amida, ácido e amina.
 d) éter, amida, álcool e amida.
 e) éster, amida, amina e álcool.

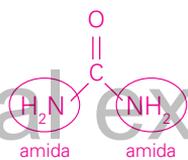


2. UDESC (adaptado) – Em 1828, o químico alemão Friedrich Wöhler aqueceu cianato de amônio e provocou uma reação química na qual esse composto inorgânico transformou-se em ureia. A ureia é utilizada como fertilizante na agricultura, pois é fonte de nitrogênio para as plantas.

- a) Escreva a equação química, com todas as fórmulas estruturais, que representa a síntese da ureia.



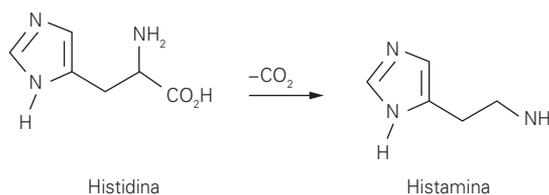
- b) Qual é o grupo funcional presente na ureia?



3. PUC-RJ

C7-H24

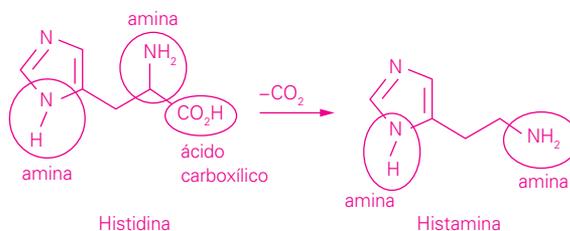
A histamina é uma substância que pode ser encontrada no organismo humano, proveniente da descarboxilação da histidina, conforme representado a seguir.



Nas estruturas de histidina e histamina, estão presentes as funções orgânicas

- a) amida e amina.
 b) aldeído e amina.
 c) aldeído e amida.
d) ácido carboxílico e amina.
 e) ácido carboxílico e amida.

Nas estruturas de histidina e histamina, estão presentes as funções orgânicas ácido carboxílico e amina.

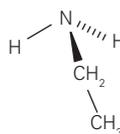


Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

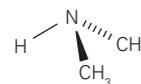
Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas. Identificar fórmulas estruturais de hidrocarbonetos, aminas, amidas, ácidos carboxílicos, ésteres, éteres, aldeídos, cetonas, álcoois etc.

4. UESPI – Das seguintes aminas: etilamina, dimetilamina, trimetilamina e metil-fenilamina, quantas são secundárias?

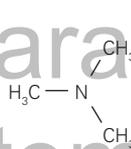
- a) 5 b) 4 c) 3 **d) 2** e) 1



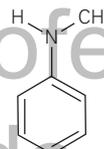
etilamina: amina primária



dimetilamina: amina secundária



trimetilamina: amina terciária

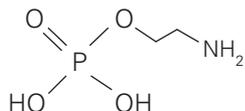


metil-fenilamina: amina secundária

5. UFSC (adaptado)

Fosfoetanolamina: A "pílula do câncer"?

No decorrer de 2016, circularam diversas notícias acerca de testes clínicos e da liberação da utilização da fosfoetanolamina sintética por pacientes em tratamento contra o câncer. Entretanto, existem pesquisadores que defendem sua eficácia, e outros que a questionam. Em meados de julho de 2016, foram iniciados, em São Paulo, os testes clínicos da fosfoetanolamina sintética em humanos. Essa substância foi estudada por um grupo de pesquisadores brasileiros e a rota sintética protegida por patente utiliza, como reagentes, o ácido fosfórico e o 2-aminoetanol, entre outros.



Disponível em: <http://www.saopaulo.sp.gov.br/spnoticias/lencia2.php?id=246816> e <http://www5.iqsc.usp.br/esclarecimentos-a-sociedade/>. Acesso em: 11 ago. 2016. Adaptado.

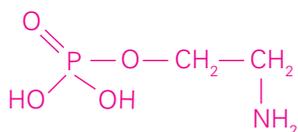
Sobre o assunto, é correto afirmar que

- 01)** a cadeia carbônica da fosfoetanolamina é classificada como alifática, insaturada e heterogênea.
- 02)** as moléculas de 2-aminoetanol e de fosfoetanolamina apresentam o grupo amino ligado a um átomo de carbono saturado.
- 04)** a fosfoetanolamina é não polar e, portanto, deve ser administrada juntamente com alimentos ricos em lipídios para facilitar sua dissolução.
- 08)** o ácido fosfórico, que pode ser usado na síntese da fosfoetanolamina, é caracterizado como um ácido poliprótico.
- 16)** a ordem crescente de raio atômico dos elementos químicos presentes no ácido fosfórico é: hidrogênio < oxigênio < fósforo.
- 32)** a fórmula molecular da fosfoetanolamina é $C_2H_4NO_4P$.

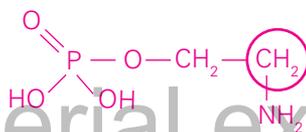
Dê a soma dos itens corretos.

26 (02 + 08 + 16)

01) Incorreto. A cadeia carbônica da fosfoetanolamina é classificada como alifática (não contém anel aromático), saturada (apresenta ligação simples entre os átomos de carbono) e homogênea (apresenta dois átomos de carbono ligados entre si).



02) Correto. As moléculas de 2-aminoetanol e de fosfoetanolamina apresentam o grupo amino ($-NH_2$) ligado a um átomo de carbono saturado (faz apenas ligações sigmá ou simples).



04) Incorreto. A fosfoetanolamina é polar e, portanto, deve ser administrada juntamente com alimentos ricos em água para facilitar sua dissolução.

08) Correto. O ácido fosfórico, que pode ser usado na síntese da fosfoetanolamina, é caracterizado como um ácido poliprótico, pois possui

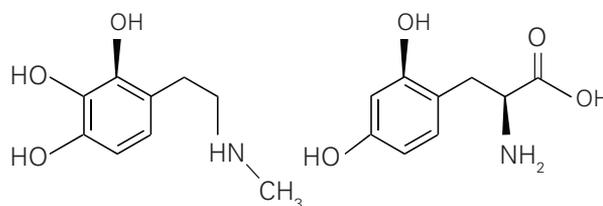
três hidrogênios ionizáveis ($H_3PO_4 \rightarrow 3 H^+ + PO_4^{3-}$).

16) Correto. A ordem crescente de raio atômico dos elementos químicos presentes no ácido fosfórico é: hidrogênio (uma camada) < oxigênio (duas camadas) < fósforo (três camadas).

32) Incorreto. A fórmula molecular da fosfoetanolamina é $C_2H_4NO_4P$.

6. USF-SP (adaptado) – A adrenalina é um hormônio neurotransmissor derivado da modificação do aminoácido tirosina. Em momentos de estresse, as suprarrenais secretam quantidades abundantes desse hormônio, que prepara o organismo para grandes esforços físicos, estimula o coração, eleva a tensão arterial, relaxa certos músculos e contrai outros. A adrenalina é muito utilizada como um medicamento para estimular o coração nos casos de parada cardíaca, para prevenir hemorragias e para dilatar os bronquíolos dos pulmões quando ocorrem ataques de asma aguda.

A seguir são apresentadas as estruturas moleculares da adrenalina e do aminoácido tirosina.



Adrenalina

Tirosina

A partir das informações e das estruturas apresentadas, percebe-se que

- a)** adrenalina e tirosina constituem-se como substâncias inorgânicas.
- b)** a adrenalina é uma amina secundária e a tirosina, uma amina primária.
- c)** ambas possuem a classe funcional enol, pois apresentam hidroxila em carbono insaturado.
- d)** apenas a tirosina apresenta grupo funcional com característica ácida.

Amina primária: o átomo de nitrogênio do grupo funcional liga-se a um átomo de carbono.

Amina secundária: o átomo de nitrogênio do grupo funcional liga-se a dois átomos de carbono.

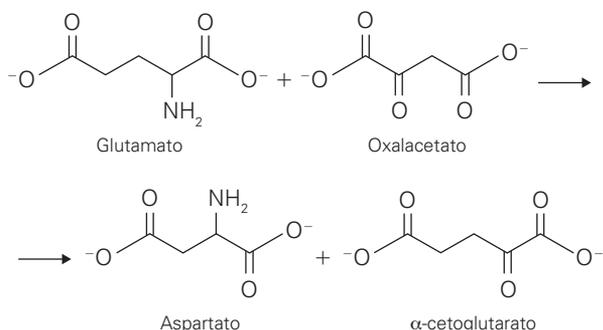


EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. UEA-AM – O ácido p-aminobenzoico, também conhecido como PABA, é uma das vitaminas do complexo B. A partir de seu nome, deduz-se que a molécula do ácido p-aminobenzoico possui um anel aromático ao qual estão ligados os grupos

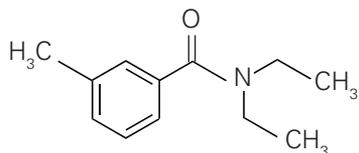
- -NH_2 e -CHO
- -NH_2 e -COOH
- -NH_2 e -OH
- -NO_2 e -CHO
- -NO_2 e -COOH

8. UERJ (adaptado) – O íon oxalacetato participa não só do ciclo de Krebs, como também da produção do íon aspartato, segundo a equação a seguir:



O íon aspartato, por sua vez, é um ânion de um ácido dicarboxílico. Dê o nome IUPAC do ácido dicarboxílico correspondente.

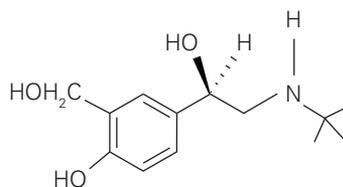
9. UECE – Em 2015, a dengue tem aumentado muito no Brasil. De acordo com o Ministério da Saúde, no período de 04 de janeiro a 18 de abril de 2015, foram registrados 745 957 casos notificados de dengue no país. A região Sudeste teve o maior número de casos notificados (489 636 casos; 65,6%) em relação ao total do país, seguida da região Nordeste (97 591 casos; 13,1%). A forma mais grave da enfermidade pode ser mortal: nesse período, teve-se a confirmação de 229 óbitos, o que representa um aumento de 45% em comparação com o mesmo período de 2014. São recomendados contra o *Aedes aegypti* repelentes baseados no composto químico que apresenta a seguinte fórmula estrutural:



Pela nomenclatura da IUPAC, o nome correto desse composto é

- N, N-Dimetil-3-metilbenzamida.
- N, N-Dietil-benzamida.
- N, N-Dimetil-benzamida.
- N, N-Dietil-3-metilbenzamida.

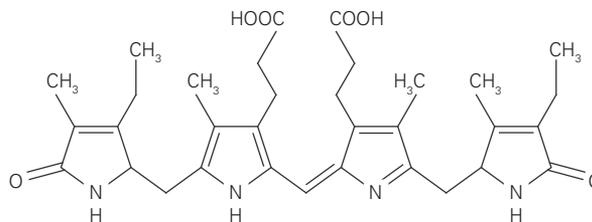
10. UEPG-PR – Com relação à estrutura a seguir, assinale o que for correto.



- Apresenta seis carbonos sp^2 e sete carbonos sp^3 .
- Sua fórmula molecular é $\text{C}_{13}\text{H}_{19}\text{O}_3$.
- É possível reconhecer uma amina secundária no composto.
- Os grupos funcionais presentes na estrutura são: fenol, álcool e amina.

Dê a soma dos itens corretos.

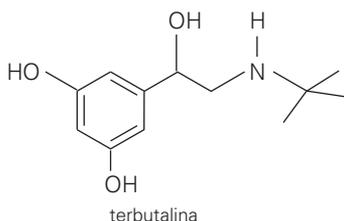
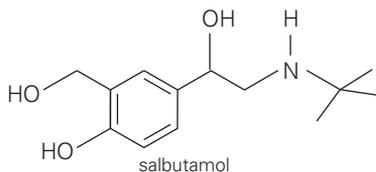
11. FBA – A cor amarela do xixi se deve a uma substância chamada urobilina, formada em nosso organismo a partir da degradação da hemoglobina. A hemoglobina liberada pelas hemácias, por exemplo, é quebrada ainda no sangue, formando compostos menores que são absorvidos pelo fígado, passam pelo intestino e retornam ao fígado, onde são finalmente transformados em urobilina. Em seguida, a substância de cor amarelada vai para os rins e se transforma em urina, junto com uma parte da água que bebemos e outros ingredientes. Xixi amarelo demais pode indicar que você não está bebendo água o suficiente. O ideal é que a urina seja bem clarinha.



Quais são as funções orgânicas representadas na estrutura da urobilina?

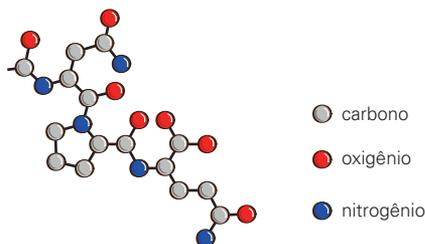
- Aldeído, ácido carboxílico e cetona
- Amida, amina, ácido carboxílico
- Cetona, amina e hidrocarboneto
- Ácido carboxílico, amida e fenol
- Fenol, amina e amida

12. UERJ – Dois anabolizantes comumente encontrados em casos de *doping* em atletas são o salbutamol e a terbutalina. Ao comparar suas fórmulas estruturais, identificam-se funções orgânicas comuns a ambas as moléculas, como pode ser observado a seguir.



Considere os grupamentos funcionais que estabelecem ligação direta com os carbonos alifáticos em cada molécula. Nomeie suas funções correspondentes e, em seguida, indique o número de átomos de carbonos terciários presentes no salbutamol.

13. Univag-MT – A estrutura representada na figura a seguir refere-se a um fragmento de uma macromolécula conhecida como glúten. As esferas representam átomos de carbono, oxigênio e nitrogênio, e os hidrogênios não estão representados.



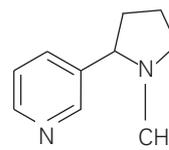
Considerando a legenda da figura, quais são os grupos funcionais presentes nesse fragmento de glúten?

14. UEM-PR – Assinale o que for correto.

- 01)** 2-metilpropan-2-ol é um álcool terciário.
- 02)** Propanal é uma cetona utilizada como solvente para remoção de esmalte de unha.
- 04)** Etanoato de butila é um éter de cadeia ramificada.
- 08)** Aminas são substâncias teoricamente derivadas da amônia pela substituição de um, dois ou três átomos de hidrogênio por grupos alquila ou arila.
- 16)** Metoxibenzeno é um fenol, pois possui um átomo de oxigênio ligado a um carbono do anel aromático.

Dê a soma dos itens corretos.

15. UFRGS-RS – Em 1851, um crime ocorrido na alta sociedade belga foi considerado o primeiro caso da Química Forense. O conde e a condessa de Bocarmé assassinaram o irmão da condessa, mas o casal dizia que o rapaz havia enfartado durante o jantar. Um químico provou haver grande quantidade de nicotina na garganta da vítima, constatando, assim, que havia ocorrido um envenenamento com extrato de folhas de tabaco.



Nicotina

Sobre a nicotina, são feitas as seguintes afirmações.

- I.** Contém dois heterociclos.
- II.** Apresenta uma amina terciária na sua estrutura.
- III.** Possui a fórmula molecular $C_{10}H_{14}N_2$.

Quais estão corretas?

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

16. UFSM-RS (adaptado)

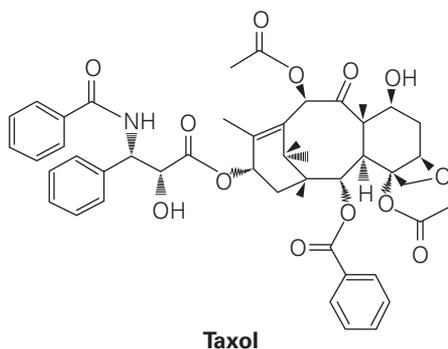
Em busca de novas drogas para a cura do câncer, cientistas, no início da década de 1960, desenvolveram um programa para analisar ativos em amostras de material vegetal. Dentre as amostras, encontrava-se o extrato da casca do teixo-do-pacífico, *Taxus brevifolia*. Esse extrato mostrou-se bastante eficaz no tratamento de câncer de ovário e de mama.

No entanto, a árvore apresenta crescimento muito lento e, para a produção de 1 000 g de taxol, são necessárias as cascas de 3 000 árvores de teixo de 100 anos, ou seja, para tratar de um paciente com câncer, seria necessário o corte e processamento de 6 árvores centenárias.

O notável sucesso do taxol no tratamento do câncer estimulou esforços para isolar e sintetizar novas substâncias que possam curar doenças e que sejam ainda mais eficazes que essa droga.

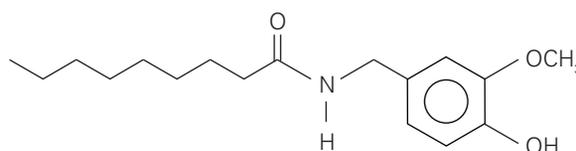
BETTELHEIM, F. A. *Introdução à química geral, orgânica e bioquímica*. São Paulo: Saraiva, 2012. p.276.

Observe, então, a estrutura:



Observando a molécula do taxol, identifique as funções orgânicas presentes.

17. PUC-RJ – A seguir está representada a estrutura da dihidrocapsaicina, uma substância comumente encontrada em pimentas e pimentões.



Na dihidrocapsaicina, está presente, entre outras, a função orgânica

- a) álcool.
- b) amina.
- c) amida.
- d) éster.
- e) aldeído.

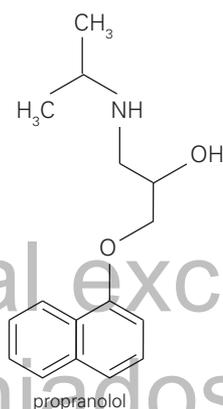
ESTUDO PARA O ENEM

18. UNESP

C7-H24

Em todos os jogos olímpicos, há sempre uma grande preocupação do Comitê Olímpico em relação ao *doping*. Entre as classes de substâncias dopantes, os betabloqueadores atuam no organismo como diminuidores dos batimentos cardíacos e como antiangiolíticos.

O propranolol foi um dos primeiros betabloqueadores de sucesso desenvolvidos e é uma substância proibida em jogos olímpicos.



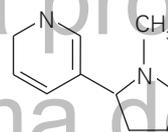
A partir da análise da fórmula estrutural do propranolol, assinale a alternativa que apresenta corretamente sua fórmula molecular e as funções orgânicas presentes.

- a) $C_{16}H_{21}NO_2$, amina, álcool e éter
- b) $C_{16}H_8NO_2$, amida, fenol e éter
- c) $C_{16}H_{21}NO_2$, amida, álcool e éter
- d) $C_{16}H_8NO_2$, amina, álcool e éster
- e) $C_{16}H_8NO_2$, amina, álcool e éter

19. UFU-MG

C7-H24

A nicotina, produzida na queima do cigarro, é a substância que causa o vício de fumar. É um estimulante do sistema nervoso central, provocando o aumento da pressão arterial e da frequência dos batimentos cardíacos. A seguir, é descrita a fórmula estrutural da nicotina:



A nicotina é uma

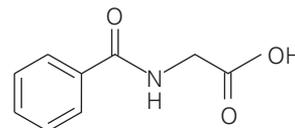
- a) amida cíclica, de caráter básico, que apresenta anéis heterocíclicos contendo nitrogênio e de fórmula molecular $C_{10}H_{12}N_2$.
- b) amina cíclica, de caráter básico, que apresenta anéis heterocíclicos contendo nitrogênio e de fórmula molecular $C_{10}H_{14}N_2$.
- c) amina aromática, de caráter ácido, que apresenta um anel heterocíclico com ressonância e de fórmula molecular $C_{10}H_{14}N_2$.
- d) amida aromática, de caráter ácido, que apresenta um anel heterocíclico com ressonância e de fórmula molecular $C_{10}H_{12}N_2$.

20. Unioeste-PR

C7-H24

O ácido hipúrico, cuja fórmula estrutural está representada a seguir, é um bioindicador da exposição do trabalhador ao tolueno – um solvente aromático mui-

to utilizado em tintas e colas. A biossíntese do ácido hipúrico no organismo ocorre pela reação do tolueno com o aminoácido glicina e, no laboratório, ele pode ser obtido pela reação do cloreto de benzoíla com a glicina em meio alcalino.



Na estrutura do ácido hipúrico, além do grupo ácido carboxílico, pode-se identificar a função oxigenada

- a) cetona.
- b) amida.
- c) amina.
- d) aldeído.
- e) álcool.

11

FUNÇÕES ORGÂNICAS NITROGENADAS E HALOGENADAS: NITRILA, NITROCOMPOSTOS E HALETOS ORGÂNICOS

- Funções orgânicas: nitrila, nitrocompostos e haletos orgânicos
- Nomenclatura das nitrila, nitrocompostos e haletos orgânicos

HABILIDADES

- Reconhecer e nomear nitrila.
- Elaborar a fórmula estrutural de uma nitrila a partir de seu nome.
- Reconhecer e nomear nitrocompostos.
- Elaborar a fórmula estrutural de um nitrocomposto a partir de seu nome.
- Reconhecer e nomear compostos halogenados.
- Elaborar a fórmula estrutural de um composto halogenado a partir de seu nome.



Pessoa lavando pratos com luvas de borracha.

Uma das ocorrências mais comuns de nitrilos é na borracha nitrílica. Borracha nitrílica é um copolímero sintético de acrilonitrila e butadieno. Essa forma de borracha é altamente resistente a produtos químicos e é usada para fabricar luvas de proteção, mangueiras e vedações.

Nitrila

As nitrilas (ou organo-cianetos) possuem o grupo alquila (**R**) ou aromático (**Ar**) ligado ao grupo funcional (**-CN**): **R-C≡N** ou **Ar-C≡N**.

O próprio H — C≡N (ácido cianídrico) pode ser considerado uma nitrila.

O grupo —C≡N pode ser simbolizado por —CN.

A obtenção das nitrilas, de maneira geral, pode ser considerada como a substituição do hidrogênio do ácido cianídrico (HCN) por um grupo orgânico (R).

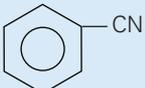
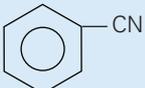
NOMENCLATURA

Nomenclatura IUPAC

É dado nome ao hidrocarboneto correspondente, seguido da terminação **nitrila**.

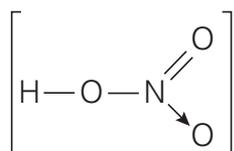
Nomenclatura usual

Usa-se a palavra cianeto e, em seguida, o nome do radical preso ao grupo **-C≡N**.

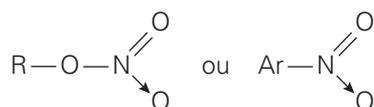
	Nomenclatura IUPAC	Nomenclatura usual
$\text{H}_3\text{C} - \text{CN}$	metanonitrila	cianeto de metila
$\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2 - \text{CN}$	etanonitrila	cianeto de etila
$\text{H}_2\text{C} = \text{CH} - \text{CN}$	propenonitrila	cianeto de propenila
	benzenonitrila	cianeto de fenila
$\text{H}_3\text{C} - \text{CN}$	metanonitrila	cianeto de metila
$\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2 - \text{CN}$	etanonitrila	cianeto de etila
$\text{H}_2\text{C} = \text{CH} - \text{CN}$	propenonitrila	cianeto de propenila
	benzenonitrila	cianeto de fenila

Nitrocompostos

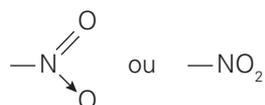
Podem ser considerados como derivados do ácido nítrico (HNO_3)



pela substituição do $-\text{OH}$ por um radical alquil ou aril, por isso tem fórmula geral:



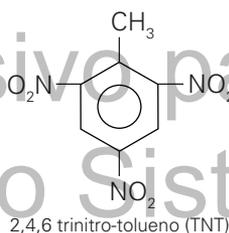
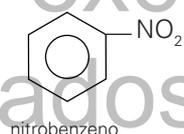
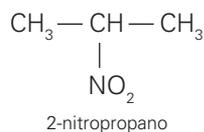
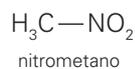
O grupo funcional é o grupo nitro:



NOMENCLATURA

Usa-se o prefixo **nitro** antecedendo o nome do hidrocarboneto do qual se origina o nitrocomposto.

Exemplo



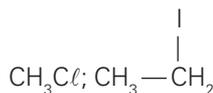
Haleto orgânicos

São compostos derivados dos hidrocarbonetos pela substituição de, pelo menos, um hidrogênio pelo **halogênio (F, Cl, Br, I)**.

Exemplos de haleto orgânicos são o tetracloreto de carbono (CCl_4) e o clorofórmio ($CHCl_3$), usados como solventes em laboratório.



Exemplos

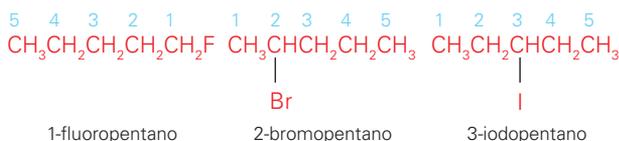


NOMENCLATURA

Nomenclatura IUPAC

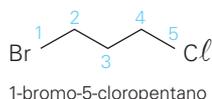
O halogênio é considerado uma ramificação presa à cadeia principal. A cadeia carbônica é numerada a partir da extremidade mais próxima do halogênio. O nome do halogênio antecede ao do hidrocarboneto.

Exemplos

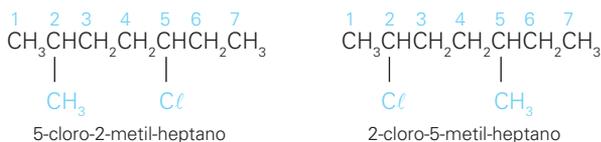


Quando há mais de um tipo de halogênio, usa-se a ordem alfabética de citação e o primeiro halogênio recebe o menor número.

Exemplo



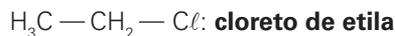
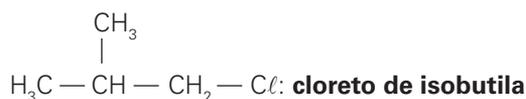
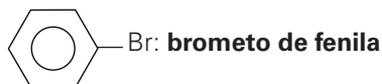
Quando a cadeia de carbono comportar tanto um halogênio como um substituinte alquil, os dois serão considerados de igual grau; assim, a cadeia deverá ser numerada atribuindo-se o menor número ao substituinte mais próximo da extremidade. Deve-se, também, respeitar a ordem alfabética.



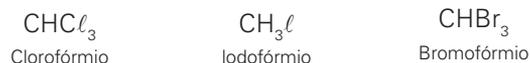
Nomenclatura usual

São utilizados os termos cloreto, brometo e iodeto, que antecedem o nome do radical orgânico.

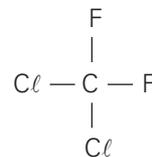
Exemplos



Encontram-se haleto com nomes usuais, conhecidos no comércio:

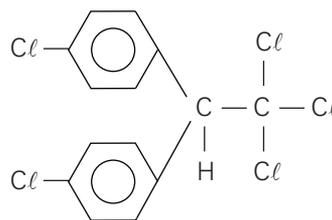


Podemos citar o gás fréon, usado na refrigeração e empregado como gás propelente em aerossóis.



Dicloro-difluorometano (fréon ou CFC)

Podemos mencionar, também, o DDT, usado como inseticida.



Dicloro-difenil-tricloetano (DDT)

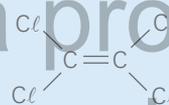
EXERCÍCIO RESOLVIDO

Acafe-SC – O composto tetracloroetano é uma das substâncias usadas na chamada “lavagem química”, ou “lavagem a seco” de roupas. Sua fórmula molecular é

- | | |
|--------------------------------|-----------------|
| a) CCl_4 | d) $C_3H_2Cl_4$ |
| b) $CHCl_3$ | e) CH_2Cl_4 |
| c) C_2Cl_4 | |

Resolução

O composto tetracloroetano:



apresenta fórmula molecular: C_2Cl_4

ROTEIRO DE AULA

FUNÇÕES
ORGÂNICAS

Nitrila

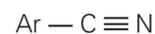
Nitrocompostos

Haleto orgânicos

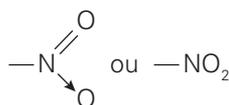
Grupo funcional:



ou



Grupo funcional:



Grupo funcional:



Exemplo

Exemplo

Exemplo

Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

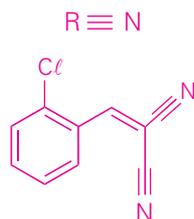
1. UECE – Gás lacrimogêneo é o nome genérico dado a vários tipos de substâncias irritantes da pele, dos olhos e das vias respiratórias, tais como o brometo de benzila, ou o gás clorobenzilideno malonitrilo. Ao estimular os nervos da córnea, esses gases causam lacrimação, dor e mesmo cegueira temporária. O uso crescente do gás lacrimogêneo, pelas polícias de todo o mundo, inclusive no Brasil, nas manifestações de rua, como arma de "controle de multidões" deve-se ao fato de ser capaz de dispersar aglomerações, já que rapidamente provoca irritação ou incapacitação sensorial – efeitos que normalmente desaparecem algum tempo depois de cessada a exposição.

Com relação ao brometo de benzila e ao gás clorobenzilideno malonitrilo, pode-se afirmar corretamente que

- o nome do composto brometo de benzila é característico de um sal misto ou duplo.
- ao acionar o gás clorobenzilideno malonitrilo em direção à multidão, as moléculas se chocam originando uma reação química, cujo produto causará lacrimação, dor e cegueira temporária.
- pelo nome do composto brometo de benzila, constata-se a presença de um calcogênio.
- pelo nome do gás clorobenzilideno malonitrilo, constata-se a presença do grupo nitrilo, também chamado de cianeto, $\text{— C} \equiv \text{N}$.

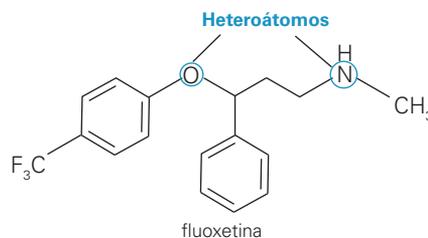
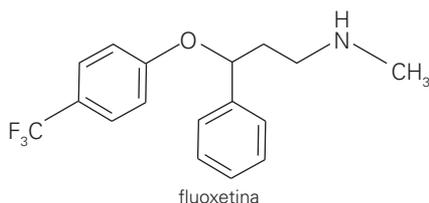
- Incorreto. O nome é característico de um haleto orgânico.
- Incorreto. Não há ocorrência de reação química.
- Incorreto. Brometo indica a presença do elemento bromo, o qual pertence à família 17, ou seja, é um halogênio.
- Correto.

Nitrila (o) (cianeto de alquila):
clorobenzilideno malonitrilo



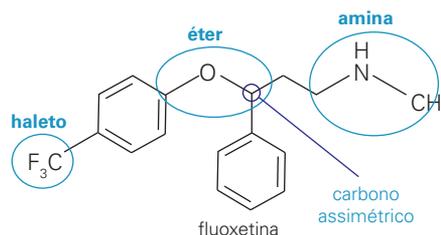
2. FASM-SP – A fluoxetina, comercialmente conhecida como Prozac, é utilizada no transtorno obsessivo-compulsivo (TOC), na bulimia nervosa e no transtorno do pânico.

- Na figura a seguir, circule os heteroátomos presentes na estrutura da fluoxetina.



- Quais classes funcionais estão presentes na estrutura da fluoxetina?

Classes funcionais: haleto, éter e amina.



3. Fatec-SP

C7-H24

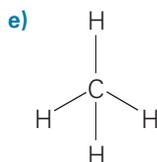
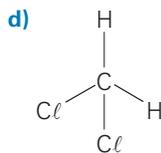
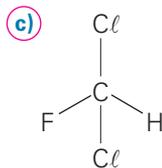
Leia o texto.

Albert Henne nasceu em Bruxelas, Bélgica, em 1901. Ele mudou-se para os Estados Unidos em 1925 e tornou-se um cidadão naturalizado em 1933. Em 1930, Henne e o engenheiro mecânico Thomas Midgley Jr sintetizaram várias moléculas diferentes contendo um ou dois átomos de carbono, pelo menos um átomo de flúor e pelo menos um átomo de cloro. Os compostos resultantes, os clorofluorcarbonetos (ou CFCs, como hoje são conhecidos), apresentaram todas as características de gases refrigerantes.

BURRESON, J. e LE COUTEUR, P. *Os botões de Napoleão*. Rio de Janeiro: ZAHAR, 2006.

Assinale a alternativa que apresenta uma molécula que possui as características de um CFC, conforme a descrição apresentada no texto.

-
-



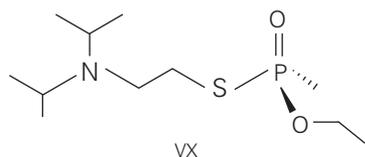
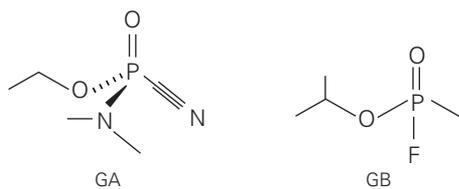
A única molécula que apresenta as características descritas no texto para as moléculas de CFC é a molécula da alternativa C, pois nela há a presença de cloro e flúor ligados a carbono.

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

4. Mackenzie-SP – O gás O-etil-S-2-diiodopropilaminoetilmetilfosfontiolato, conhecido também como agente VX, é extremamente asfixiante e letal podendo ser utilizado como arma química. Os gases da variedade “V” são mais perigosos e tóxicos do que os da variedade “G” como o GA (Tabun) e o GB (Sarin), que se dissipam rapidamente e têm apenas efeitos de curto prazo. O gás VX foi o responsável pela morte do meio irmão do presidente norte-coreano, ocorrida no dia 13/02/2017 no aeroporto de Kuala Lumpur na Malásia.

A seguir estão representadas as fórmulas estruturais dos gases GA, GB e VX.



A respeito desses gases, são realizadas as seguintes afirmações.

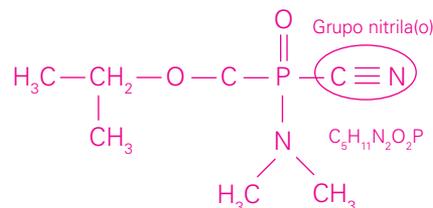
- I. O **GA** possui um grupo nitrila e fórmula estrutural $C_5H_{11}N_2O_2P$.
- II. O **GB** e o **VX** possuem, no mínimo, um átomo de carbono terciário em suas estruturas.
- III. Todos são gases organofosforados, e o **VX** possui uma amina terciária.

IV. Os grupos substituintes ligados a um dos átomos de oxigênio nos gases **GA**, **GB** e **VX** são respectivamente: etil, isopropil e etil.

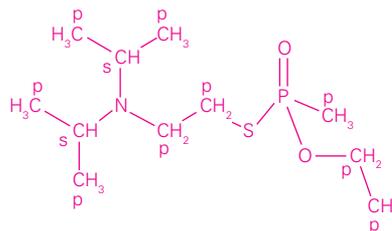
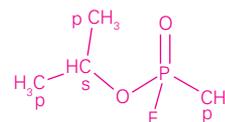
Está correto somente o que se afirma em

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

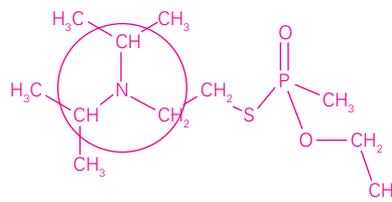
I) Incorreta. O **GA** possui um grupo nitrila(o) e fórmula molecular $C_5H_{11}N_2O_2P$



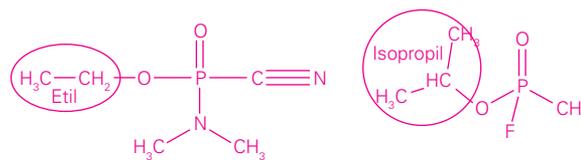
II) Incorreta. O **GB** e o **VX** possuem apenas átomos de carbonos primários (carbono ligado a outro átomo de carbono ou a nenhum) e secundários (um átomo de carbono ligado a dois outros átomos de carbono) em suas estruturas.



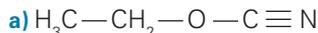
III) Correta. **GA**, **GB** e **VX** são gases organofosforados, e o **VX** possui uma amina terciária.



IV) Correta. Os grupos substituintes ligados a um dos átomos de oxigênio, nos gases **GA**, **GB** e **VX**, são respectivamente: etil, isopropil e etil.



5. Sistema Dom Bosco – Dê o nome das seguintes substâncias:

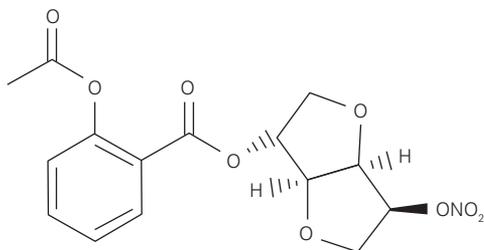


Propanonitrila



Pentanonitrila

6. USF-SP – O remédio conhecido como Isordil® é de uso contínuo para os pacientes que possuem algum tipo de doença coronariana. Esse medicamento tem seu uso relacionado a ataques cardíacos e é indicado no tratamento posterior ao infarto. Seu efeito ativo é derivado do nitrato de isosorbida, cuja fórmula estrutural é apresentada a seguir.



A respeito da estrutura de tal substância, são realizadas as seguintes afirmações.

I. Nessa substância, é possível encontrar a função orgânica amina.

II. Dentre outras funções oxigenadas, uma das encontradas é a função cetona.

III. O composto apresenta dois grupos funcionais dos ésteres.

IV. Há um único átomo de carbono hibridizado em sp^2 que também é carbono terciário.

Das afirmações anteriores, são corretas

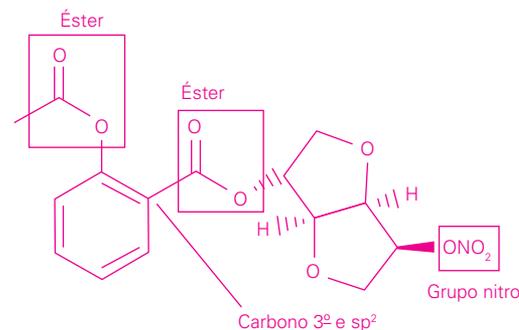
a) apenas I, III e IV.

b) apenas II, III e IV.

c) apenas III e IV.

d) apenas II e IV.

e) apenas I, II e IV.



I) Incorreta. A função orgânica encontrada é um nitrocomposto (NO_2).

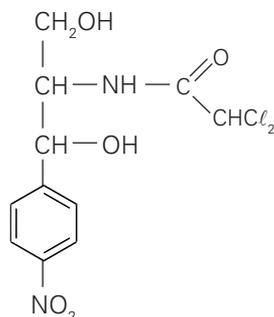
II) Incorreta. Não há função cetona na estrutura.

III) Correta.

IV) Correta.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. PUC-MG – A estrutura do cloranfenicol, antibiótico de elevado espectro de ação, encontra-se apresentada a seguir.



Sobre o cloranfenicol, fazem-se as seguintes afirmativas.

I. Apresenta 6 carbonos sp^2 e 4 carbonos sp^3 .

II. Possui a função amida em sua estrutura.

III. Sua fórmula molecular é $\text{C}_{11}\text{H}_{12}\text{O}_5\text{N}_2\text{Cl}_2$.

IV. É um hidrocarboneto alifático e ramificado.

V. Possui a função nitrila em sua estrutura.

São **incorretas** as afirmativas:

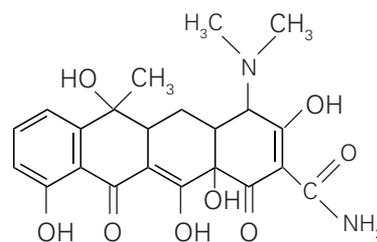
a) I, III, IV e V, apenas.

b) II, III, IV e V, apenas.

c) I, IV e V, apenas.

d) II, III e IV, apenas.

8. FCM-MG – A terramicina, um antibiótico patenteado em 1950 e produzido por *Streptomyces rimosus*, é muito usada em infecção e tem fórmula:



Entre outras, as seguintes funções orgânicas estão presentes na terramicina:

a) cetona, enol, álcool, amina, amida, nitrila.

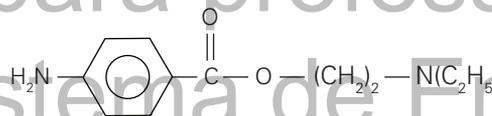
b) fenol, cetona, enol, álcool, amina, amida.

c) fenol, cetona, enol, álcool, amina, éster.

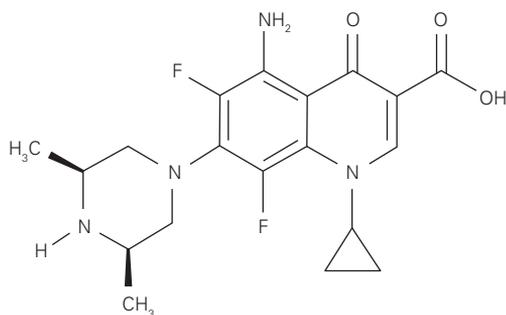
d) cetona, enol, álcool, amina, amida, éster.

e) fenol, enol, álcool, amina, amida, aldeído.

9. UCS-RS (adaptado) – A novocaina é um anestésico de fórmula



15. PUC-RJ – A esparfloxacina é uma substância pertencente à classe das fluoroquinolonas, que possui atividade biológica comprovada.



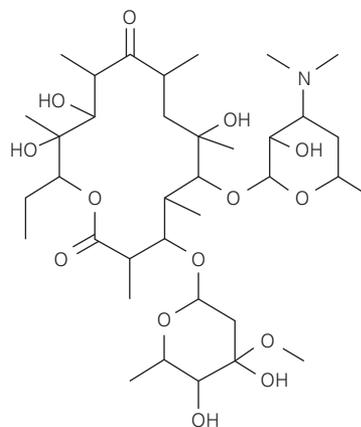
Analise a estrutura e indique as funções orgânicas presentes.

- a) Amida e haleto orgânico
- b) Amida e éster
- c) Aldeído e cetona
- d) Ácido carboxílico e aldeído
- e) Ácido carboxílico e amina

16. UERJ (adaptado) – Os ácidos carboxílicos e os fenóis são substâncias orgânicas com caráter ácido. Apesar de os ácidos carboxílicos possuírem, em geral, valores de pKa menores que os dos fenóis, o ácido benzoico apresenta pKa igual a 4,21, enquanto o 2,4,6-trinitrofenol apresenta pKa igual a 0,38.

Escreva a fórmula estrutural desse fenol.

17. IME-RJ – A eritromicina é uma substância antibacteriana do grupo dos macrolídeos muito utilizada no tratamento de diversas infecções. Dada a estrutura da eritromicina a seguir, assinale a alternativa que corresponde às funções orgânicas presentes.



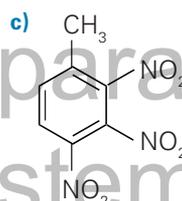
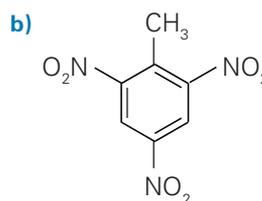
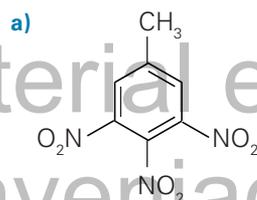
- a) Álcool, nitrila, amida, ácido carboxílico
- b) Álcool, cetona, éter, aldeído, amina
- c) Amina, éter, éster, ácido carboxílico, álcool
- d) Éter, éster, cetona, amina, álcool
- e) Aldeído, éster, cetona, amida, éter

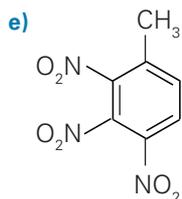
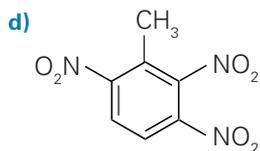
ESTUDO PARA O ENEM

18. UEA-AM

C7-H24

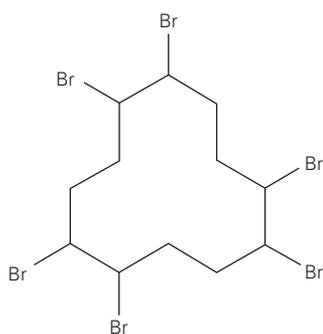
O explosivo TNT (trinitrotolueno) é produzido pela reação de tolueno com ácido nítrico em presença de ácido sulfúrico concentrado. Considerando os efeitos indutivos dos grupos $-\text{CH}_3$ e $-\text{NO}_2$ no anel benzênico, é correto afirmar que a fórmula estrutural do TNT é



**19. PUC-RJ**

C7-H24

A substância química representada a seguir é utilizada na fabricação de espumas, por conta de seu efeito de retardar a propagação de chamas.



Nessa substância, está presente a função orgânica

- a) amina.
- b) aldeído.
- c) cetona.
- d) ácido carboxílico.
- e) haleto orgânico.

20. EsPCEX-SP (adaptado)

C7-H24

Tornou-se uma mania entre os alunos de diversas idades o hábito de carregar, no lugar da antiga borracha, o corretivo líquido. Muitos desses corretivos contêm diclorometano como solvente, que é prejudicial à saúde, por ser tóxico e muito volátil. Sua fórmula molecular é:

- a) $(C_2H_2)Cl_2$
- b) CH_2Cl_2
- c) C_2Cl_2
- d) $C_2H_2Cl_2$
- e) CH_3CH_2Cl

12

PROPRIEDADES FÍSICAS E QUÍMICAS DOS COMPOSTOS ORGÂNICOS

- Propriedades físicas dos compostos orgânicos: temperatura de ebulição, de fusão e solubilidade.
- Acidez e basicidade dos compostos orgânicos.

HABILIDADES

- Relacionar propriedades de sólidos e líquidos (temperaturas de ebulição e de fusão e solubilidade) com os tipos de ligações presentes (iônicas, covalentes ou metálicas) e com os tipos de interações intermoleculares (London e ligações de hidrogênio).
- Identificar interações intermoleculares predominantes (ligações de hidrogênio, dipolo permanente e dipolo induzido).
- Aplicar o conceito de acidez e basicidade no cotidiano.



UFOKIM/ISTOCKPHOTO

Mancha de óleo na areia da praia e em animais marinhos.

Nas últimas décadas, tornou-se comum o derramamento de petróleo no oceano por navios petroleiros. O petróleo, por ter menor densidade do que a água, fica na superfície dos oceanos impedindo a entrada de luz solar e, conseqüentemente, diminuindo o processo de fotossíntese aquática. Além disso, quando esse petróleo derramado atinge as áreas de manguezais, contamina e polui o ecossistema, provocando a morte de vegetais e animais.

Propriedades físicas dos compostos orgânicos

As propriedades a serem estudadas de forma mais aprofundada serão as temperaturas de ebulição e a de fusão e a solubilidade juntamente com as suas relações com as forças intermoleculares, o tamanho e a geometria de cada molécula.

TEMPERATURA DE EBULIÇÃO E DE FUSÃO

Esta propriedade depende das interações intermoleculares e do tamanho das moléculas.

Interações intermoleculares

Quanto maior a intensidade da interação intermolecular, maior a energia necessária para a mudança de estado e, conseqüentemente, maior será a temperatura de ebulição e a de fusão.

Dipolo induzido – dipolo induzido: ocorre entre moléculas não polares.

Dipolo permanente – dipolo permanente: ocorre entre moléculas polares.

Ligação de hidrogênio: ocorre entre moléculas que apresentam os átomos de hidrogênio ligados a átomos de flúor, oxigênio e nitrogênio.

A ordem crescente da intensidade das interações intermoleculares é dada da seguinte forma:

Dipolo induzido – dipolo induzido < Dipolo permanente – dipolo permanente < Ligação de hidrogênio

Tamanho das moléculas

Quanto maior o tamanho da molécula, maior será a superfície de contato, proporcionando maior interação entre as moléculas, portanto maior será a temperatura de ebulição e de fusão.

Dessa forma, podemos estabelecer as duas relações descritas a seguir.

A. Para moléculas com tamanhos aproximados

Quanto maior a intensidade da interação intermolecular, maior será a temperatura de ebulição e de fusão, e maior a energia necessária para separá-las.

Substância	Fórmula molecular	Massa Molar	TF (°C)	TE (°C)
Propano	C ₃ H ₈	44	189	-42
Propano-1-al	C ₃ H ₆ O	58	-81	49
Propanona	C ₃ H ₆ O	58	-95	56
Propano-1-ol	C ₃ H ₈ O	60	-128	97
Ác. propanoico	C ₃ H ₆ O ₂	74	-21	141

O quadro a seguir apresenta algumas funções orgânicas e as interações intermoleculares existentes entre suas moléculas.

Dipolo induzido - dipolo induzido	Dipolo permanente - dipolo permanente	Ligação de hidrogênio
Hidrocarbonetos	Aldeídos e cetonas	Álcool, ácido carboxílico e amina

Portanto, a ordem crescente da temperatura de ebulição e de fusão será:

hidrocarboneto < éter < aldeído < éster < amina secundária < amina primária < álcool < ácido carboxílico.

B. Para moléculas com o mesmo tipo de interação intermolecular

Para moléculas lineares, quanto maior for o tamanho da molécula, maior será a temperatura de ebulição e de fusão.

Composto	Fórmula estrutural	TE (°C)
Metano	CH ₄	-164
Etano	H ₃ C-CH ₃	-88,4
Propano	H ₃ C-CH ₂ -CH ₃	-42
Butano	H ₃ C-(CH ₂) ₂ -CH ₃	-1
Pentano	H ₃ C-(CH ₂) ₃ -CH ₃	36
Hexano	H ₃ C-(CH ₂) ₄ -CH ₃	68

Para moléculas ramificadas, quanto mais se aumenta a quantidade de ramificações na molécula, tornando-a mais compacta, mais se diminui a superfície de contato; consequentemente, as temperaturas de ebulição e de fusão também diminuem.

Nome do composto	Fórmula estrutural	Temperatura de ebulição(°C)
Pentano	$\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	36 °C
2-metil-butano	$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C} - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	28 °C
Neopentano	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_3\text{C} - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	9,5 °C

SOLUBILIDADE

A solubilidade dos compostos orgânicos está relacionada ao tipo de interações intermoleculares; sendo assim, substâncias que apresentam o mesmo tipo de interação vão se dissolver umas nas outras. Dessa forma, substância polar dissolve substância polar e vice-versa.

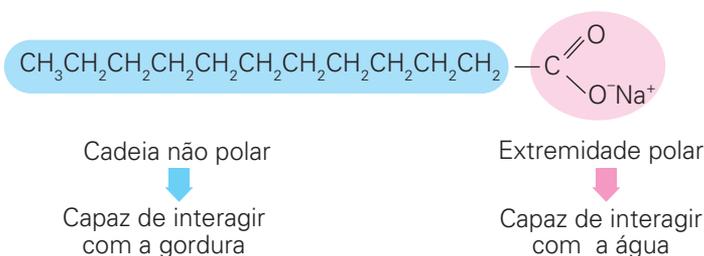
A tabela a seguir mostra qual é a polaridade dos principais grupos funcionais e ajuda-nos a identificar qual é o solvente ideal para cada substância. Os hidrocarbonetos, como o petróleo, por exemplo, são substâncias apolares e serão solúveis em solventes apolares, tais como benzeno, hexano e tetracloreto de carbono, mas não serão solúveis em solventes polares, tal como a água.

Funções orgânicas	Hidrocarbonetos	Éter, aldeído e cetona	Álcool, ácidos carboxílicos e aminas
Polaridade	Não polar	Polar	Polar
Força da interação intermolecular	Fraca	Média	Forte
Nome da interação intermolecular	Dipolo instantâneo-dipolo induzido	Dipolo-dipolo ou dipolo permanente	Ligações de hidrogênio
Exemplos	CH_4 : metano, C_2H_6 : etano	CH_3OCH_3 : metoximetano CH_3COH : etanal CH_3COCH_3 : propanona	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$: etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$: ácido etanoico e $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$: etilamina

Com relação aos álcoois, como eles possuem uma parte polar e uma parte apolar, quanto maior for a cadeia carbônica da molécula, menor será sua solubilidade em água.

Álcool	Fórmula	Solubilidade (g/100 g de H_2O)
Etanol	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	Infinita
1-propanol	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$	Infinita
1-butanol	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$	7,9

Assim como os álcoois, existem outras substâncias que apresentam em sua estrutura uma parte apolar e outra polar. Uma das substâncias mais importantes é o sabão, o qual é representado genericamente por:

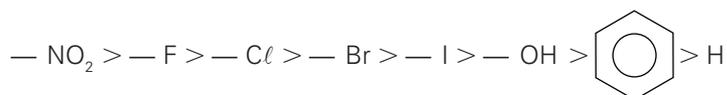


Acidez

Quanto mais fácil for a ionização de um ácido, mais forte ele será. Dentre os orgânicos, destacam-se ácidos carboxílicos, fenóis, álcoois e alcinos verdadeiros. Para analisar essa propriedade, inicialmente, devem-se compreender os efeitos indutivos e o efeito do tamanho da cadeia, responsáveis pela intensidade da liberação do H^+ .

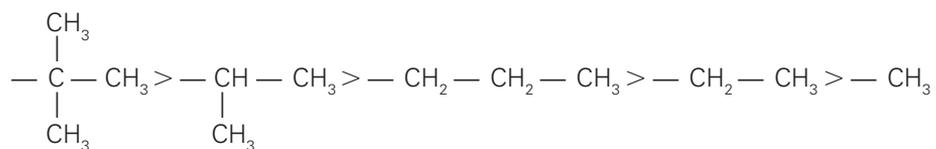
EFEITO INDUTIVO ELETRORREPELENTE

Ocorre em grupamentos eletronegativos que possuem a propriedade de atrair elétrons para si, afastando-os da cadeia carbônica. Os grupamentos, em ordem decrescente de afinidade, são:



EFEITO INDUTIVO ELETRORREPELENTE

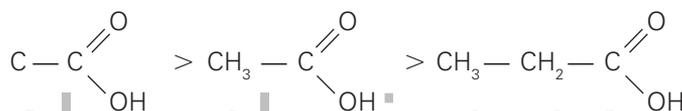
Ocorre em grupamentos que têm a propriedade de enviar elétrons à cadeia a que estão ligados, isto é, grupamentos eletropositivos. Os grupamentos, em ordem decrescente de força repulsiva, são:



Quanto maior o radical saturado, mais eletropositiva será a estrutura.

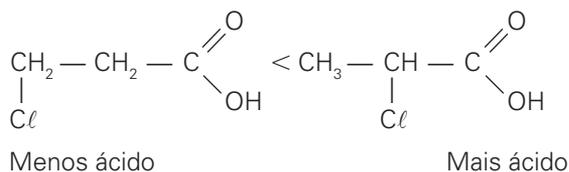
TAMANHO DA CADEIA CARBÔNICA

O aumento da cadeia carbônica acarreta acréscimo do efeito indutivo de empurrar elétrons para a carboxila, ampliando sua densidade eletrônica e dificultando a saída do próton, o que diminui, portanto, sua acidez.

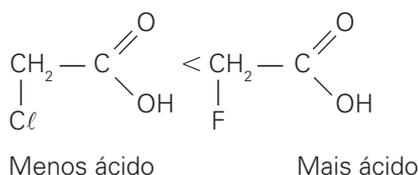


ADIÇÃO DE UM GRUPO ELETRONEGATIVO

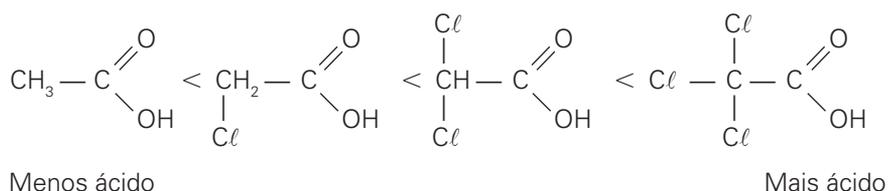
A adição de um grupo eletronegativo na cadeia carbônica tem o efeito indutivo de puxar elétrons, facilitando a saída do próton (H^+). Quanto mais forte ou mais próximo da carboxila esse grupo estiver localizado, mais ácido será o composto.



Além disso, a acidez aumenta com a presença de um halogênio ligado à cadeia carbônica principal.



A quantidade de grupos eletronegativos também influencia no aumento da acidez da molécula.

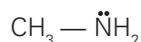


De forma geral, podemos chegar a uma ordem de acidez para os principais compostos orgânicos:

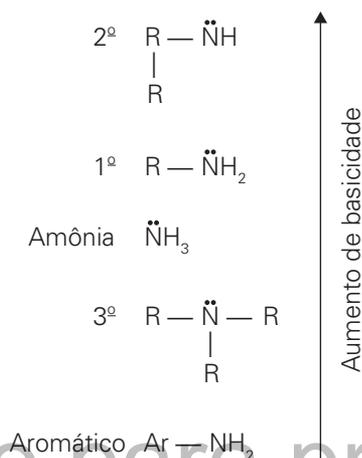


Basicidade

Conforme já discutimos no módulo de compostos nitrogenados, as aminas possuem um caráter básico, uma vez que o átomo de nitrogênio apresenta um par de elétrons livres (base de Lewis).



A seguir, é mostrada a ordem de basicidade para as aminas:



Éteres também possuem um caráter básico, pois eles têm dois pares de elétrons livres no oxigênio. Essa característica torna-os bases mais fracas do que as aminas.



EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. Cesgranrio-RJ – Cinco frascos de reagentes, numerados de 1 a 5, contêm líquidos de fórmula geral C_nH_{2n+2} , em que $5 \leq n < 9$.

Sabe-se que os compostos apresentam cadeia normal e que as temperaturas de ebulição são dadas na tabela a seguir.

Frascos	Temperaturas de ebulição (°C)
1	36
2	151
3	98
4	126
5	69

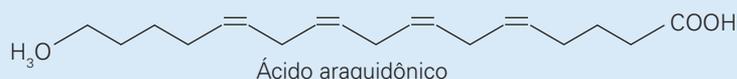
Com essas informações, pode-se afirmar que o líquido existente no frasco de número 4 é o:

- a) n-octano.
- b) n-nonano.
- c) n-heptano.
- d) n-pentano.
- e) n-hexano.

Resolução

Como o frasco 4 apresenta a segunda maior temperatura de ebulição, o líquido contido nele será o n-octano, pois é o segundo composto de maior cadeia. Isso ocorre porque quanto maior for a molécula, maior será a temperatura de ebulição.

2. UFPE – A aspirina tem efeito analgésico porque inibe a síntese de prostaglandinas no corpo humano, a qual ocorre a partir do ácido araquidônico.



Com relação ao ácido araquidônico, podemos afirmar que é correta a afirmativa:

- a) É mais solúvel em gorduras do que o ácido acético.
- b) É mais solúvel em água do que o ácido acético.
- c) É mais solúvel em água do que em solventes orgânicos não polares.
- d) Não forma ligações de hidrogênio.
- e) É um ácido carboxílico de cadeia insaturada.

Resolução

Como sua cadeia carbônica é muito grande e tem caráter não polar, esse ácido será mais solúvel em gorduras, visto que elas também possuem um caráter não polar.

ROTEIRO DE AULA

Propriedades químicas e físicas dos compostos orgânicos

Temperatura de ebulição e temperatura de fusão

Dependem de dois fatores: interações intermoleculares e tamanho da molécula

Interações intermoleculares

Quanto maior a intensidade da interação,
maior a temperatura de fusão

e ebulição

Tamanho da molécula

Quanto maior o tamanho da molécula,
maior será a temperatura de

fusão e ebulição

Solubilidade

Semelhante dissolve semelhante

Influencia no caráter ácido e básico das moléculas

Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. Faceres-SP – A temperatura de ebulição em compostos orgânicos é influenciada por dois fatores: o tipo de interação intermolecular e o tamanho da molécula.

A ordem crescente da temperatura de ebulição das substâncias a seguir é:

- I. C_3H_8 (propano)
- II. C_3H_8O (1-propanol)
- III. C_2H_6 (etano)
- IV. $C_3H_8O_2$ (propano-1,2-diol)

a) III, I, IV e II.

b) II, I, II e IV.

c) I, IV, I e III.

d) IV, II, III e I.

e) II, IV, III e I.

Dentre os compostos anteriores, há dois hidrocarbonetos (I e III) e dois álcoois (II e IV). Os hidrocarbonetos, por serem não polares, apresentam menores temperaturas de ebulição que os álcoois com mesmo número de carbonos.

Entre os compostos de uma mesma função química, aqueles com maior número de carbonos apresentam maiores temperaturas de ebulição (então I tem temperatura de ebulição maior que III). No caso dos álcoois, o composto IV possui 2 grupos $-OH$, o que possibilita uma maior quantidade de ligações de hidrogênio, deixando sua temperatura de ebulição maior que o composto II.

2. UEA-AM – Entre os compostos indicados nas alternativas, o que apresenta maior temperatura de ebulição é o

a) metano.

b) metanol.

c) etano.

d) etanol.

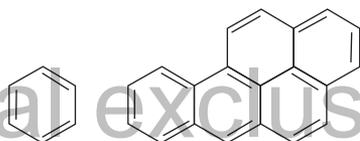
e) metoximetano.

Metano e etano são hidrocarbonetos, portanto são moléculas não polares. O metoximetano é uma molécula polar, logo possui maior temperatura de ebulição em relação aos hidrocarbonetos. Metanol e etanol são álcoois que apresentam como grupo funcional a hidroxila ($-OH$) ligada a carbonos saturados em suas estruturas. Esse grupo possui o hidrogênio ligado a um elemento muito eletronegativo (oxigênio), o que permite que realize ligação de hidrogênio. Esta é a força intermolecular mais forte quando comparada ao metoximetano e aos hidrocarbonetos. Entre os dois álcoois, o etanol possui maior temperatura de ebulição devido a sua maior massa molar.

3. IFPE (adaptado)

C7-H24

Há algumas décadas, fumar era moda. Nessa época, o cigarro não era considerado um vilão; até profissionais de saúde, como médicos, eram garotos-propaganda de marcas de cigarro e incentivavam o vício de fumar. Com o passar dos anos, pesquisas mostraram que o cigarro é extremamente prejudicial à saúde. Estudos mostram que existem mais de 4 000 substâncias químicas no cigarro, das quais 50 são comprovadamente cancerígenas. Dentre elas, podemos citar: arsênio, polônio-210, DDT, benzeno e benzopireno. A seguir, temos as fórmulas estruturais de duas dessas substâncias que estão na lista das 50 cancerígenas: o benzeno e o benzopireno.



Benzeno

Benzopireno

Em relação às substâncias benzeno e benzopireno, é correto afirmar que

a) o benzeno, por ser polar, é uma molécula insolúvel na água, já que a água é não polar.

b) o benzopireno apresenta hibridação sp^3 em todos os seus carbonos.

c) tanto o benzeno quanto o benzopireno interagem por forças de dipolo-induzido.

d) ambos são hidrocarbonetos que apresentam apenas carbonos secundários.

e) o benzopireno apresenta temperatura de ebulição e de fusão menor que o benzeno.

a) Incorreto. O benzeno, como todos os hidrocarbonetos, é uma molécula não polar, portanto é insolúvel em água, que é polar.

b) Incorreto. A hibridização entre os carbonos do benzopireno é do tipo sp^2 .

c) Correto. Por serem moléculas não polares, as forças intermoleculares que as unem são as de dipolo-induzido.

d) Incorreto. O benzopireno, por ter anéis condensados, apresenta vários carbonos terciários.

e) Incorreto. O benzopireno, por ter uma massa molar maior que o benzeno, apresentará temperaturas de ebulição e de fusão maiores que o benzeno.

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

4. UEM-PR – Em um laboratório, há quatro frascos rotulados de A a D. Sabe-se que os frascos contêm ácido acético, pentano, hexanol e éter diisopropílico. Para identificar os compostos, um químico realizou os seguintes procedimentos:

I. testou a solubilidade em água;

II. mediu a temperatura de fusão;

III. observou a formação de bolhas na reação com solução aquosa de $NaHCO_3$ a 10%.

Com base nessas informações, assinale o que for correto.

01) Apenas o composto que estava no frasco A foi solúvel em água em quaisquer proporções; assim, o químico o identificou como ácido acético.

02) O composto que estava no frasco B apresentou a maior temperatura de ebulição; assim, o químico o identificou como hexanol, porque suas moléculas associam-se por ligações de hidrogênio e têm a cadeia carbônica maior que a do ácido acético.

04) Dois compostos liberaram bolhas na reação com $NaHCO_{3(aq)}$, logo esse teste não foi eficiente para distinguir os compostos.

08) O composto que estava no frasco C apresentou a menor temperatura de ebulição; logo, o químico o identificou como pentano, porque é necessária pouca energia para romper as forças de Van der Waals.

16) O químico deveria ter testado também a solubilidade em hexano, pois somente um dos compostos, o éter diisopropílico, seria solúvel em quaisquer proporções nesse solvente.

Dê a soma dos itens corretos.

11 (01 + 02 + 08)

01) Correto. Apenas o ácido acético (frasco A) é solúvel em água em quaisquer proporções.

02) Correto. O hexanol (frasco B) apresentou a maior temperatura de ebulição porque suas moléculas associam-se por ligações de hidrogênio devido à presença do grupo OH e possuem uma cadeia carbônica maior que a do ácido acético.

usado em temperos na cozinha, em limpezas e na preparação de perfumes, corantes, seda artificial e acetona.

Disponível em: <<http://www.mundoeducacao.com/quimica/os-acidos-carboxilicos.htm>>.

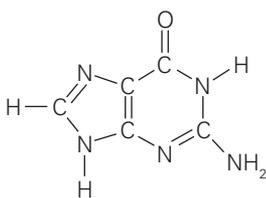
Acerca desses dois compostos, é correto afirmar que

- a) não se dissolvem em água.
- b) ambos possuem o mesmo ponto de ebulição.
- c) o ácido acético possui ponto de ebulição menor.
- d) o ácido acético é menos ácido que o ácido fórmico.

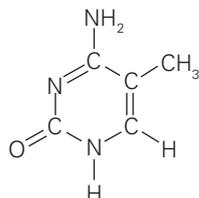
9. UECE – Fatos experimentais mostram que a força de um ácido aumenta com

- a) a diminuição de sua cadeia carbônica.
- b) a substituição de um átomo de hidrogênio por um átomo de halogênio.
- c) o aumento da eletronegatividade do halogênio.
- d) a proximidade do átomo do halogênio em relação à carboxila.
- e) o aumento do número de hidrogênios substituídos.

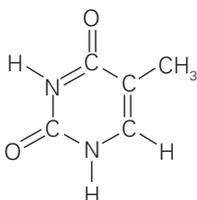
10. UFSC (adaptado) – Um tipo de mutação está ilustrado no esquema a seguir, na qual ocorre uma mutação pontual que provoca a modificação na estrutura da 5-metilcitosina e origina a timina. Quando a replicação se dá antes do mecanismo de reparo, ocorre uma alteração na sequência do DNA que, dependendo do caso, pode provocar alteração no fenótipo.



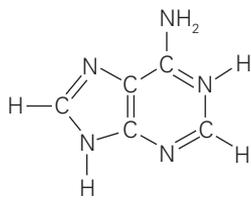
G = Guanina



**Me
C** = 5-metilcitosina



T = Timina



A = Adenina

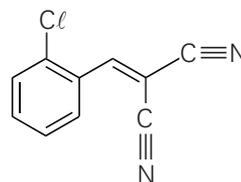
- a) Cite o tipo de interação intermolecular que ocorre entre moléculas de 5-metilcitosina e de guanina em uma dupla hélice de DNA.

- b) De acordo com a definição de ácidos e bases de Lewis, como é classificada a molécula de adenina e por quê?

11. UEG-GO – A característica que os átomos de carbono possuem de ligar-se entre si leva a uma formação de grande variedade de moléculas orgânicas com diferentes cadeias carbônicas, o que influencia diretamente suas propriedades físicas. Dentre as moléculas a seguir, aquela que apresentará a menor temperatura de ebulição é a

- a) 2-metilhexano.
- b) 2,2-dimetilpentano.
- c) 2,3-dimetilpentano.
- d) 2,2,3-trimetilbutano.

12. UEMG (adaptado) – Bombas de gás lacrimogêneo são agentes incapacitantes utilizados para dispersar multidões. Em contato com os olhos, causam lacrimejamento intenso e queimação. Ao serem lançadas, liberam, no momento da explosão, um gás que é composto, basicamente, de 2-clorobenzilidenomalononitrilo, o conhecido gás CS. Trata-se, na verdade, de uma substância sólida que, misturada a solventes, toma a forma de aerossol.



Sobre o 2-clorobenzilidenomalononitrilo, representado anteriormente, indique e explique qual é a interação intermolecular que essa molécula é capaz de realizar.

13. Imed-SP – Considere os seguintes álcoois:

- I. $\text{CH}_3 - \text{OH}$
 II. $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$
 III. $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$
 IV. $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$

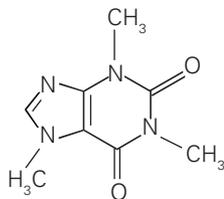
Assinale a alternativa que apresenta, em ordem crescente, a solubilidade desses álcoois em água.

- a) II < III < IV < I
 b) II < I < IV < III
 c) I < IV < III < II
 d) I < II < III < IV
 e) III < II < I < IV

14. UFRN – O etino (C_2H_2), conhecido como acetileno, é bastante usado em solda de metais. Quando obtido na indústria, pode apresentar impurezas, como o sulfeto de hidrogênio (H_2S), molécula de geometria angular. Se o gás acetileno contiver essa impureza, pode ser purificado fazendo-o passar através de

- a) éter metílico (CH_3OCH_3), pois o H_2S é dissolvido, e o etino, pelo fato de ser formado por moléculas polares, não se dissolve nele.
 b) tetracloreto de carbono líquido (CCl_4), pois o H_2S é dissolvido, e o etino, pelo fato de ser formado por moléculas não polares, não se dissolve nele.
 c) água líquida (H_2O), pois o H_2S é dissolvido, e o etino, pelo fato de ser formado por moléculas não polares, não se dissolve nela.
 d) pentano (C_5H_{12}), pois o H_2S é dissolvido, e o etino, pelo fato de ser formado por moléculas polares e não polares, não se dissolve nele.

15. PUC-PR – Durante muito tempo, acreditou-se que a cafeína seria a droga psicoativa mais consumida no mundo. Ao contrário do que muitas pessoas pensam, a cafeína não está presente apenas no café, mas sim em uma gama de outros produtos, por exemplo, no cacau, no chá, no pó de guaraná, entre outros.



Sobre a cafeína, cuja fórmula estrutural está apresentada anteriormente, são feitas as seguintes afirmações.

- I. Apresenta em sua estrutura as funções amina e cetona.
 II. Apresenta propriedades alcalinas devido à presença de sítios básicos de Lewis.
 III. Todos os átomos de carbono presentes nos anéis estão hibridizados na forma sp^2 .
 IV. Sua fórmula molecular é $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$.

São verdadeiras:

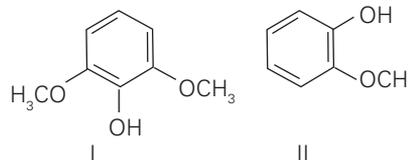
- a) somente as afirmações I, II e III.
 b) somente as afirmações II e III.
 c) somente as afirmações I e IV.
 d) somente as afirmações III e IV.
 e) somente as afirmações II, III e IV.

16. UFSC (adaptado)

A química do churrasco

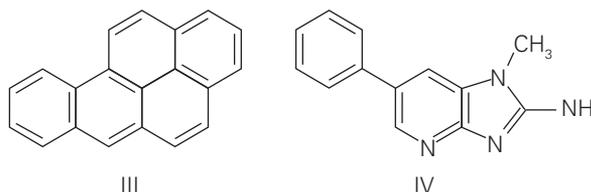
Neste verão, muitos de nós estaremos “acendendo carvão” e salivando ao pensar em um bom churrasco. Veja, a seguir, um pouco da química e dos compostos que estão envolvidos nesse alimento de sabor defumado.

Sabor e aroma defumado



Quando o carvão entra em combustão, há a formação de compostos fenólicos. O siringol (I) é um dos principais responsáveis pelo aroma de fumaça, e o guaiacol (II) é uma das substâncias que fornecem o sabor de fumaça à carne.

Carcinógenos



Quando a carne é cozida como churrasco, a gordura escorre para o carvão quente e forma hidrocarbonetos policíclicos aromáticos (HPA). Há diversos HPA diferentes que podem ser formados por esse processo, incluindo agentes carcinogênicos (capazes de estimular a produção de células cancerígenas), como o benzo[a]pireno (III). Aminas heterocíclicas (por exemplo, o composto IV) constituem outra classe de compostos carcinogênicos que é formada à medida que a carne cozinha. Essas moléculas concentram-se especialmente nas áreas mais “queimadas” da carne. Algumas pesquisas têm sugerido que marinar a carne em cerveja pode reduzir significativamente as concentrações desses compostos.

Disponível em: <<http://cen.acs.org/articles/93/i28/Periodic-Graphics-Chemistry-Barbecue.html>>. Acesso em: 7 set. 2016.
 Adaptado.

É possível retirar os compostos carcinogênicos da carne (HPA) apenas lavando-a em água corrente? Explique sua resposta.

17. UFU-MG (adaptado) – O ácido tricloroacético é uma substância aquosa com grande poder cauterizante e muito utilizado no tratamento de feridas, em doenças de pele, calos, verrugas, entre outros males. Seu caráter ácido é maior que o do ácido acético. Essa diferença pode ser explicada

a) pelo elevado grau de ionização do H^+ no ácido acético, que disponibiliza mais desse íon para a solução.

b) pela diminuição do grau de ionização do ácido tricloroacético pela presença dos átomos de cloro.

c) pelo efeito que os átomos de cloro exercem na estrutura do ácido tricloroacético.

d) pelo número de átomos de cloro na estrutura do tricloroacético, que fixa melhor o hidrogênio ionizável, aumentando a acidez.

ESTUDO PARA O ENEM

18. Enem

C7-H24

O carvão ativado é um material que possui elevado teor de carbono, sendo muito utilizado para a remoção de compostos orgânicos voláteis do meio, como o benzeno. Para a remoção desses compostos, utiliza-se a adsorção. Esse fenômeno ocorre por meio de interações do tipo intermoleculares entre a superfície do carvão (adsorvente) e o benzeno (adsorvato, substância adsorvida).

No caso apresentado, entre o adsorvente e a substância adsorvida ocorre a formação de

a) ligações dissulfeto.

b) ligações covalentes.

c) ligações de hidrogênio.

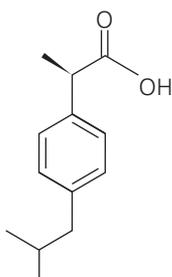
d) interações dipolo induzido – dipolo induzido.

e) interações dipolo permanente – dipolo permanente.

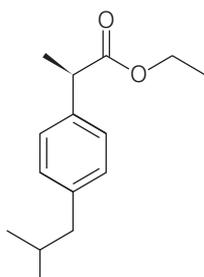
19. UEFS-BA (adaptado)

C7-H24

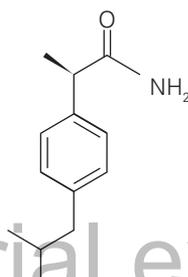
O ibuprofeno é um dos nomes do fármaco pertencente ao grupo dos anti-inflamatórios não esteroides, com nome sistemático ácido 2-(4-isobutilfenil) propanoico.



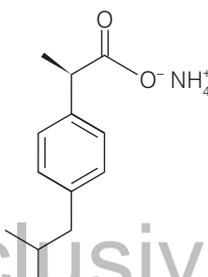
Ibuprofeno



Éster etílico do ibuprofeno



Amida do ibuprofeno



Sal de amônio do ibuprofeno

Sobre o ibuprofeno, é correto afirmar:

a) Dissolve totalmente em água, quando misturado a este solvente, em qualquer proporção.

b) Solubiliza em soluções de hidróxidos de metais alcalinos, devido ao hidrogênio ácido do grupo carboxila.

c) Apresenta apenas dois carbonos do tipo sp^3 .

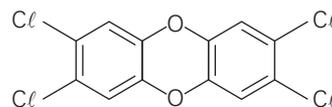
d) Não solubiliza em metanol devido às interações intermoleculares muito fortes entre as moléculas deste solvente.

e) Formam-se ligações de hidrogênio intramoleculares entre o grupo carboxila e o carbono do anel aromático.

20. Enem

C7-H24

A crescente produção industrial lança ao ar diversas substâncias tóxicas que podem ser removidas pela passagem do ar contaminado em tanques para filtração por materiais porosos, ou para dissolução em água ou solventes orgânicos de baixa polaridade, ou para neutralização em soluções ácidas ou básicas. Um dos poluentes mais tóxicos liberados na atmosfera pela atividade industrial é a 2,3,7,8-tetraclorodioxina.



Esse poluente pode ser removido do ar pela passagem através de tanques contendo

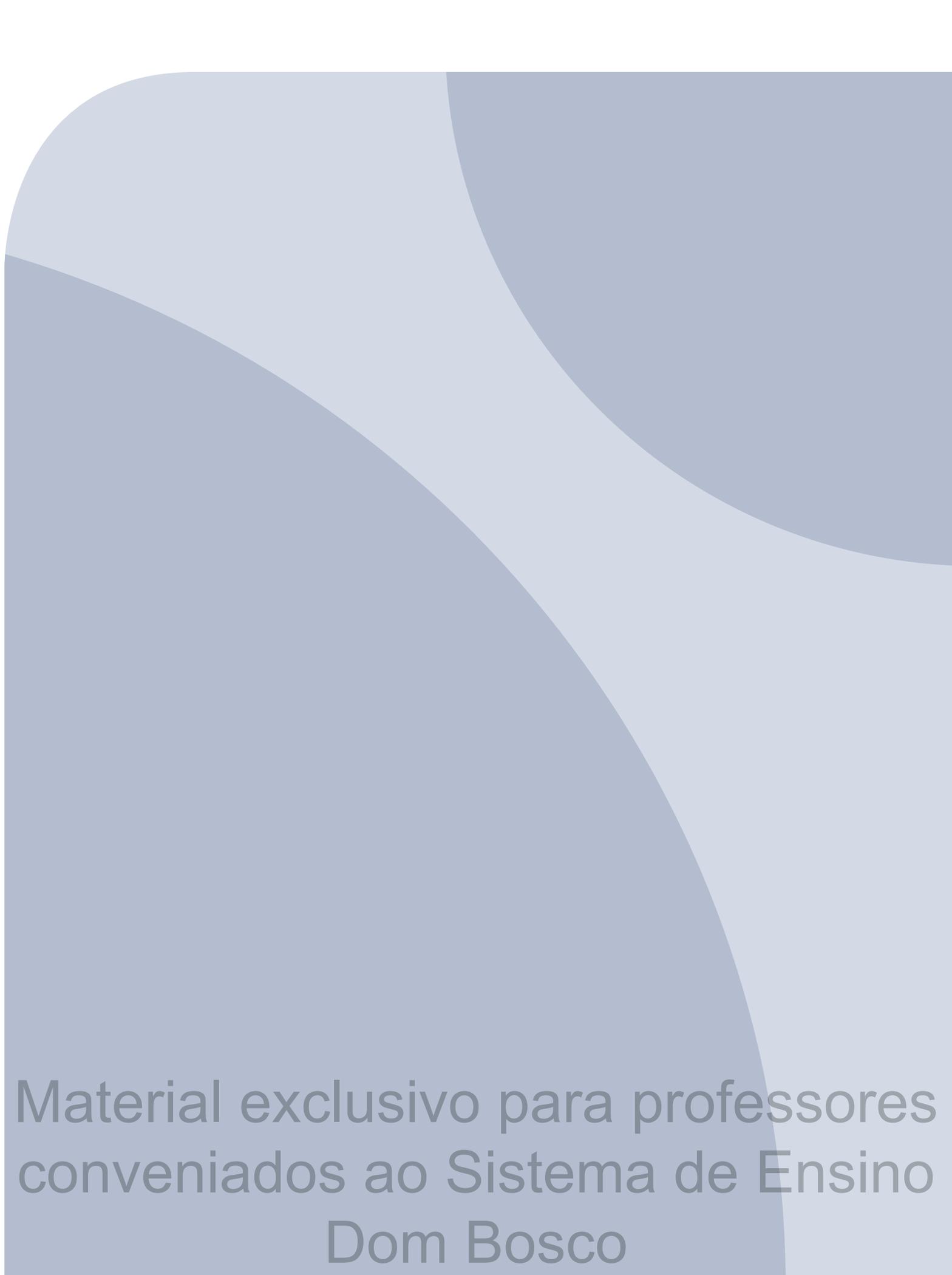
a) hexano.

b) metanol.

c) água destilada.

d) ácido clorídrico aquoso.

e) hidróxido de amônio aquoso.

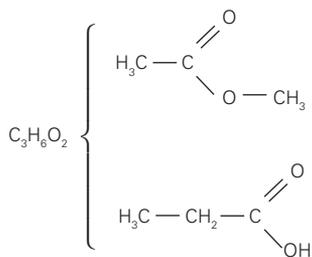


Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

QUÍMICA 3B

Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

CIÊNCIAS DA NATUREZA E SUAS TECNOLOGIAS



A isomeria distingue-se em plana e espacial.

ISOMERIA PLANA

Nesse tipo de isomeria, as substâncias diferenciam-se somente no tipo de cadeia carbônica. A isomeria plana está dividida em cinco classes: isomeria de função, de cadeia, de posição, de compensação (**meta-meria**) e dinâmica (**tautomeria**).

Isomeria de função

Os isômeros diferem na função química a que pertencem. Os casos mais importantes são: álcool – éter; aldeído – cetona; ácido carboxílico – éster.

Exemplo



Álcool

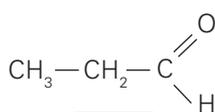
Etanol



Éter

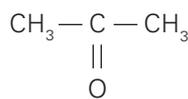
Metoximetano

Exemplo



Aldeído

Propanal

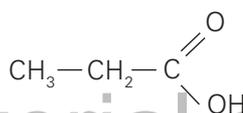


Cetona

Propanona

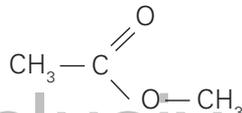
Propan-2-ona

Exemplo



Ácido

Ácido propanoico



Éster

Etanoato de metila

Isomeria de cadeia

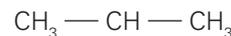
Os isômeros pertencem à mesma função química orgânica, mas diferem no tipo de cadeia.

Exemplo



Butano

Cadeia normal



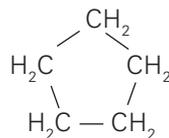
|



Isobutano

Cadeia ramificada

Exemplo



Ciclopentano

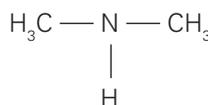
Cadeia fechada



Pent-1-eno

Cadeia aberta

Exemplo



|



Dimetilamina

Cadeia heterogênea



Etilamina

Cadeia homogênea

EXERCÍCIO RESOLVIDO

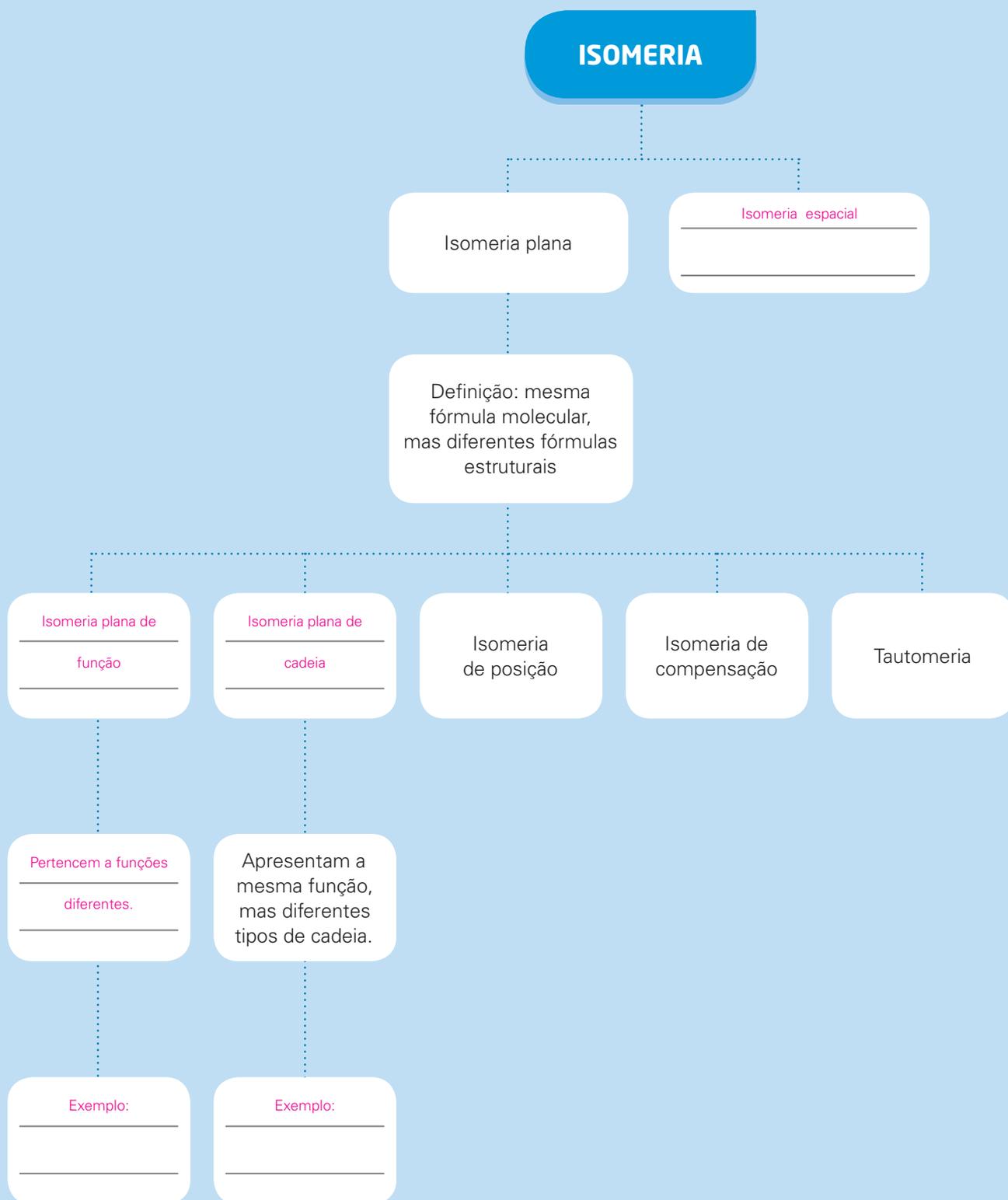
Qual é o tipo de isomeria plana existente entre os compostos etanol e éter dimetilico?

- Cadeia.
- Posição.
- Compensação.
- Função.
- Tautomeria

Resolução

Um álcool (etanol) e um éter (éter dimetilico), quando têm a mesma fórmula molecular (C_2H_6O), apresentam isomeria plana de função, pois são compostos que pertencem a diferentes funções químicas.

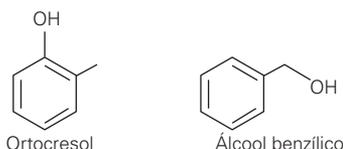
ROTEIRO DE AULA



Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

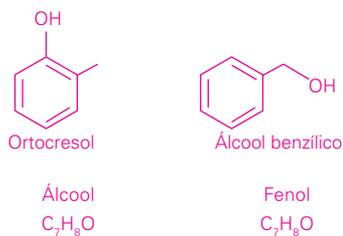
1. UNESP – Examine as estruturas do ortocresol e do álcool benzílico.



O ortocresol e o álcool benzílico

- a) apresentam a mesma função orgânica.
- b) são isômeros.**
- c) são compostos alifáticos.
- d) apresentam heteroátomo.
- e) apresentam igualdade na organização da cadeia carbônica.

Analizando as estruturas, observamos que não contém heteroátomo (átomo diferente entre carbonos) e que apresentam a mesma fórmula molecular e diferença na organização da cadeia carbônica. São isômeros de função.



2. Fasm-SP

Quando há falta de insulina e o corpo não consegue usar a glicose como fonte de energia, as células utilizam outras vias para manter seu funcionamento. Uma das alternativas encontradas é utilizar os estoques de gordura para obter a energia que lhes falta. Entretanto, o resultado desse processo leva ao acúmulo dos chamados corpos cetônicos.

Disponível em: <www.drauziovarella.com.br>. Adaptado.



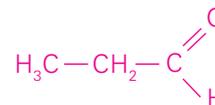
- a) Dê a nomenclatura IUPAC e a nomenclatura comercial do corpo cetônico representado.

Nomenclatura IUPAC: propanona.

Nomenclatura comercial: acetona.

- b) Escreva a fórmula estrutural do isômero de função desse corpo cetônico, com a sua respectiva nomenclatura IUPAC.

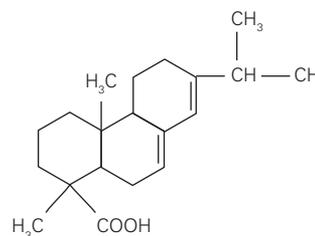
Fórmula estrutural do isômero de função da propanona, o propanal (nomenclatura IUPAC):



3. FMP-RJ

C7-H24

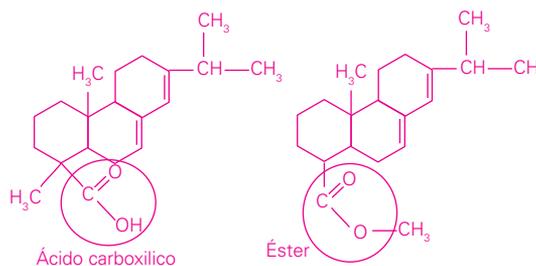
Quando um talho é feito na casca de uma árvore, algumas plantas produzem uma secreção chamada resina, que é de muita importância para a cicatrização das feridas da planta, para matar insetos e fungos, permitindo a eliminação de acetatos desnecessários. Um dos exemplos mais importantes de resina é o ácido abiético, cuja fórmula estrutural é apresentada a seguir.



Um isômero de função mais provável desse composto pertence à função denominada

- a) amina.
- b) éster.**
- c) aldeído.
- d) éter.
- e) cetona.

Os isômeros de função são compostos de funções diferentes, ou seja, ácido carboxílico e éster.



Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

4. Unisinos-RS – Considere as seguintes características de determinado composto:

- I. ele é isômero de função do etanol;
- II. sua nomenclatura é metoximetano;
- III. apresenta, entre suas moléculas, interações dipolo-dipolo e faz ligações de hidrogênio com a água.

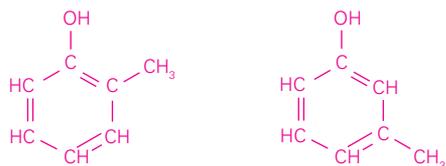
De acordo com essas afirmações, o composto é

- a) um aldeído.
- b) uma cetona.
- c) um éter.**
- d) o etanal.
- e) o éter etílico.

Pela própria nomenclatura, sabe-se que o composto tem de ser um éter. Ao analisar o número de carbonos, em relação ao etanol, a única alternativa correta é c; o único composto possível é o éter (metoximetano – dois átomos de carbono), já que o éter etílico é o etoxietano, que possui quatro átomos de carbono.

5. UERJ – Considere um poderoso desinfetante, formado por uma mistura de cresóis (metilfenóis), sendo o componente predominante dessa mistura o isômero *para*. Apresente as fórmulas estruturais planas dos dois cresóis presentes em menor proporção no desinfetante. Apresente, também, esse mesmo tipo de fórmula para os dois compostos aromáticos isômeros de função dos cresóis.

Fórmulas estruturais planas dos dois cresóis presentes em menor proporção, ou seja, *orto* e *meta*:



Fórmulas estruturais planas dos dois compostos aromáticos isômeros

de função (éter e álcool) dos cresóis:



6. UFRR – Analisando cada alternativa a seguir, a única que contém dois compostos orgânicos oxigenados de fórmula molecular C_3H_6O é

- a) ciclopropanol e metoxietano.
- b) propan-1-ol e propanona.
- c) prop-2-en-1-ol e metoxietano.
- d) isopropanol e propanal.
- e) prop-2-en-1-ol e propanal.**

Isomeria é a propriedade que consiste em que dois ou mais compostos químicos diferentes apresentem a mesma fórmula molecular (ou seja, mesma quantidade de cada elemento por molécula), mas fórmulas estruturais distintas.



EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. Mackenzie-SP – Considere a nomenclatura IUPAC dos seguintes hidrocarbonetos.

- I. metil-ciclobutano
- II. 3-metil-pentano
- III. pentano
- IV. ciclo-hexano
- V. pent-2-eno

A alternativa que relaciona corretamente apenas compostos isoméricos é

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

8. UECE – O ácido pentanoico (conhecido como ácido valérico) é um líquido oleoso, com cheiro de queijo velho, e tem aplicações como sedativo e hipnótico. Se aplicado diretamente na pele, tem uma efetiva ação sobre a acne.



Ácido pentanoico

De acordo com sua fórmula estrutural, seu isômero correto é o:

- a) propanoato de etila.
- b) etoxipropano.
- c) 3-metilbutanal.
- d) pentan-2-ona.

9. PUC-GO (adaptado)

[...]

Aos domingos, quando Zana me pedia para comprar miúdos de boi no porto da Catraia, eu folgava um pouco, passeava ao léu pela cidade, atravessava as pontes metálicas, perambulava nas áreas margeadas por igarapés, os bairros que se expandiam àquela época, cercando o centro de Manaus. Via um outro mundo naqueles recantos, a cidade que não vemos, ou não queremos ver. Um mundo escondido, ocultado, cheio de seres que improvisavam tudo para sobreviver, alguns vegetando, feito a cachorrada esquálida que rondava os pilares das palafitas. Via mulheres cujos rostos e gestos lembravam os de minha mãe, via crianças que um dia seriam levadas para o orfanato que Domingas odiava. Depois caminhava pelas praças do centro, ia passear pelos becos e ruelas do bairro da Aparecida e apreciar a travessia das canoas no porto da Catraia. O porto já estava animado àquela hora da manhã. Vendia-se tudo na beira do igarapé de São Raimundo: frutas, peixe, maxixe,

quiabo, brinquedos de latão. O edifício antigo da Cervejaria Alemã cintilava na Colina, lá no outro lado do igarapé. Imenso, todo branco, atraía o meu olhar e parecia achatar os casebres que o cercavam. [...] Mirava o rio. A imensidão escura e levemente ondulada me aliviava, me devolvia por um momento a liberdade tolhida. Eu respirava só de olhar para o rio. E era muito, era quase tudo nas tardes de folga. Às vezes Halim me dava uns trocados e eu fazia uma festa. Entrava num cinema, ouvia a gritaria da plateia, ficava zozzo de ver tantas cenas movimentadas, tanta luz na escuridão. [...]

HATOUM, Milton. *Dois irmãos*. 19. ed. reimpr. São Paulo: Companhia das Letras, 2015. p. 59-60.

O texto faz alusão a peixe, o que pode nos lembrar do incômodo cheiro característico de alguns peixes. O composto responsável por esse cheiro é a trimetilamina, uma amina terciária. Comparando-se esse composto com a propan-1-amina, qual é a relação isomérica entre eles?

- a) Não apresentam isomeria.
- b) Apresentam isomeria com fórmulas moleculares diferentes.
- c) Apresentam isomeria de posição.
- d) Apresentam isomeria de cadeia.

- 10. UEL-PR** – A gasolina é constituída por uma mistura de compostos de carbono, predominantemente por alcanos. A temperatura de ebulição desses compostos aumenta, proporcionalmente, com o aumento do número de átomos de carbono presentes nas respectivas estruturas. Entretanto, a presença de ramificações em estruturas de alcanos contendo o mesmo número de átomos de carbono promove diminuição da temperatura de ebulição.

De acordo com essas considerações, responda aos itens a seguir.

- a) Disponha os alcanos, a seguir, em ordem crescente de temperatura de ebulição, usando os números de I a V.
 - I. 2-metil-hexano
 - II. Heptano
 - III. 3,3-dimetilpentano
 - IV. Hexano
 - V. 2-metilpentano

- a) Quantos isômeros estruturais possui o hexano? Represente a fórmula estrutural completa para cada isômero estrutural.

- 11. IFGO** – O ciclopentano e o pent-2-eno são isômeros
- a) de cadeia.
 - b) com fórmulas moleculares diferentes.
 - c) não apresentam isomeria.
 - d) de posição.
 - e) que possuem massas diferentes.

- 12. Sistema Dom Bosco** – A tabela mostra as propriedades de duas substâncias, A e B.

Propriedades	A	B
Estado físico nas condições ambientes	Líquido	Gás
TE (°C)	78	-25
TF (°C)	-114	-142
Reage com sódio?	Sim	Não
É venenosa (em quantidades moderadas)?	Não	Sim
É anestésica (em pequenas quantidades)?	Não	Sim

Sabe-se que A e B possuem fórmula molecular C_2H_6O . Sobre A e B, responda aos itens seguintes.

- a) São certamente substâncias diferentes?

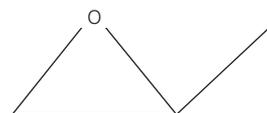
- b) Podemos dizer que A e B são isômeros? Justifique sua resposta.

- c) Proponha uma fórmula estrutural para A e para B. Não se preocupe em indicar qual delas representa A e qual se refere a B, apenas sugira as fórmulas.

13. UERN (adaptado) – Dos compostos a seguir, assinale a alternativa que apresenta isomeria de função em relação ao etoxietano.

- a) Butanona
- b) Butan-1-ol
- c) Butano
- d) Éter dietílico
- e) Metilpropano

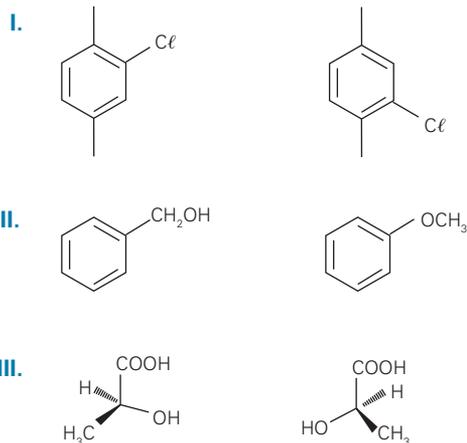
14. UFJF-MG (adaptado) – O óxido de propileno, mostrado a seguir é amplamente utilizado na fabricação de polietileno. Recentemente, essa molécula foi detectada na nuvem interestelar gasosa, localizada a $2,8 \cdot 10^3$ anos-luz do nosso planeta, próximo ao centro da Via Láctea.



Óxido de propileno

Apresente o isômero de função do óxido de propileno.

15. IFCE (adaptado) – Analise os conjuntos de compostos.



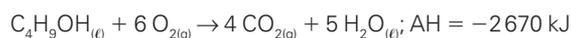
A alternativa correta quanto à função orgânica e à relação de isomeria entre eles é:

- a) o conjunto II é formado por um álcool aromático e um álcool primário, sendo ambos isômeros de função.

- b) o conjunto I é formado por um álcool aromático e um álcool primário, sendo ambos isômeros de cadeia.
- c) o conjunto II é formado por um álcool aromático e um éter aromático, sendo ambos isômeros de cadeia.
- d) o conjunto III é formado por dois ácidos carboxílicos, não sendo isômeros.
- e) o conjunto II é formado por um álcool aromático e um éter aromático, sendo ambos isômeros de função.

16. UNIFESP (adaptado)

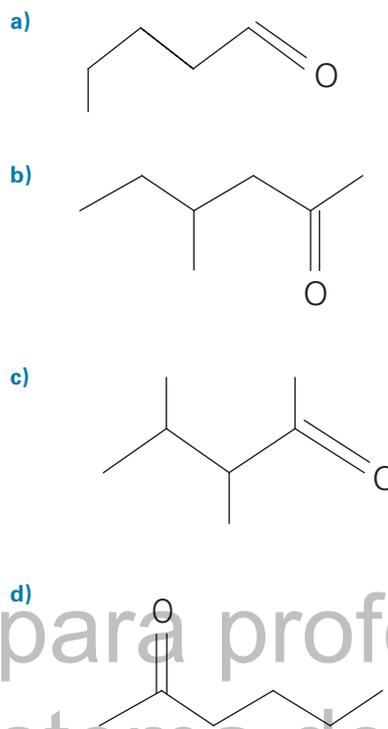
A equação representa a combustão completa do butan-1-ol.



Escreva as fórmulas estruturais de dois isômeros de função do butan-1-ol.

17. UECE – As cetonas, amplamente usadas na indústria alimentícia, para a extração de óleos e gorduras de sementes de plantas, e os aldeídos, utilizados como produtos intermediários na obtenção de resinas sintéticas, solventes, corantes, perfumes e curtimento de peles, podem ser isômeros.

Assinale a opção que apresenta a estrutura do isômero do hexanal.

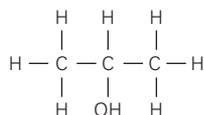


ESTUDO PARA O ENEM

18. UEA-AM

C7-H24

Considere o álcool isopropílico, cuja fórmula estrutural está representada a seguir. Esse composto é empregado em muitos produtos utilizados para a limpeza de equipamentos eletrônicos, como telas de TV, monitores e celulares.



O álcool isopropílico é isômero

- a) da propanona.
- b) do propanal.
- c) do éter metiletílico.
- d) do propano.
- e) da isopropilamina.

19. Enem

C7-H24

Motores a combustão interna apresentam melhor rendimento quando podem ser adotadas taxas de compressão mais altas nas suas câmaras de combustão, sem que o combustível sofra ignição espontânea. Combustíveis com maiores índices de resistência à compressão, ou seja, maior octanagem, estão associados a compostos com cadeias carbônicas menores, com maior número de ramificações e com ramificações

mais afastadas das extremidades da cadeia. Adota-se como valor padrão de 100% de octanagem o isômero do octano mais resistente à compressão.

Com base nas informações do texto, qual dentre os isômeros seguintes seria esse composto?

- a) n-octano
- b) 2,4-dimetil-hexano
- c) 2-metil-heptano
- d) 2,5-dimetil-hexano
- e) 2,2,4-trimetilpentano

20. FCM-PB

C7-H24

A propanona (acetona), à temperatura ambiente, é um líquido que apresenta odor irritante e se dissolve tanto em água como em solventes orgânicos; por isso, é muito utilizada como solvente de tintas, vernizes e esmaltes. Na indústria de alimentos, sua aplicação mais importante relaciona-se à extração de óleos e gorduras de sementes, como soja, amendoim e girassol. Com relação a essa substância, assinale a alternativa correta.

- a) É um isômero de cadeia do propanal.
- b) É um isômero de função do ácido butanoico.
- c) Apresenta ponto de ebulição mais elevado que a butanona.
- d) É um isômero de função do propanal.
- e) É um isômero de função do etanoato de etila.

14

ISOMERIA PLANA - ISOMERIA DE POSIÇÃO, COMPENSAÇÃO E TAUTOMERIA

- Isomeria plana de posição
- Isomeria plana de metameria
- Isomeria dinâmica (tautomeria)

HABILIDADES

- Reconhecer os diferentes tipos de isomeria plana.
- Diferenciar os arranjos estruturais dos átomos.
- Perceber que os isômeros constituem substâncias distintas, com propriedades distintas.
- Reconhecer os tipos de isomerias constitucionais existentes de posição, metameria e tautomeria.



PHIL MCDONALD/SHUTTERSTOCK

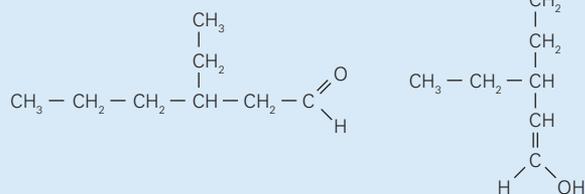
Balas coloridas.

As substâncias isômeras estão presentes de diversas formas no nosso dia a dia, tais como o ácido etanoico e o seu isômero, o metanoato de metila. O ácido etanoico está no vinagre, conferindo a ele o seu caráter ácido, enquanto o metanoato de metila é encontrado na indústria alimentícia, como flavorizante, atribuindo aromas agradáveis de frutas e flores aos alimentos.

Isomeria

No módulo anterior, definimos isomeria como uma propriedade em que os compostos apresentam a mesma fórmula molecular, mas diferentes fórmulas estruturais. A isomeria plana é dividida em cinco classes: **de função**, **de cadeia**, **de posição**, **de compensação** (metameria) e **dinâmica** (tautomeria). Neste módulo, estudaremos as isomerias de posição de compensação e tautomeria.

2. UFPR – Considere as seguintes substâncias.

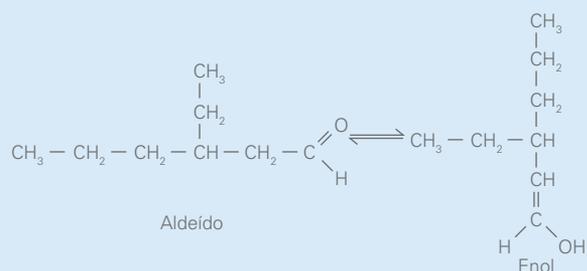


Assinale a alternativa que apresenta o tipo de isomeria apresentado por essas substâncias.

- a) Funcional d) Metameria
 b) De cadeia e) Tautomeria
 c) De posição

Resolução

Tautomeria ou isomeria dinâmica



ROTEIRO DE AULA

ISOMERIA

Isomeria plana

Mesma fórmula molecular, mas diferentes fórmulas estruturais

Isomeria de função

Isomeria de cadeia

Isomeria de posição

Os isômeros apresentam diferença na posição de um grupo funcional, de uma insaturação ou de um grupo substituinte (radical).

Isomeria de compensação

Os isômeros diferem-se na posição do heteroátomo na cadeia carbônica.

Tautomeria

Os isômeros coexistem em equilíbrio dinâmico em solução.

Isomeria espacial

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. UCS-RS – A isomeria é o fenômeno pelo qual dois ou mais compostos orgânicos apresentam a mesma composição, mas um arranjo diferente de átomos. Numere a coluna B de acordo com o tipo de isomeria apresentado na coluna A.

Coluna A

Coluna B

1. Isomeria de posição ()  e 
2. Isomeria de função ()  e 
3. Isomeria de cadeia ()  e 
4. Isomeria de tautomeria ()  e 

Assinale a alternativa que preenche corretamente os parênteses da coluna B, de cima para baixo.

- a)** 4 – 2 – 3 – 1
b) 1 – 2 – 3 – 4
c) 1 – 3 – 2 – 4
d) 2 – 3 – 4 – 1
e) 4 – 1 – 2 – 3



2. UERJ (adaptado) – Em um laboratório, foi realizado um experimento de oxidação de uma mistura de álcoois na presença de $K_2Cr_2O_7$ e H_2SO_4 . A tabela a seguir apresenta os álcoois presentes na mistura.

Álcoois	Quantidade (mol)
propan-1-ol	3
propan-2-ol	2
metilpropan-1-ol	1
metilpropan-2-ol	4

Em relação à mistura, desenhe as estruturas e nomeie a isomeria plana que ocorre entre os álcoois de cadeia carbônica normal.

Isomeria de posição. Ela ocorre quando há dois compostos com a mesma fórmula molecular, o mesmo grupo funcional e o mesmo tipo de cadeia, mas que se diferenciam na posição da insaturação, do grupo funcional, do heteroátomo ou do radical substituinte.



Propan-1-ol

Propan-2-ol

3. Univag-MT

C4-H14

Os éteres etoxietano e metoxipropano já foram utilizados como anestésicos, exercendo eficiente ação paralisante sobre o sistema nervoso. O tipo de isomeria plana presente entre os éteres mencionados é de

- a) cadeia.
b) tautomeria.
c) compensação.
d) função.
e) posição.

Os éteres etoxietano e metoxipropano apresentam isomeria de compensação (mudança de posição em uma parte da molécula, sendo que essa "parte" é o heteroátomo).

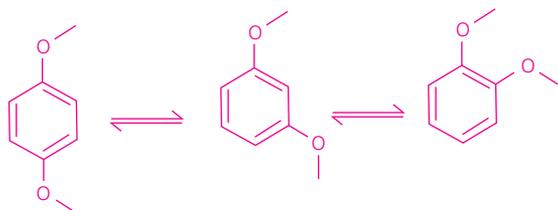
Competência: Compreender interações entre organismos e ambiente, em particular aquelas relacionadas à saúde humana, relacionando conhecimentos científicos, aspectos culturais e características individuais.

Habilidade: Identificar padrões em fenômenos e processos vitais dos organismos, como manutenção do equilíbrio interno, defesa, relações com o ambiente, sexualidade, entre outros.

4. UECE – O 1,4-dimetoxibenzeno é um sólido branco com um odor floral doce intenso. É usado principalmente em perfumes e sabonetes. O número de isômeros de posição desse composto, contando com ele, é

- a) 2.
b) 3.
c) 5.
d) 4.

1,4-dimetoxibenzeno apresenta os isômeros 1,3-dimetoxibenzeno e 1,2-dimetoxibenzeno, portanto dois isômeros de posição; somando com o próprio composto: três isômeros.



5. UEPG-PR (adaptado) – Com respeito aos compostos aromáticos citados a seguir, identifique quais apresentam isomeria de posição e desenhe seus isômeros.

- 01) Etilbenzeno.
02) Ácido benzoico.
04) Dibromobenzeno.
08) Tolueno.
16) Xileno.

Dê a soma dos itens corretos.

20 (04 + 16)

Apresentam isomeria de posição:

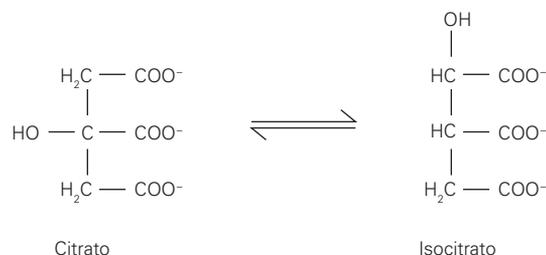
Dibromobenzeno:



Xileno:



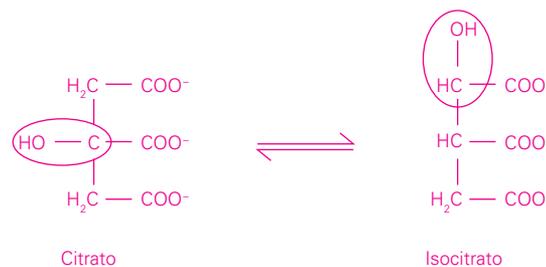
6. UERJ – Em uma das etapas do ciclo de Krebs, a enzima aconitase catalisa a isomerização de citrato em isocitrato, de acordo com a seguinte equação química:



A isomeria plana que ocorre entre o citrato e o isocitrato é denominada de

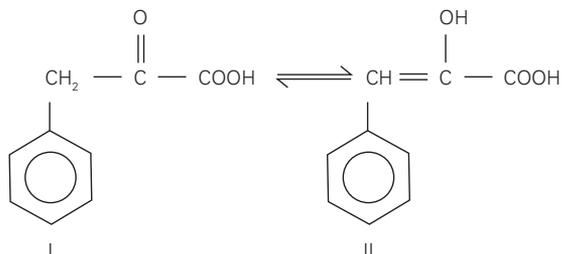
- a) cadeia.
b) função.
c) posição.
d) compensação.

A isomeria plana que ocorre entre o citrato e o isocitrato é denominada de posição, pois a posição do grupo OH é diferente nos dois ânions.



EXERCÍCIOS PROPOSTOS

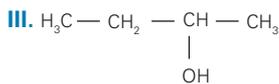
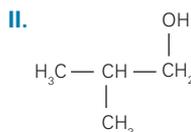
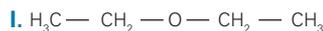
7. UFOP-MG (adaptado) – A fenilcetonúria é uma doença que pode causar retardamento mental se não for diagnosticada no tempo certo. O diagnóstico pode ser feito por meio de um teste simples, em que gotas de solução diluída de cloreto férrico são adicionadas à fralda molhada de urina de uma criança. Dependendo da coloração desenvolvida, identifica-se o ácido fenilpirúvico, que se encontra sob as seguintes formas, de acordo com o equilíbrio.



Qual é o tipo de isomeria que ocorre entre as moléculas I e II? Explique sua resposta.

8. UECE – Isomeria é o fenômeno pelo qual duas substâncias compartilham a mesma fórmula molecular, mas apresentam estruturas diferentes, ou seja, o rearranjo dos átomos difere em cada caso.

Observe as estruturas apresentadas a seguir, com a mesma fórmula molecular $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$.

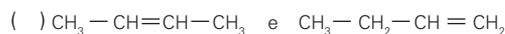
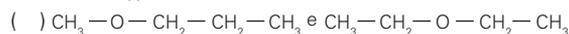
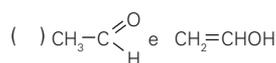


Assinale a opção em que as estruturas estão corretamente associadas ao tipo de isomeria.

- a) Isomeria de função – II e III.
 b) Isomeria de cadeia – III e IV.
 c) Isomeria de compensação – I e V.
 d) Isomeria de posição – II e IV.

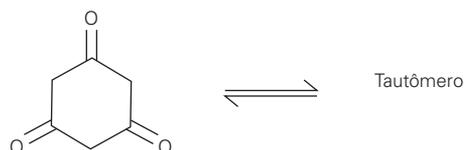
9. Ibmecc-RJ – Relacione o tipo de isomeria com as estruturas apresentadas a seguir. Depois, assinale a alternativa que corresponda à sequência correta obtida.

- Tautomeria
- Isomeria de posição
- Metameria
- Isomeria funcional



- a) 1 – 3 – 4 – 2
 b) 1 – 3 – 2 – 4
 c) 1 – 4 – 3 – 2
 d) 4 – 1 – 3 – 2
 e) 3 – 4 – 1 – 2

10. UFPR (adaptado) – Isomeria é o fenômeno em que mais de uma substância apresenta a mesma fórmula molecular, mas difere estruturalmente quanto à disposição dos átomos na molécula. Entre as possibilidades de ocorrência desse fenômeno, as isomerias de função e geométrica são muito importantes na química orgânica. A tautomeria é um caso particular de isomeria de função, envolvendo um enol ($\text{R} - \text{CH} = \text{C}(\text{OH}) - \text{R}$) que se encontra em equilíbrio com seu tautômero carbonilado ($\text{R} - \text{CH}_2 - \text{C}(\text{O}) - \text{R}$). A ciclo-hexan-1,3,5-triona, mostrada a seguir, possui um tautômero. Apresente a estrutura do composto presente em equilíbrio.



11. Univali-SC – Tautomeria é um caso particular de isomeria de função no qual dois isômeros coexistem em equilíbrio. A alternativa que contém o par que exemplifica o exposto anteriormente é

- a) éter etílico e éter metilpropílico.
- b) ciclobutano e metilciclobutano.
- c) propanona e 2-propenol.
- d) éter metílico e álcool etílico.
- e) dietilamina e metilpropilamina.

12. UCS-RS (adaptado) – Na química, é muito comum que átomos de uma mesma molécula possam agrupar-se de forma diferente, produzindo estruturas moleculares distintas. Para a fórmula geral $C_{20}H_{42}$, por exemplo, existem “incríveis” 366 319 isômeros! Esse fenômeno é muito frequente e importante na química orgânica e, mais ainda, na bioquímica, uma vez que enzimas e hormônios, em geral, somente têm atividade biológica quando seus átomos estão arranjados em uma estrutura bem definida. A isomeria plana, em particular, ocorre quando a diferença entre os isômeros pode ser explicada por fórmulas estruturais planas.

Considere os pares de substâncias químicas 1, 2, 3 e 4, listados a seguir, e identifique os tipos de isomeria apresentados.

- (1) Pentano e 2-metilbutano
- (2) But-1-eno e but-2-eno
- (3) Etoxietano e metoxipropano
- (4) Ácido propanoico e metanoato de etila

13. UECE – Para que os carros tenham melhor desempenho, adiciona-se um antidetonante na gasolina e, atualmente, usa-se um composto cuja fórmula estrutural é:



Com essa mesma fórmula molecular, são representados os seguintes pares.

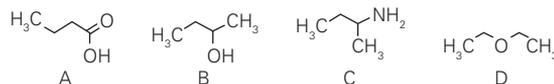
- I. Metoxibutano e etoxipropano
- II. 3-metilbutan-2-ol e 2-metilbutan-2-ol

Os pares I e II são, respectivamente,

- a) isômeros de cadeia e tautômeros.
- b) tautômeros e isômeros funcionais.
- c) isômeros de posição e isômeros de compensação (ou metâmeros).
- d) isômeros de compensação (ou metâmeros) e isômeros de posição.
- e) isômeros de função.

14. ITA-SP – Considere os compostos orgânicos metilfenilcetona e propanona. Apresente a equação química que representa o equilíbrio tautomérico para cada um dos compostos.

15. Mackenzie-SP (adaptado) – A seguir, estão representadas as fórmulas estruturais de quatro compostos orgânicos.



A respeito desses compostos orgânicos, é correto afirmar que

- a) todos possuem cadeia carbônica aberta e homogênea.
- b) a reação entre A e B, em meio ácido, forma o éster butanoato de isobutila.
- c) B e D são isômeros de função.
- d) o composto C possui caráter básico e é uma amina alifática secundária.
- e) o composto D, sob as mesmas condições de temperatura e pressão, é o menos volátil.

No processo químico mostrado anteriormente, a substância A é um _____ da citosina.

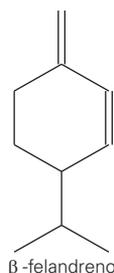
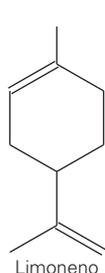
O termo que preenche, corretamente, a lacuna é

- a) metâmero.
- b) isômero de posição.
- c) isômero de função.
- d) isômero de cadeia.
- e) tautômero.

19. Unifor-CE

C4-H14

Isomeria é o fenômeno no qual dois ou mais compostos apresentam a mesma fórmula molecular, porém fórmulas estruturais e, muitas vezes, propriedades muito diferentes, como, por exemplo, os isômeros limoneno e β -felandreno (mostrados a seguir). O último pode ser encontrado nas essências de diversas plantas, tais como o funcho, o anis e o eucalipto. Já o primeiro pode ser encontrado em frutas cítricas e tem se mostrado ativo contra alguns tipos de câncer em ratos.



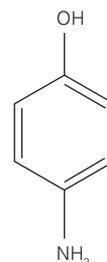
Assinale a alternativa que traz o tipo de isomeria que ocorre entre esses dois compostos.

- a) Apresentam isomeria de função.
- b) Apresentam isomeria de cadeia.
- c) Apresentam isomeria de posição.
- d) Não apresentam isomeria.
- e) Apresentam massas moleculares diferentes.

20. IFSC

C4-H14

A molécula representada a seguir é um composto orgânico utilizado na síntese do paracetamol. Ele é encontrado na forma de um pó branco e é moderadamente solúvel em álcool.



Sobre essa molécula, é correto afirmar que

- a) não possui isomeria.
- b) possui função amida.
- c) possui isômeros de posição.
- d) o nome do composto envolve as duas funções orgânicas na posição 1,3.
- e) possui isomeria de função.

15

ISOMERIA GEOMÉTRICA

- Isomeria espacial ou estereoisomeria
- Isomeria *cis-trans*
- Isomeria E – Z

HABILIDADES

- Compreender o conceito de isomeria espacial e notar que mudanças aparentemente “leves” na estrutura de uma molécula podem acarretar enormes diferenças de propriedades das substâncias.
- Reconhecer um par de isômeros *cis-trans*, prever sua ocorrência – inclusive em compostos cíclicos – e identificá-los.
- Explicar o porquê das variações nas temperaturas de fusão e ebulição dos isômeros *cis* e *trans*.
- Utilizar a nomenclatura E–Z básica.



SERG64/SHUTTERSTOCK

Uma mosca sobre uma flor.

Os feromônios são substâncias químicas voláteis usadas por membros de uma mesma espécie na comunicação. Os cientistas, ao longo do tempo, têm sintetizado essas substâncias a fim de utilizá-las em substituição aos inseticidas, para controlar a população dos insetos. Um feromônio com ação comprovada é o Z-9-tricoseno, utilizado pela mosca doméstica para atrair o macho. Já o seu isômero, o E-9-tricoseno, não tem efeito algum.

Isomeria espacial ou estereoisomeria

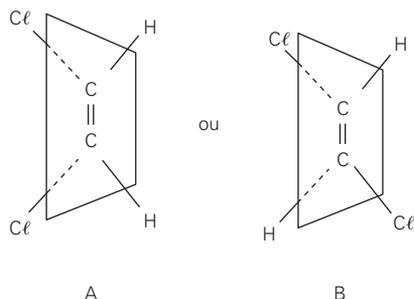
Esse tipo de isomeria ocorre com compostos que têm a mesma função orgânica, o mesmo tipo de cadeia e a mesma posição do grupo funcional, do heteroátomo, da insaturação ou do grupo substituinte. A diferença entre esses compostos está na configuração espacial das moléculas, ou seja, na disposição espacial dos átomos que constituem as moléculas isoméricas.

A isomeria espacial é dividida em geométrica e óptica. Neste módulo, estudaremos somente a isomeria geométrica.

ISOMERIA GEOMÉTRICA OU DIASTEREISOMERIA

Acontece quando há, pelo menos, uma ligação dupla entre dois carbonos. Essa ligação é rígida, ou seja, não permite rotação entre os átomos de carbono. O mesmo ocorre na ligação entre carbonos dentro de uma cadeia cíclica. A ligação dupla é formada por uma ligação sigma e uma ligação pi (π). A ligação sigma encontra-se no mesmo plano dos átomos de carbono, enquanto a ligação pi (π) é formada por duas nuvens eletrônicas localizadas acima e abaixo do plano.

Quando observamos a fórmula molecular do 1,2-dicloroetano ($C_2H_2Cl_2$), por exemplo, podemos obter duas estruturas diferentes, sendo que elas não podem se converter uma na outra. Observe as fórmulas estruturais espaciais a seguir.

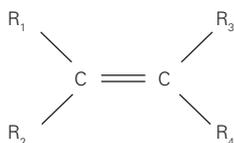


Esses dois isômeros apresentam propriedades físicas diferentes, conforme a tabela a seguir.

Isômero	d (g/mL)	TE (°C)
A	1,282	≈ 59
B	1,257	≈ 48

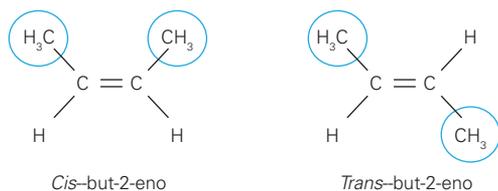
Isomeria geométrica (*cis-trans*) em compostos de cadeia aberta

Para que haja esse tipo de isomeria, os compostos devem ter grupos atômicos ligantes diferentes, unidos a cada carbono da dupla-ligação. Portanto, a condição de existência é:



Obrigatoriamente, $R_1 \neq R_2$ e $R_3 \neq R_4$.

Exemplo



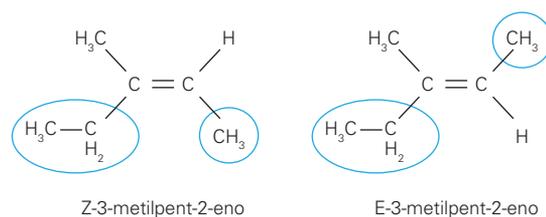
Quando ambos os carbonos da dupla-ligação apresentam um átomo de hidrogênio, usam-se os prefixos *cis* e *trans*. Observe que o isômero *cis* tem ligantes

iguais em cada átomo de carbono da dupla, em um mesmo plano; e o isômero *trans* apresenta ligantes iguais em cada átomo de carbono da dupla, em planos opostos.

Quando não ocorre a presença de dois hidrogênios ligados aos carbonos da dupla-ligação, não podemos utilizar os prefixos *cis* e *trans*. A IUPAC recomenda a utilização dos prefixos E (*entgegen* = opostos) e Z (*zusammen* = juntos).

A regra para utilização dessa nomenclatura baseia-se no peso atômico dos grupos ligados aos carbonos da dupla-ligação. Quando os grupos substituintes de maiores pesos atômicos se encontram do mesmo lado do plano, utiliza-se a nomenclatura Z; quando os grupos de maiores pesos atômicos estão em planos diferentes, utiliza-se a nomenclatura E.

Exemplo



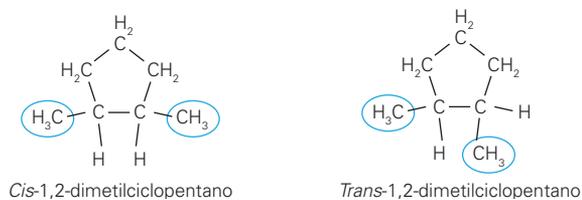
Observação: as moléculas assimétricas (forma *trans*) tendem a ser não polares, resultando em menores temperaturas de fusão e ebulição do que as das moléculas simétricas (forma *cis*). Elas também tendem a ser menos solúveis em água.

Isomeria geométrica (*cis-trans*) em compostos de cadeia fechada

A estrutura cíclica é rígida, portanto os átomos de carbono não podem sofrer rotação completa em torno dos seus eixos.

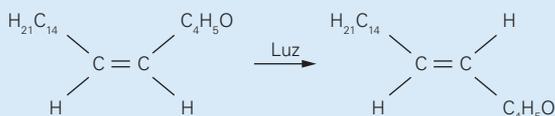
Para haver isomeria *cis-trans*, é necessário que pelo menos dois carbonos do ciclo apresentem ligantes diferentes entre si.

Exemplo



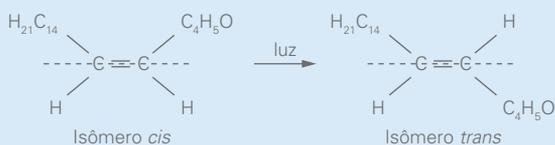
EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. UCS-RS – Na retina, existem células fotorreceptoras que contêm uma substância chamada retinal, responsável pelo processo da visão. A incidência de luz provoca a transformação química do retinal, conforme mostra a representação a seguir. Essa transformação gera um impulso elétrico que é enviado ao cérebro, onde é interpretado, formando a imagem que vemos.



No processo da visão representado de modo simplificado anteriormente, ocorre

- a) isomerização do tipo *trans-cis*.
- b)** isomerização do tipo *cis-trans*.
- c) formação de carbono quaternário.
- d) substituição de dupla-ligação.

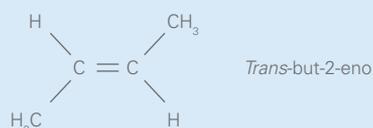
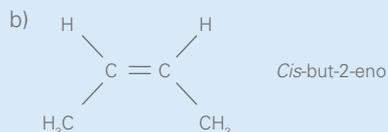
Resolução

2. Unifenas-MG – Considere o but-2-eno.

- a) Que tipo de isomeria o composto apresenta?
- b) Escreva as fórmulas estruturais e o nome dos isômeros.

Resolução

a) Isomeria geométrica



ROTEIRO DE AULA

ISOMERIA GEOMÉTRICA

Cadeia aberta

Condições:

1. Dupla-ligação entre os carbonos
2. Ligantes diferentes no mesmo carbono

Exemplo (*cis/trans*):

Cadeia fechada

Condições:

1. Cadeia saturada
2. Ligantes diferentes no mesmo carbono

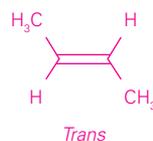
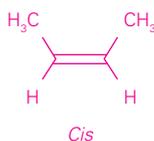
Exemplo (E/Z):

Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

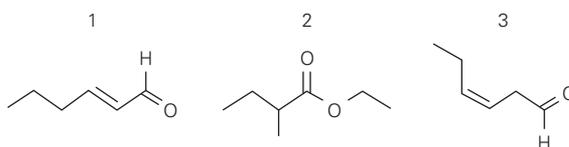
EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. IFGO – Marque a alternativa que apresenta um composto com isomeria geométrica (*cis-trans*).

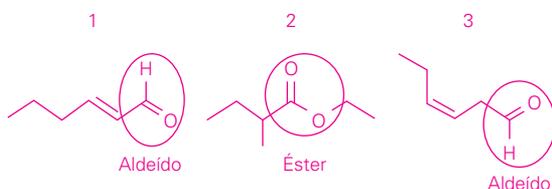
- a) but-2-eno
 b) buta-1,2-dieno
 c) propeno
 d) tetrabromoetileno
 e) 1,2-dimetilbenzeno



2. Uninove-SP – As fórmulas estruturais de alguns componentes do aroma do azeite de oliva estão representadas as seguir.

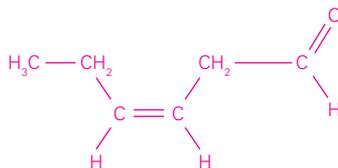


a) Classifique as substâncias 1, 2 e 3 segundo os grupos funcionais que possuem.



b) Indique qual das fórmulas estruturais corresponde a um isômero geométrico do tipo *cis*. Escreva a estrutura completa desse isômero, com todos os átomos representados, com a sua indicação *cis*.

A fórmula estrutural que corresponde a um isômero geométrico é o da substância 3, e a sua indicação do tipo *cis* é:

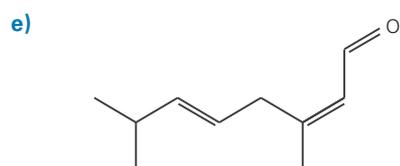
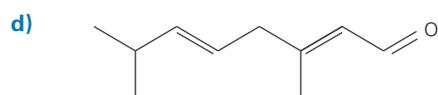
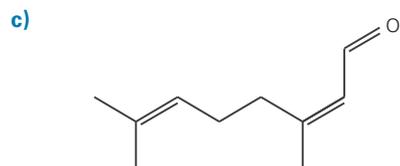
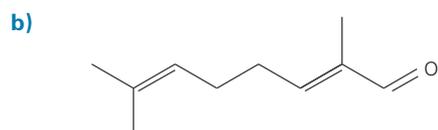
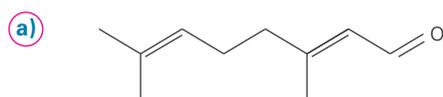


3. Enem

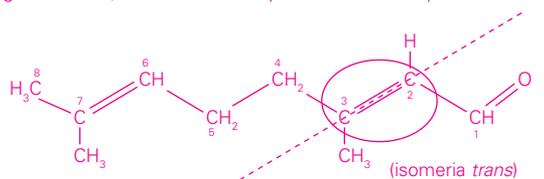
C4-H14

O citral, substância de odor fortemente cítrico, é obtido a partir de algumas plantas como o capim-limão, cujo óleo essencial possui aproximadamente 80%, em massa, da substância. Uma de suas aplicações é na fabricação de produtos que atraem abelhas, especialmente do gênero *Apis*, pois seu cheiro é semelhante a um dos feromônios liberados por elas. Sua fórmula molecular é $C_{10}H_{16}O$, com uma cadeia alifática de oito carbonos, duas insaturações, nos carbonos 2 e 6, e dois grupos substituintes metila, nos carbonos 3 e 7. O citral possui dois isômeros geométricos, sendo o *trans* o que mais contribui para o forte odor.

Para que se consiga atrair um maior número de abelhas para uma determinada região, a molécula que deve estar presente em alta concentração no produto a ser utilizado é:



O citral tem fórmula molecular $C_{10}H_{16}O$, com uma cadeia alifática de oito carbonos, duas insaturações, nos carbonos 2 e 6, e dois grupos substituintes metila, nos carbonos 3 e 7. O citral possui dois isômeros geométricos, sendo o *trans* o que mais contribui para o forte odor que atrai as abelhas. Então, temos:



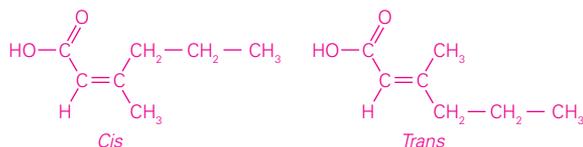
Maior massa em lados opostos do plano de referência.

Competência: Compreender interações entre organismos e ambiente, em particular aquelas relacionadas à saúde humana, relacionando conhecimentos científicos, aspectos culturais e características individuais.

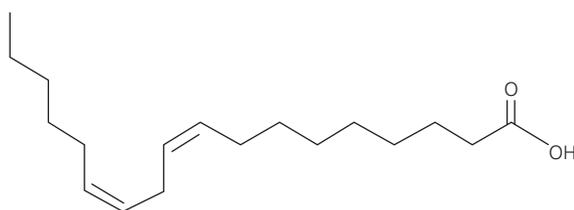
Habilidade: Identificar padrões em fenômenos e processos vitais dos organismos, como manutenção do equilíbrio interno, defesa, relações com o ambiente, sexualidade, entre outros.

5. Mackenzie-SP (adaptado) – Durante o processo de transpiração, o ser humano elimina secreções, ricas em proteínas e lipídeos, por intermédio das glândulas sudoríparas. Bactérias presentes nas axilas utilizam tais secreções como “alimento” e produzem compostos malcheirosos, como o ácido 3-metil-hex-2-enoico. Qual é o tipo de isomeria presente nesse composto? Desenhe as suas estruturas isoméricas.

A isomeria presente é a geométrica (*cis-trans*), e as suas estruturas são:



6. UERJ – O ácido linoleico, essencial à dieta humana, apresenta a seguinte fórmula estrutural espacial:

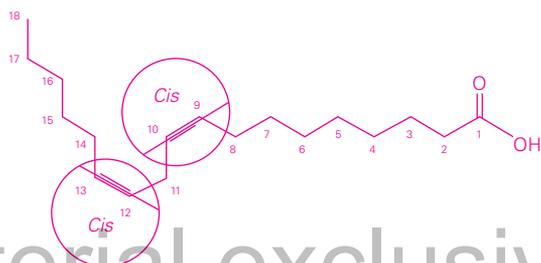


Como é possível observar, as ligações duplas presentes nos átomos de carbono 9 e 12 afetam o formato espacial da molécula.

As conformações espaciais nessas ligações duplas são denominadas, respectivamente,

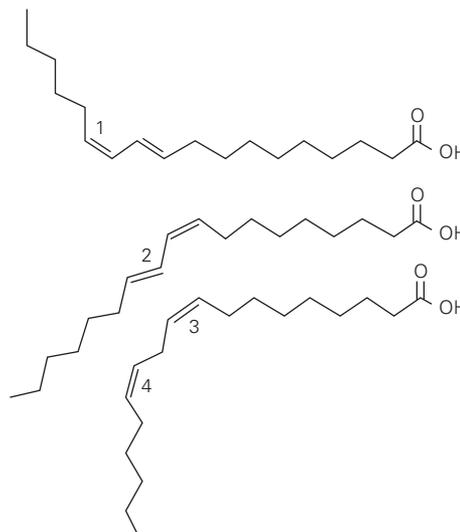
- a) *cis* e *cis*.
- b) *cis* e *trans*.
- c) *trans* e *cis*.
- d) *trans* e *trans*.

As conformações espaciais nessas ligações duplas são denominadas, respectivamente, de *cis* e *cis*, pois os ligantes de maior massa estão do mesmo lado do plano de referência para os carbonos 9 e 12.



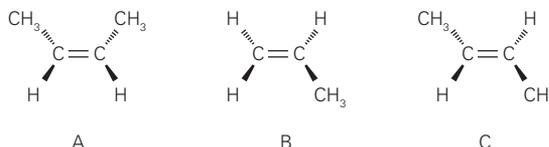
EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. Univag-MT (adaptado) – O termo ácido linoleico conjugado refere-se a uma mistura de isômeros espaciais do ácido linoleico, também conhecido como ácido graxo ômega-6. A figura a seguir apresenta uma mistura de três isômeros do ácido linoleico.



Identifique cada insaturação, assinalada com o número 1, 2, 3 ou 4, como sendo *cis* ou *trans*.

8. UEG-GO – Hidrocarbonetos contendo apenas uma ligação dupla entre átomos de carbono são classificados como alcenos e podem apresentar isomeria e diferentes propriedades físicas. A seguir, são fornecidas as estruturas de algumas dessas moléculas.



A análise das estruturas químicas apresentadas indica que

- A, B e C apresentam isomeria geométrica.
- B apresenta isomeria geométrica *cis*.
- A e C representam isomeria geométrica *cis* e *trans*, respectivamente.
- A e B são isômeros de posição.
- C apresenta isomeria geométrica *cis*.

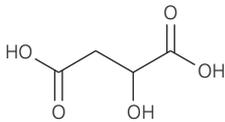
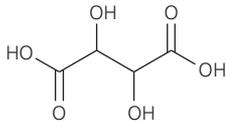
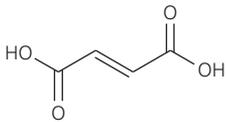
9. UCS-RS (adaptado) – Na química, é muito comum que átomos de uma mesma molécula possam agrupar-se de formas diferentes, produzindo estruturas moleculares distintas. Para a fórmula geral $C_{20}H_{42}$, por exemplo, existem “incríveis” 366319 isômeros! Esse fenômeno é muito frequente e importante na química orgânica e, mais ainda, na bioquímica, uma vez que enzimas e hormônios, em geral, somente têm atividade biológica quando seus átomos estão arranjados em uma estrutura bem definida. Os isômeros podem ser planos ou espaciais. Admita isomeria geométrica, ou *cis-trans*, o alceno

- 2,3-dimetilpent-2-eno.
- 3,4-dimetil-hex-3-eno.
- 3-metil-4-etil-hex-3-eno.
- eteno.
- pent-1-eno.

13. UFAM – A isomeria é um fenômeno em que dois ou mais compostos orgânicos diferentes possuem a mesma fórmula molecular, mas se diferenciam por algum aspecto em sua fórmula estrutural. No grupo de compostos: etanal, but-1-eno, 2-metilpropano, pent-2-eno e ácido 2-hidroxipropanoico, podemos encontrar isomeria E-Z no composto

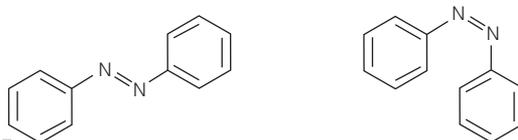
- a) pent-2-eno. d) etanal.
 b) 3-metilpent-2-eno. e) but-1-eno.
 c) 2-metilpropano.

14. UFJF-MG (adaptado) – Os ácidos a seguir estão presentes em alimentos de formas artificial e natural. A indústria alimentícia utiliza ácido málico na composição de geleias, marmeladas e bebidas de frutas. O ácido tartárico é utilizado pela indústria de alimentos na produção de fermentos. Já o ácido fumárico é empregado como agente flavorizante, para dar sabor a sobremesas e proporcionar ação antioxidante.

Ácido málico	Ácido tartárico	Ácido fumárico
		

Qual dos ácidos representados anteriormente apresenta isomeria geométrica? Desenhe as suas estruturas isoméricas.

15. PUC-RJ – Na representação a seguir, encontram-se as estruturas de duas substâncias com as mesmas fórmulas moleculares.

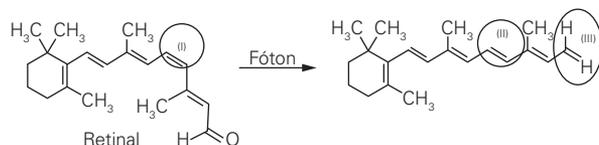


Essas substâncias possuem uma relação de isomeria

- a) de cadeia. d) geométrica.
 b) de posição. e) óptica.
 c) de função.

16. Unimontes-MG (adaptado) – Para separar os compostos de uma mistura de *cis*-but-2-eno e *trans*-but-2-eno, utilizou-se a destilação fracionada. Em relação a esses dois compostos, represente suas fórmulas estruturais.

17. Feevale-RS – O retinal, molécula apresentada a seguir, associado à enzima rodopsina, é o responsável pela química da visão. Quando o retinal absorve a luz (fótons), ocorre uma mudança na sua geometria, e essa alteração inicia uma série de reações químicas, provocando um impulso nervoso que é enviado ao cérebro, onde é percebido como visão.



Entre as alternativas a seguir, assinale aquela em que a sequência I, II e III apresenta corretamente as geometrias das duplas-ligações circulasdas em I e II e a função química circulsada em III.

- a) I – *cis*; II – *trans*; III – aldeído.
- b) I – *trans*; II – *cis*; III – álcool.
- c) I – *trans*; II – *trans*; III – aldeído.
- d) I – *trans*; II – *cis*; III – aldeído.
- e) I – *cis*; II – *trans*; III – ácido carboxílico.

ESTUDO PARA O ENEM

18. Enem

C4-H14

A busca por substâncias capazes de minimizar a ação do inseto que ataca as plantações de tomate no Brasil levou à síntese e ao emprego de um feromônio sexual com a seguinte fórmula estrutural:



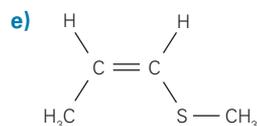
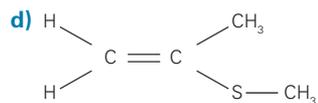
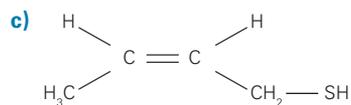
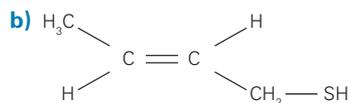
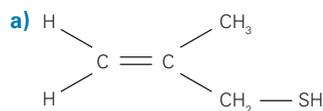
Uma indústria agroquímica necessita sintetizar um derivado com maior eficácia. Para tanto, o potencial substituto deverá preservar as seguintes propriedades estruturais do feromônio sexual: função orgânica, cadeia normal e isomeria geométrica original.

20. Enem

C4-H14

Em algumas regiões brasileiras, é comum se encontrar um animal com odor característico, o zorrilho. Esse odor serve para proteção desse animal, afastando seus predadores. Um dos feromônios responsáveis por esse odor é uma substância que apresenta isomeria *trans* e um grupo tiol ligado à sua cadeia.

A estrutura desse feromônio, que ajuda na proteção do zorrilho, é



16

ISOMERIA ÓPTICA

- Isomeria óptica
- Luz polarizada
- Isômeros ópticos ativos: dextrogiros e levogiros
- Isômeros ópticos inativos: mistura racêmica
- Enantiômeros

HABILIDADES

- Observar que, quando duas estruturas moleculares não forem superponíveis, é porque representam diferentes moléculas.
- Identificar um carbono assimétrico e percebê-lo como pré-requisito para a existência de isomeria óptica.
- Saber o significado dos termos "dextrogiro" e "levogiro" e perceber o porquê dos seus diferentes comportamentos químicos em ambientes quirais, como organismos vivos.
- Compreender o conceito de mistura racêmica.



Moça refletida em um espelho.

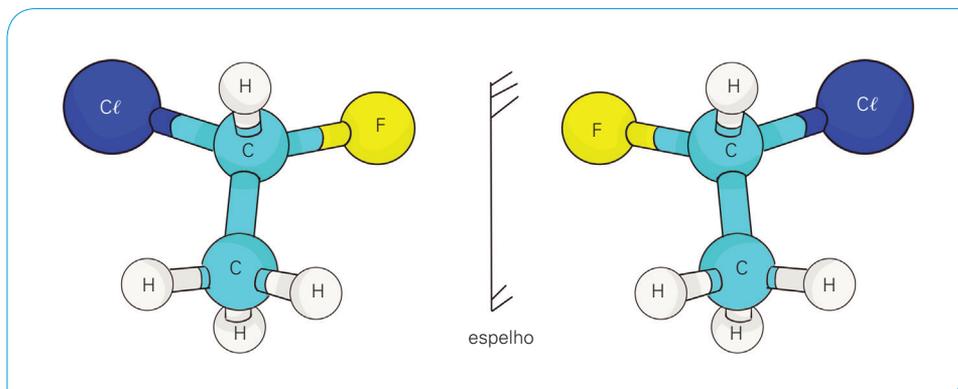
A imagem refletida em um espelho não é a mesma que originou o reflexo; se tentarmos sobrepor uma imagem à outra, haverá diferenças entre elas. O mesmo ocorre com algumas moléculas, nas suas formas espaciais; elas têm a mesma fórmula molecular, mas diferentes disposições espaciais. Essas moléculas podem ser classificadas como isômeros ópticos entre si, assunto do qual trataremos neste módulo.

Isomeria óptica

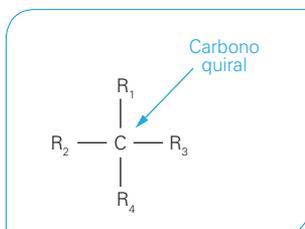
Dizemos que uma molécula é simétrica quando ela possui pelo menos um plano de simetria, isto é, quando podemos dividi-la em duas partes iguais. As estruturas que não apresentam nenhum plano de simetria são chamadas de assimétricas; quando colocadas diante de um espelho, produzem imagens diferentes de si próprias (ima-

gens não sobreponíveis). Como resultado dessa estrutura assimétrica, formam-se dois **enantiômeros**, que são a imagem especular um do outro.

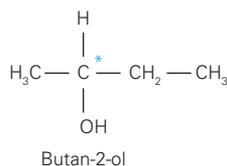
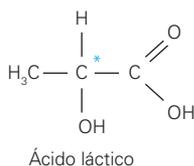
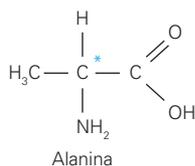
Exemplo



A condição para que uma molécula seja assimétrica é a presença de um **carbono assimétrico**, também conhecido como **carbono quiral**. Um carbono assimétrico é aquele que faz quatro ligações simples com quatro ligantes diferentes. A presença desse carbono na molécula é a principal condição para se ter uma isomeria óptica.



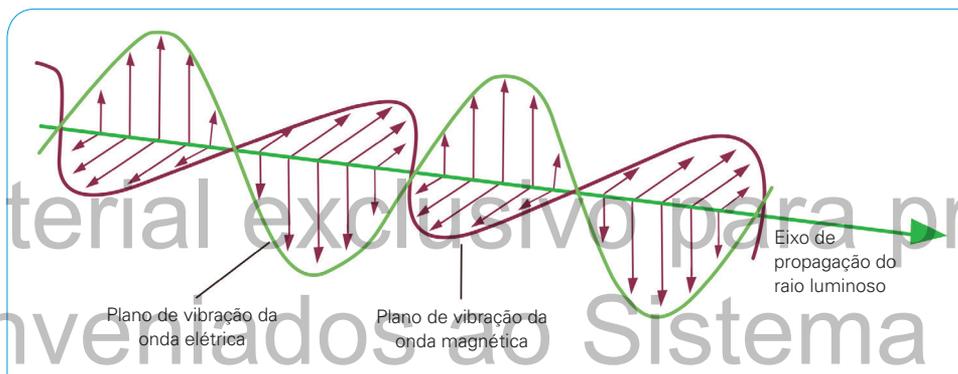
A representação de um carbono assimétrico em uma molécula é feita com o uso de um asterisco (*), conforme os exemplos a seguir.



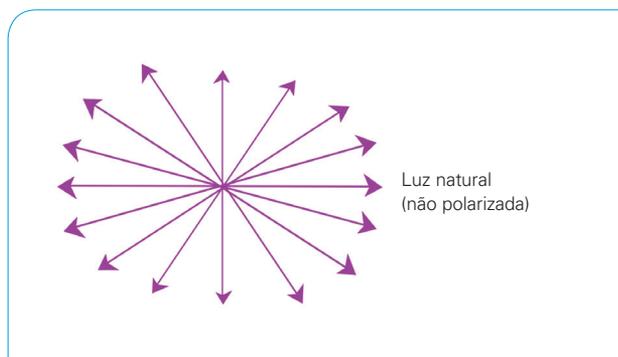
Os isômeros ópticos têm a capacidade de desviar o plano da luz polarizada.

Polarização da luz

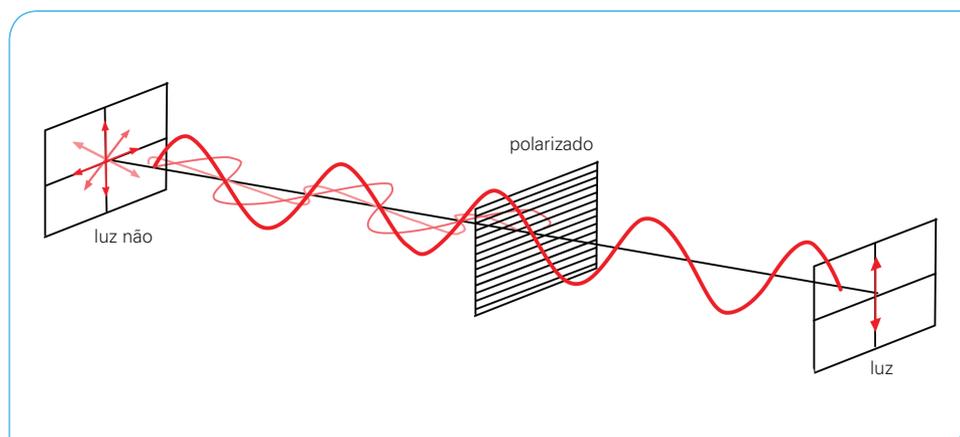
A luz natural é uma modalidade de energia radiante. Nela, as propagações de ondas eletromagnéticas ocorrem em todos os planos dos eixos cartesianos (xy), conforme representado a seguir.



Para explicitar essa característica, costuma-se representar uma luz não polarizada como sendo a superposição de diversos vetores de um dos seus campos (elétrico ou magnético), com diferentes direções.

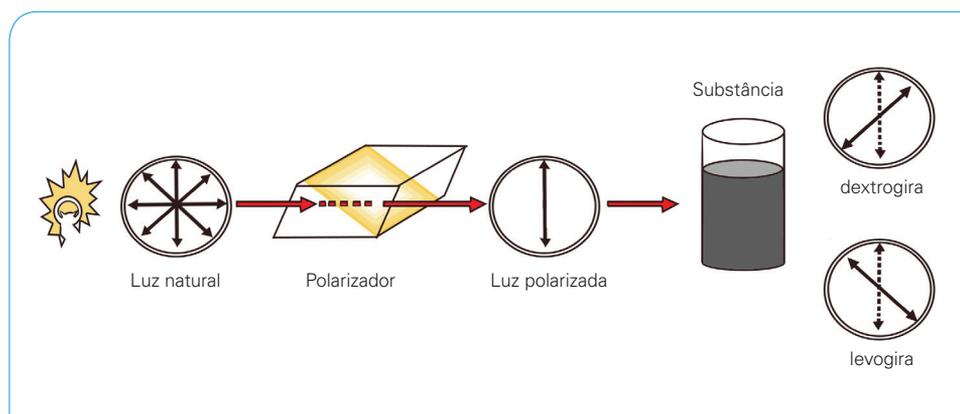


Por outro lado, a luz polarizada vibra em um único plano. Pode-se obtê-la fazendo a luz natural atravessar um polarizador (ou substância polarizadora), como uma lente polaroide de óculos de sol.



O desvio da luz polarizada, por determinadas moléculas assimétricas, pode ocorrer em dois sentidos:

- desvio para o lado direito = isômero dextrogiro (d ou R);
- desvio para o lado esquerdo = isômero levogiro (ℓ ou S).



As substâncias que conseguem desviar o plano da luz polarizada são chamadas de **substâncias opticamente ativas (IOA)**. A mistura, em quantidades equimolares, dessas substâncias resulta em uma **mistura opticamente inativa (IOI)** e pode ser denominada de **mistura racêmica ou racêmico**.

As propriedades físicas (temperatura de fusão, temperatura de ebulição, densidade e solubilidade) de dois isômeros ópticos são iguais, exceto o desvio da luz

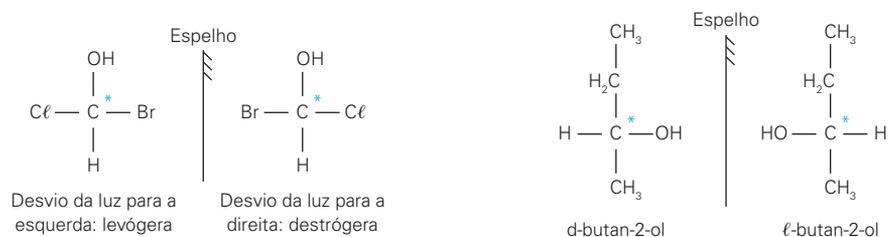
polarizada, por isso o nome “ópticos” (só se diferenciam na propriedade óptica). Entretanto, a mistura racêmica tem todas as constantes físicas diferentes daquelas dos dois isômeros ópticos. As propriedades químicas dos dois isômeros ópticos e do racêmico são idênticas, porém as propriedades fisiológicas (efeitos fisiológicos) são diferentes.

ISOMERIA ÓPTICA COM UM CARBONO ASSIMÉTRICO

O carbono assimétrico ou carbono quiral (indicado por um asterisco) é aquele com quatro ligantes diferentes entre si.

As substâncias com um carbono assimétrico apresentam dois isômeros ópticos ativos, ou enantiômeros, sendo um dextrógiro e um levógiro, que desviam a luz polarizada em um mesmo ângulo α , porém em sentidos opostos. Além dos isômeros opticamente ativos, há uma mistura racêmica.

Exemplo



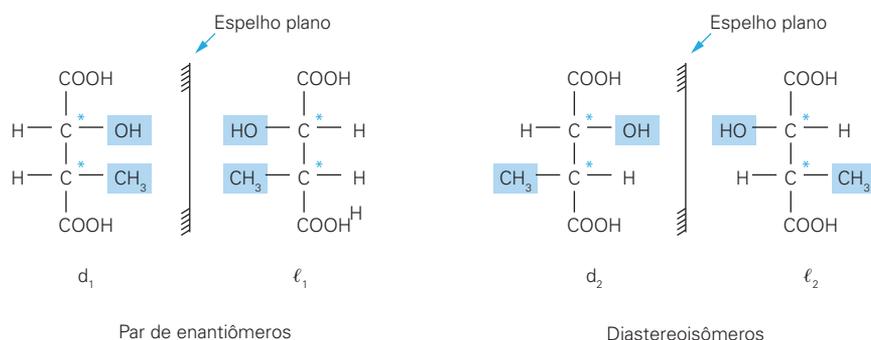
ISOMERIA ÓPTICA COM DOIS OU MAIS CARBONOS ASSIMÉTRICOS

Quando a molécula tem um ou mais carbonos assimétricos, há, pelo menos, um par de **diastereoisômeros**. Esses isômeros são opticamente ativos, pois desviam a luz polarizada, mas não são a imagem especular um do outro. Da mesma forma que ocorre com os enantiômeros, uma mistura equimolar de diastereoisômeros forma uma mistura racêmica. Se misturamos quantidades iguais dos enantiômeros d_1 e ℓ_1 , temos o racêmico r_1 ; se fazemos o mesmo com os diastereoisômeros d_2 e ℓ_2 , obtemos o racêmico r_2 .

Generalizando e considerando n o número de carbonos assimétricos diferentes, temos:

- estereoisômeros ativos diferentes entre si $\Rightarrow 2^n$;
- misturas racêmicas $\Rightarrow \frac{2^n}{2} = 2^{n-1}$.

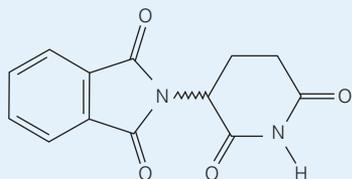
Exemplo



LEITURA COMPLEMENTAR

O caso da talidomida

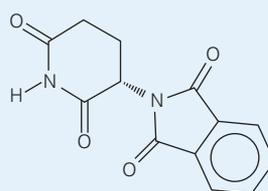
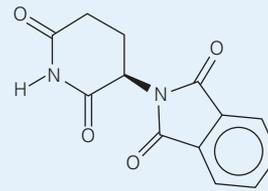
A talidomida, representada a seguir, começou a ser comercializada em 1957, nos países europeus, asiáticos, no Canadá e na América do Sul, como um fármaco para o tratamento de insônia. No começo da década de 1960, começou também a ser prescrita como medicamento antináuseas, sendo indicado para o alívio do mal-estar matinal em gestantes.



Talidomida

Entretanto, o uso da talidomida durante a gestação foi responsável pelo nascimento de milhares de crianças com malformações congênitas macroscópicas (falta ou encurtamento de algum membro, como braços ou pernas; distrofia muscular etc.). Os graves efeitos colaterais atribuídos ao medicamento fizeram com que esse perdesse sua licença e tivesse sua comercialização cancelada. Anos mais tarde, a partir de técnicas cromatográficas, descobriu-se o

que não se sabia no início da comercialização da talidomida: por ter um carbono assimétrico, a molécula possuía dois enantiômeros, o d-talidomida e o l-talidomida.

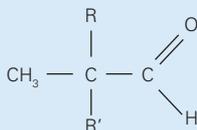
l-talidomida
Teratogênicod-talidomida
Sedativo e hipnótico

A mistura racêmica desses enantiômeros, em proporções desconhecidas, foi a principal causa das malformações congênitas, pois o enantiômero l possuía uma ação teratogênica (palavra proveniente do grego *teratos*, que significa monstro), enquanto o enantiômero d não possuía ação nenhuma. A tragédia acontecida pelo uso desse medicamento gerou uma conscientização no ramo farmacêutico sobre o uso de misturas racêmicas, como medicamentos, quando desconhecidos os efeitos individuais de seus enantiômeros.

LIMA, L. M.; FRAGA, C. A. M.; BARREIRO, E. J. O renascimento de um fármaco: talidomida. *Química Nova*, v. 24, n. 5, p. 683-688, 2001.

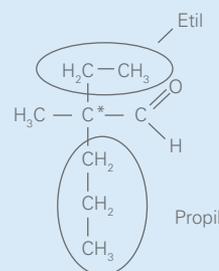
EXERCÍCIO RESOLVIDO

1. UPF-RS – Para que a estrutura a seguir indique um composto que tenha atividade óptica, devemos substituir os grupos R e R' por



- a) metil e etil.
- b) etil e propil.**
- c) hidroxila e metil.
- d) metil e metil.
- e) metil e hidrogênio.

Resolução



R e R' podem ser quaisquer radicais diferentes entre si e diferentes de metil ($-\text{CH}_3$) e aldoxila ($-\text{C}(\text{O})\text{H}$).

ROTEIRO DE AULA

ISOMERIA
ÓPTICAMolécula
assimétrica

Condições:

1. Ausência de plano de simetria

2. Presença de carbono assimétrico

Desvia o plano da
luz polarizada

Para a esquerda:

levogiro

Para a direita:

dextrógio

Não desvia o plano da luz polarizada:

mistura racêmica

Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

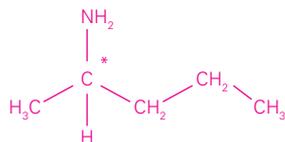
1. UERJ – Um mesmo composto orgânico possui diferentes isômeros ópticos em função de seus átomos de carbono assimétrico. Considere as fórmulas estruturais planas de quatro compostos orgânicos, indicadas na tabela.

Composto	Fórmula estrutural plana
I	
II	
III	
IV	

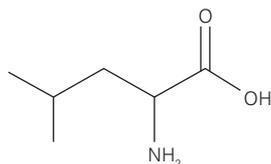
O composto que apresenta átomo de carbono assimétrico é

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

O composto I é o único que apresenta um átomo de carbono assimétrico ou quiral (*):



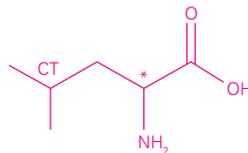
2. Famaena-SP – A fórmula a seguir representa a estrutura da leucina, um dos aminoácidos formadores das proteínas no organismo humano.



a) Dê o número de átomos de carbono e de hidrogênio presentes na molécula de leucina.

b) Dos carbonos numerados no item a, indique qual é o carbono assimétrico e qual é o carbono terciário.

Seis átomos de carbono e treze átomos de hidrogênio



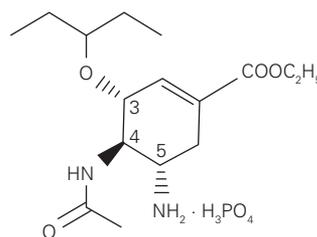
CT: carbono terciário

*: carbono assimétrico – apresenta quatro ligantes diferentes.

3. Enem

C4-H14

A figura a seguir representa a estrutura química do principal antiviral usado na pandemia de gripe H₁N₁, que se iniciou em 2009.



Qual é o número de enantiômeros possíveis para esse antiviral?

- a) 1
b) 2
c) 6
d) 8
e) 16



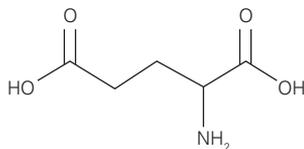
A molécula representada apresenta três carbonos quirais ou assimétricos (*):

(Número de enantiômeros) = $2^{(\text{Número de carbonos quirais})} = 2^3 = 8$.

Competência: Compreender interações entre organismos e ambiente, em particular aquelas relacionadas à saúde humana, relacionando conhecimentos científicos, aspectos culturais e características individuais.

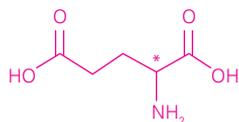
Habilidade: Identificar padrões em fenômenos e processos vitais dos organismos, como manutenção do equilíbrio interno, defesa, relações com o ambiente, sexualidade, entre outros.

4. **UEA-AM** – A figura representa a fórmula estrutural do ácido glutâmico.



Examinando-se essa estrutura, é correto afirmar que o ácido glutâmico

- a) apresenta carbono assimétrico.
- b) apresenta isomeria geométrica.
- c) é uma amina secundária.
- d) é totalmente insolúvel em água.
- e) é totalmente solúvel em hidrocarbonetos.



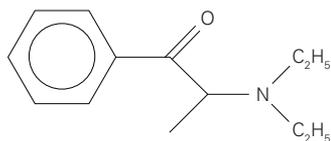
*: carbono assimétrico – apresenta quatro ligantes diferentes.

5. **UFU-MG**

A dietilpropiona, também conhecida como anfepramona ou benzoiltriethylamina, é um anorexígeno bastante utilizado em fórmulas para emagrecer, sendo uma das substâncias que eram mais utilizadas no Brasil para tratamento da obesidade. Em outubro de 2011, a Anvisa proibiu a comercialização de anfepramona no Brasil.

Disponível em: <<http://www.copacabanarunners.net/dietilpropiona.html>>. Acesso em: 27 abr. 2017.

A fórmula química da dietilpropiona é dada a seguir.



Dietilpropiona

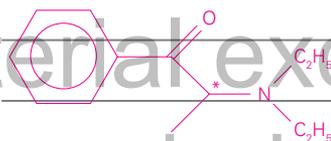
Sobre essa substância, faça o que se pede.

a) Escreva sua fórmula molecular.

$C_{13}H_{19}NO$

b) Verifique se a molécula possui carbono quiral, identificando-o, caso exista.

A molécula de dietilpropiona possui um carbono assimétrico (frequentemente denominado carbono quiral), destacado na figura a seguir.



c) Explique, caso exista, a atividade óptica da dietilpropiona.

Como a dietilpropiona possui um carbono assimétrico (*), pode des-

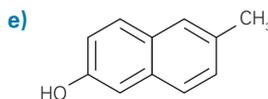
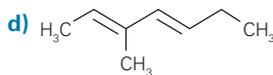
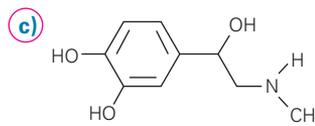
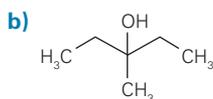
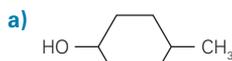
viar o plano da luz polarizada para a esquerda (levogiro) ou a direita

(dextrogiro) ou não desviar o plano da luz polarizada, no caso de uma

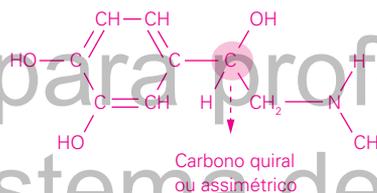
mistura racêmica.

6. **Mackenzie-SP** – O fenômeno da isomeria óptica ocorre em moléculas assimétricas que possuem, no mínimo, um átomo de carbono quiral. Os enantiômeros possuem as mesmas propriedades físico-químicas, exceto a capacidade de desviar o plano de uma luz polarizada; por isso, esses isômeros são denominados isômeros ópticos.

De acordo com essas informações, o composto orgânico a seguir que apresenta isomeria óptica está representado em



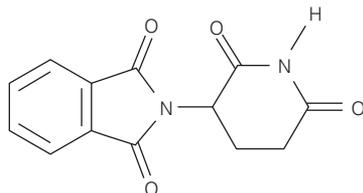
O composto orgânico que apresenta isomeria óptica possui carbono quiral ou assimétrico (átomo de carbono ligado a quatro ligantes diferentes entre si).



EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. UCS-RS

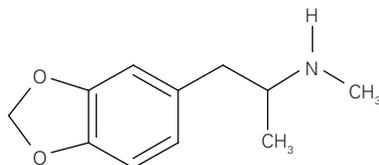
A talidomida, cuja estrutura química se encontra representada a seguir, foi comercializada pela primeira vez na Alemanha, em 1957. A indústria farmacêutica que a desenvolveu acreditou que a mesma era tão segura que a prescreveu para mulheres grávidas, para combater enjoos matinais. Infelizmente, várias gestantes que a utilizaram tiveram bebês com mãos, braços, pés e pernas atrofiadas (efeito teratogênico). Posteriormente, verificou-se que a talidomida apresentava quiralidade e que apenas a *l*-talidomida era teratogênica, enquanto a *d*-talidomida é que minimizava o enjoo matinal.



A *l*-talidomida e a *d*-talidomida são

- isômeros de cadeia.
- tautômeros.
- isômeros de função.
- enantiômeros.
- isômeros de compensação.

8. UERJ – O *ecstasy* é uma droga cujo princípio ativo apresenta a seguinte fórmula estrutural:



Esse composto corresponde a uma mistura racêmica com número de isômeros ópticos igual a

- 1
- 2
- 3
- 4

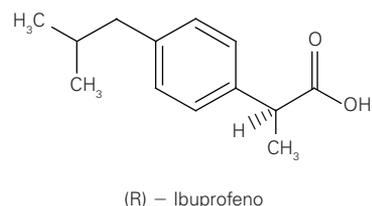
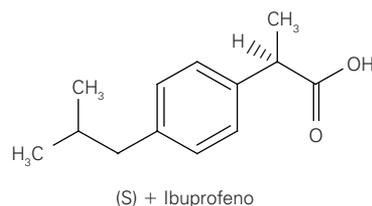
9. UEL-PR – Leia a charge a seguir.



Disponível em: <portal.dopprofessor.mec.gov.br>
Acesso em: 15 jun. 2016.

A charge evidencia uma situação cotidiana relacionada à compra de medicamentos, na qual ocorrem dúvidas por parte da consumidora, tendo em vista os diferentes

medicamentos comercializados: os de marca, os similares e os genéricos. Essa dúvida, no entanto, não deveria existir, pois os diferentes tipos de medicamentos devem apresentar o mesmo efeito terapêutico. O que não se sabe, por parte da população em geral, é que muitos medicamentos são vendidos na forma de dois isômeros ópticos em quantidades iguais, mas apenas um deles possui atividade terapêutica. Por exemplo, o ibuprofeno é um anti-inflamatório que é comercializado na sua forma (S) + (ativa) e (R) – (inativa), conforme mostram as figuras a seguir.



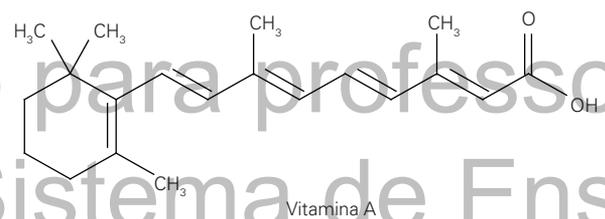
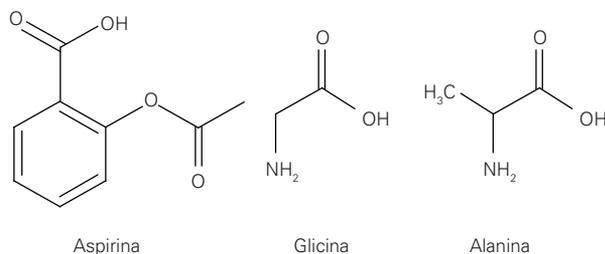
Com base nessas informações, considere as afirmativas a seguir.

- O ibuprofeno é comercializado na forma de racemato.
- Os dois isômeros são diastereoisômeros.
- Os dois isômeros apresentam isomeria de posição.
- Os dois isômeros possuem pontos de fusão iguais.

Assinale a alternativa correta.

- Somente as afirmativas I e II são corretas.
- Somente as afirmativas I e IV são corretas.
- Somente as afirmativas III e IV são corretas.
- Somente as afirmativas I, II e III são corretas.
- Somente as afirmativas II, III e IV são corretas.

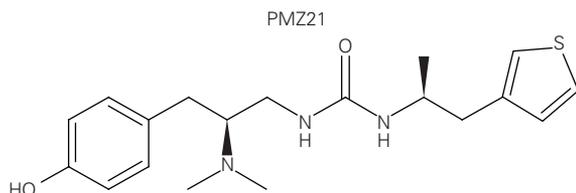
10. UNESP – Considere os quatro compostos representados por suas fórmulas estruturais a seguir.



- a) Dê o nome da função orgânica comum a todas as substâncias representadas.

- b) Indique qual das substâncias apresenta carbono quiral.

11. UFRGS-RS – Um trabalho publicado em 2016, na revista *Nature*, mostrou que o composto PMZ21, quando testado em camundongos, apresenta um efeito analgésico tão potente quanto o da morfina, com a vantagem de não causar alguns dos efeitos colaterais observados para a morfina.

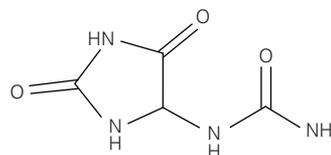


O número de estereoisômeros possíveis do PMZ21 é

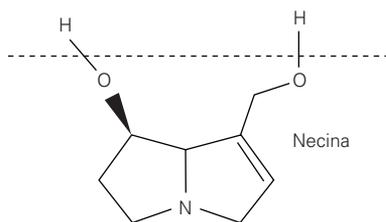
- a) 0
b) 1
c) 2
d) 3
e) 4

12. UNIFESP – O conferei (*Symphytum officinale L.*) é uma planta utilizada, na medicina tradicional, como cicatrizante, devido à presença da alantoína (estrutura 1), mas também possui alcaloides pirrolizidínicos, tais como o da estrutura 2, os quais são comprovadamente hepatotóxicos e carcinogênicos. O núcleo destacado na estrutura 2 recebe o nome de necina ou núcleo pirrolizidina.

Estrutura 1

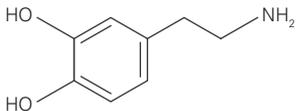
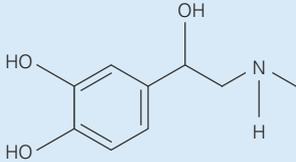


Estrutura 2



- a) Nas estruturas 1 e 2, os grupos funcionais que contêm átomos de oxigênio caracterizam duas funções orgânicas. Relacione cada função com o respectivo composto.

- b) A estrutura 1 apresenta isomeria óptica? Justifique sua resposta.

Neurotransmissor	Fórmula estrutural	Sensação produzida
Dopamina		Felicidade
Adrenalina		Medo

Indique a função química que difere a dopamina da adrenalina e identifique o neurotransmissor com isomeria óptica, escrevendo sua fórmula molecular.

17. Unisc-RS – Em relação à molécula do ácido 2-amino-3-hidroxiopropanoico, conhecido também por serina, pode-se afirmar que

- apresenta um carbono assimétrico.
- se constitui numa proteína essencial para o organismo humano.
- contém um carbono hibridizado sp^2 e dois carbonos hibridizados sp .
- apresenta isomeria espacial geométrica.
- tem fórmula molecular $C_3H_6NO_3$ e três carbonos primários.

ESTUDO PARA O ENEM

18. Enem

C7-H24

O estudo de compostos orgânicos permite aos analistas definir propriedades físicas e químicas responsáveis pelas características de cada substância descoberta. Um laboratório investiga moléculas quirais cuja cadeia carbônica seja insaturada, heterogênea e ramificada.

A fórmula que se enquadra nas características da molécula investigada é

- $CH_3-(CH)_2-CH(OH)-CO-NH-CH_3$.
- $CH_3-(CH)_2-CH(CH_3)-CO-NH-CH_3$.
- $CH_3-(CH)_2-CH(CH_3)-CO-NH_2$.
- $CH_3-CH_2-CH(CH_3)-CO-NH-CH_3$.
- $C_6H_5-CH_2-CO-NH-CH_3$.

19. Enem

C4-H14

A talidomida é um sedativo leve e foi muito utilizado no tratamento de náuseas, comuns no início da gravidez. Quando foi lançada, era considerada segura para o uso de grávidas, sendo administrada como uma mistura racêmica composta pelos seus dois enantiômeros (R e S). Entretanto, não se sabia, na época, que o enantiômero S leva à malformação congênita, afetando principalmente o desenvolvimento normal dos braços e pernas do bebê.

COELHO, F. A. S. Fármacos e quiralidade. In: Cadernos Temáticos de *Química Nova na Escola*, São Paulo, n. 3, maio 2001. Adaptado.

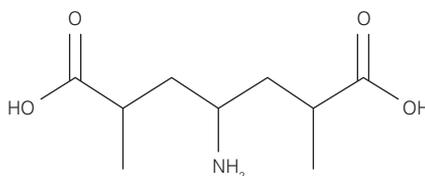
Essa malformação congênita ocorre porque esses enantiômeros

- reagem entre si.
- não podem ser separados.
- não estão presentes em partes iguais.
- interagem de maneira distinta com o organismo.
- são estruturas com diferentes grupos funcionais.

20. PUC-PR

C7-H24

Mais do que classificar os compostos e agrupá-los como funções em virtude de suas semelhanças químicas, a química orgânica consegue estabelecer a existência de inúmeros compostos. Um exemplo dessa magnitude é a isomeria, que indica que compostos diferentes podem apresentar a mesma fórmula molecular. A substância a seguir apresenta vários tipos de isomeria, alguns deles perceptíveis em sua fórmula estrutural e outros a partir do rearranjo de seus átomos, que poderiam formar outros isômeros planos.

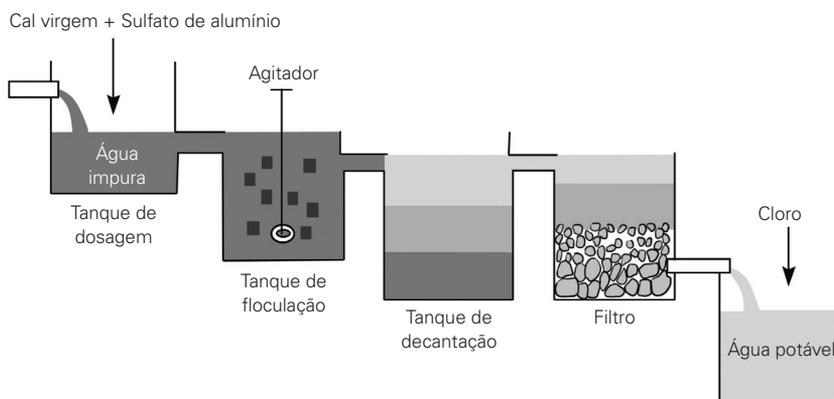


A partir da estrutura apresentada, as funções orgânicas que podem ser observadas e o número de isômeros opticamente ativos para o referido composto são, respectivamente,

- ácido carboxílico, amina e 2.
- álcool, cetona, amina e 8.
- ácido carboxílico, amida e 4.
- ácido carboxílico, amina e 4.
- álcool, cetona, amida e 2.

EXERCÍCIOS INTERDISCIPLINARES

21. Fuvest-SP – A figura a seguir ilustra as principais etapas do tratamento de água destinada ao consumo humano.



Disponível em: <noticias.uol.com.br/cotidiano/ultimas-noticias/2014/04/25>. Acesso em: 18 jun. 2015. Adaptado.

- Na etapa de floculação, ocorre a formação de flóculos de hidróxido de alumínio, nos quais se aglutinam partículas de sujeira, que depois decantam. Esse processo ocorre pela adição de sulfato de alumínio $Al_2(SO_4)_3$ e cal virgem (CaO) à água impura. Se apenas sulfato de alumínio fosse adicionado à água, ocorreria a transformação representada pela equação química:



23. Fuvest-SP (adaptado) – O sistema de *airbag* de um carro é formado por um sensor que detecta rápidas diminuições de velocidade, uma bolsa inflável e um dispositivo contendo azida de sódio (NaN_3) e outras substâncias secundárias. O sensor, ao detectar uma grande desaceleração, produz uma descarga elétrica que provoca o aquecimento e a decomposição da azida de sódio. O nitrogênio (N_2) liberado na reação infla rapidamente a bolsa, que, então, protege o motorista. Considere a situação em que o carro, inicialmente a 36 km/h (10 m/s), dirigido por um motorista de 60 kg, para devido a uma colisão frontal.

a) Durante o 0,2 s da interação do motorista com a bolsa, qual é o módulo α da aceleração média desse motorista?

b) Escreva a reação química de decomposição da azida de sódio formando sódio metálico e nitrogênio gasoso.

c) Sob pressão atmosférica de 1 atm e temperatura de 27 °C, qual é o volume V de gás nitrogênio formado pela decomposição de 65 g de azida de sódio?

Note e adote:

Desconsidere o intervalo de tempo para a bolsa inflar.

Ao término da interação com a bolsa do *airbag*, o motorista está em repouso.

Considere o nitrogênio como um gás ideal.

Constante universal dos gases: $R = 0,08 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $0 \text{ }^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$.

Elemento	Massa atômica (g/mol)
Sódio	23
Nitrogênio	14

RESPOSTAS E COMENTÁRIOS

QUÍMICA 1

Material exclusivo para professores
convencionados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

APRESENTAÇÃO

A química engloba conhecimentos sobre produtos químicos e suas transformações, que têm permitido a humanidade lidar com as diversidades de sua existência. Somente no século XVIII a química se estabeleceu como ciência, sendo a mais jovem entre as ciências da natureza.

Trabalhar o saber científico em nível didático é um desafio de todas as disciplinas. Este material reúne o imenso acervo de conhecimento acumulado da química em linguagem fácil e objetiva, de modo a possibilitar entendimento da escala micro a partir da macro. Procuramos interligar aspectos da realidade cotidiana dos alunos com base teórica e quadro Leitura Complementar, esperando atingir aprendizado significativo da química. Isso tudo está exigindo um novo perfil de estudante.

O conteúdo didático está organizado em três frentes. Gradualmente, a 1 e a 2 abordam a química geral, a inorgânica e a físico-química. A frente 3 trata exclusivamente da química orgânica, fazendo relações, quando necessário, com os tópicos das outras partes. Essa organização dá margem a contemplar todos os conteúdos de química exigidos pelos PCN, adaptando-se aos diversos concursos pré-vestibulares do país. O material traz, ainda, contextos possíveis para o trabalho com diversas competências e habilidades da proposta do Enem.

Algumas habilidades que direcionaram a produção dos módulos:

- Relacionar informações apresentadas em diferentes formas de linguagem e representação usadas nas ciências físicas, químicas ou biológicas, como texto discursivo, gráficos, tabelas, relações matemáticas ou linguagem simbólica.

- Caracterizar materiais ou substâncias, identificando etapas, rendimentos ou implicações biológicas, sociais, econômicas ou ambientais de sua obtenção ou produção.

- Relacionar propriedades físicas, químicas ou biológicas de produtos, sistemas ou procedimentos tecnológicos às finalidades a que se destinam.

Consideramos que o professor tenha à sua disposição um instrumento didático que lhe possibilita melhor desempenho no trabalho de desenvolver o pensamento crítico dos estudantes.

CONTEÚDO

QUÍMICA 1

Volume	Módulo	Conteúdo
2	17	Interações intermoleculares
	18	Massa atômica, massa atômica média e massa molecular
	19	Constante de Avogadro, massa molar e mol
	20	Cálculo do número de átomos e moléculas
	21	Determinação de fórmulas
	22	Leis ponderais
	23	Cálculo estequiométrico – massa-massa; massa-mol
	24	Cálculo estequiométrico – volume-mol
	25	Cálculo estequiométrico – limitante e reações sucessivas
	26	Cálculo estequiométrico – pureza e rendimento
	27	Gases – variáveis de estado e transformações gasosas
	28	Gases – equação geral
	29	Gases – equação de Claperton
	30	Gases – volume molar e teoria de Avogadro
	31	Gases – misturas gasosas
	32	Gases – densidade, efusão e difusão

Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

QUÍMICA 2

Volume	Módulo	Conteúdo
2	9	Funções inorgânicas: sais – solubilidade
	10	Funções inorgânicas: óxidos – Definição e nomenclatura
	11	Funções inorgânicas: óxidos – básicos e ácidos
	12	Classificação das reações inorgânicas. Reações inorgânicas de síntese e decomposição
	13	Reações inorgânicas: simples troca
	14	Reações inorgânicas: dupla troca
	15	Número de oxidação – NO _x
	16	Agentes oxidante e redutor

QUÍMICA 3

Volume	Módulo	Conteúdo
2	9	Funções orgânicas oxigenadas – éster
	10	Funções orgânicas nitrogenadas – amina e amida
	11	Funções orgânicas nitrogenadas e halogenadas – nitrocomposto, haletos orgânicos
	12	Propriedades físicas e químicas dos compostos orgânicos
	13	Isomeria plana – isomeria de função e cadeia
	14	Isomeria plana – isomeria de posição, compensação e tautomeria
	15	Isomeria espacial – geométrica
	16	Isomeria espacial – óptica

Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

17 INTERAÇÕES INTERMOLECULARES

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, volta a ser enfatizada a propriedade periódica eletronegatividade. Em seguida, é aplicada a diferença de eletronegatividade entre átomos ligados covalentemente, o que influencia a natureza da ligação como sendo polar ou não polar. O assunto interações intermoleculares é explorado para que o aluno compreenda algumas propriedades das substâncias moleculares (solubilidade, temperatura de ebulição, temperatura de fusão e outras).

Para ir além

Estudo das ligações de hidrogênio para dímeros formados pelas moléculas de H_2O , NH_3 , HF , HCl e HBr através de cálculos baseados em primeiros princípios. Disponível em:

<http://submission.quimicanova.sbgq.org.br/qn/qnol/2011/vol34n9/19-AR11190_cor.pdf?agreq=liga%C3%A7%C3%B5es%20de%20hidrog%C3%AAnio&agrep=jbc,s,qn,qnesc,qnint,rvq>.

Acesso em: maio 2018.

- Excelente artigo sobre ligações de hidrogênio.

Uma experiência didática sobre viscosidade e densidade. Disponível em:

<http://qnesc.sbgq.org.br/online/qnesc34_3/08-EEQ-111-10.pdf?agreq=liga%C3%A7%C3%B5es%20de%20hidrog%C3%AAnio%20ensino%20m%C3%A9dio&agrep=jbc,s,qn,qnesc,qnint,rvq>.

Acesso em: maio 2018.

- Ótimo material sobre viscosidade e densidade.

Para enriquecer ainda mais a sua aula, sugerir aos alunos os seguinte vídeos sobre interações intermoleculares:

<https://www.youtube.com/watch?v=yJN6a_mPe6A>:

<https://www.youtube.com/watch?v=yJN6a_mPe6A&list=RDyJN6a_mPe6A&start_radio=1>.

Acesso em: mai 2018.

Exercícios Propostos

7. D

Essa fraude não é facilmente percebida em virtude da grande solubilidade desse composto em água, pois ocorrem interações do tipo ligações de hidrogênio.

8. C

1. O_2 = ligação covalente (compartilha elétrons) e é não polar porque é uma molécula diatômica com dois átomos iguais.

2. Água = as moléculas de água interagem através das ligações de hidrogênio.

3. Argônio (gás nobre) = sua interação molecular é do tipo Van der Waals.

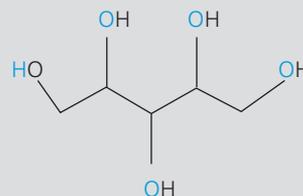
4. HF = as moléculas de ácido fluorídrico interagem através das ligações de hidrogênio.

5. $BaSO_4$ = O composto é iônico; prevalece a ligação iônica entre o íon Ba^{2+} e o íon SO_4^{2-} .

6. Álcool = interação entre as moléculas do tipo ligação de hidrogênio, em razão da presença de hidroxila ($-OH$).

7. Diamante = composto formado por um único tipo de átomo, o carbono, através da ligação covalente não polar.

9. O xilitol é um poliálcool saturado e de cadeia aberta, já que apresenta uma estrutura linear com cinco hidroxilas ligadas a carbonos diferentes, como podemos observar na estrutura a seguir:



Esse composto é solúvel em água. Isso acontece porque seus grupos $-OH$ realizam ligações de hidrogênio com as moléculas de água.

10. D

Como o anestésico apresenta "natureza hidrofóbica" não irá se misturar à água, ou seja, apresenta característica apolar; porém ele se dissolve bem em composto orgânico como o etanol, e sua origem ocorre por destilação do óleo; assim, chega-se à conclusão de que se trata do eugenol.

11. a) O H_2S pertence à função inorgânica ácido de Arrhenius.

b) Estrutura eletrônica de Lewis para o H_2S :



Tipo de geometria: angular.



Estrutura de Lewis:



c) O H_2S apresenta forças intermoleculares do tipo dipolo-dipolo ou dipolo permanente. O H_2S é mais volátil do que várias substâncias formadas durante a decomposição da matéria orgânica, pois, comparativamente, apresenta ligações intermoleculares menos intensas devido a vários fatores, entre eles a menor superfície de contato.

d) Sim, pois dependendo da concentração, ao ser dissolvido em água, sofre ionização.

12. A

A molécula parcialmente representada só pode ser DNA, pois a base nitrogenada timina é exclusiva do DNA. No RNA, a uracila é a base exclusiva. A ligação indicada pela seta é uma ligação de hidrogênio.

13. D

I. Incorreta. A solubilidade em água do CCl_4 é baixa (0,8 g/L), devido à sua classificação como molécula não polar.

II. Correta. Uma das fases, na mistura bifásica, é constituída de hexano (não polar) e tetracloreto de carbono (não polar); a outra, de água (polar).

III. Correta. Quando tetracloreto de carbono, água e hexano são, nessa sequência, adicionados em uma proveta, é formada uma mistura trifásica com tetracloreto de carbono na fase inferior, água na fase do meio e hexano na fase superior. Isso significa que a densidade da água é maior do que a densidade do hexano (parte superior).

$$\left. \begin{aligned} d_{\text{água}} &= \frac{m_{\text{água}}}{1\text{L}} \\ d_{\text{hexano}} &= \frac{m_{\text{hexano}}}{1\text{L}} \end{aligned} \right\} d_{\text{água}} > d_{\text{hexano}} \Rightarrow m_{\text{água}} > m_{\text{hexano}}$$

Conclusão: um litro de água apresenta uma massa maior que um litro de hexano.

14. A

Dimetilpropano: dipolo-induzido.

Pentano: dipolo-induzido mais intenso do que no caso do dimetilpropano.

Observação: quanto mais ramificado for o isômero, menor a temperatura de ebulição.

$$TE_{(\text{dimetilpropano})} < TE_{(\text{pentano})}$$

Butanona: dipolo-permanente.

Butano-1-ol: ligação de hidrogênio

Observação: A ligação de hidrogênio é mais intensa do que o dipolo-permanente.

Ácido propanoico: ligação de hidrogênio e dipolo-permanente.

$$TE_{(\text{butanona})} < TE_{(\text{butan-1-ol})} < TE_{(\text{ácido propanoico})}$$

$$\underbrace{10\text{ }^\circ\text{C}}_{\text{dimetilpropano}} < \underbrace{36\text{ }^\circ\text{C}}_{\text{pentano}} < \underbrace{80\text{ }^\circ\text{C}}_{\text{butanona}} < \underbrace{118\text{ }^\circ\text{C}}_{\text{butan-1-ol}} < \underbrace{141\text{ }^\circ\text{C}}_{\text{ácido propanoico}}$$

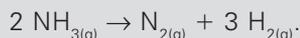
15. C

A estrutura da água sólida (gelo) é muito aberta, com grandes espaços na estrutura tridimensional; isso mostra que ocorre uma expansão durante o congelamento, por isso verificamos que a densidade do gelo (água sólida) é menor do que a densidade da água líquida.

No caso do processo de solidificação da água, presente no refrigerante, a organização das moléculas de água em uma estrutura cristalina expandida provocaria a "explosão" (aumento de volume).

16. 12 (04 + 08)

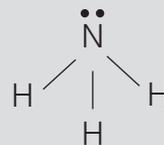
01. Incorreta. A decomposição (transformação química) da amônia produz N_2 e H_2 :



02. Incorreta. A interação intermolecular que mantém as moléculas de amônia unidas no estado líquido é chamada de ligações de hidrogênio.

04. Correta. A passagem da amônia líquida para o estado gasoso é uma transformação física chamada de vaporização ou gaseificação: $\text{NH}_{3(\text{l})} \rightarrow \text{NH}_{3(\text{g})}$.

08. Correta. A amônia é uma molécula constituída de ligações covalentes e possui geometria molecular piramidal.



17. a) A fibra de algodão absorve muito bem a umidade (H_2O), pois é composta por celulose que apresenta grupos hidroxila (OH) em sua estrutura. Os grupos hidroxila (OH) fazem ligação de hidrogênio com a água (umidade), absorvendo-a.

b) Os tipos de interações intermoleculares responsáveis por atrair as fibras e resultar no encolhimento do tecido de algodão são as ligações existentes na celulose.

Estudo para o Enem

18. B

A capsaicina pura é um composto hidrofóbico, incolor, inodoro, de aspecto cristalino a graxo. Se a capsaicina é hidrofóbica, isso significa que sua solubilidade em água é muito baixa, ou seja, a água não a retira.

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

19. D

a) Ligações de dissulfeto são do tipo —S—S—. Nem o carvão ativado nem o benzeno, C_6H_6 , apresentam enxofre. Além disso, adsorção é um fenômeno físico, não ocorre a formação de novas ligações químicas, o que caracterizaria um fenômeno químico. O texto da questão deixa bem claro: interações intermoleculares.

b) Não há formação de ligações químicas.

c) Ligações de hidrogênio (ou pontes de hidrogênio) são interações intermoleculares que ocorrem em substâncias que apresentam hidrogênio ligado a um dos três átomos mais eletronegativos: flúor, oxigênio ou nitrogênio.

d) Tanto carvão quanto benzeno são não polares, o que leva a interações dipolo induzido-dipolo in-

duzido.

e) Não há polaridade para que se formem interações dipolo permanente-dipolo permanente.

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

20. B

Detergentes são agentes tensoativos, também chamados de surfactantes. São substâncias que diminuem a tensão superficial e/ou influenciam a superfície de contato entre dois líquidos. Quando utilizados na tecnologia doméstica, são geralmente chamados de emulsionantes, ou seja, substâncias que permitem conseguir ou manter a emulsão. São formados por moléculas nas quais uma das partes é solúvel em água e a outra não. Eles reduzem a força de coesão entre as moléculas da água, o que aumenta a molhabilidade das superfícies em contato com a água.

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

18 MASSA ATÔMICA, MASSA ATÔMICA MÉDIA E MASSA MOLECULAR

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudadas as relações de definição de padrão de massa, bem como o cálculo de massa atômica média e de massas moleculares.

Para ir além

A evolução dos livros didáticos de química destinados ao ensino secundário. Disponível em:

<<http://www.emaberto.inep.gov.br/index.php/emaberto/article/viewFile/1721/1692>>.

Acesso em: jun. 2018.

- Esse artigo discute a evolução dos livros didáticos de química sob um aspecto mais geral, realçando as principais características que um determinado período imprime aos livros. Os períodos escolhidos correspondem, a partir de 1930, à vigência das reformas de ensino que ocorreram ao longo da história da educação brasileira.

As ferramentas do químico. Disponível em:

<<http://webeduc.mec.gov.br/portaldoprofessor/quimica/sbq/QNEsc05/conceito.pdf>>.

Acesso em: jun. 2018.

- Nesse artigo, são discutidos diferentes conceitos químicos inter-relacionados — matéria, material, corpo, substância —, associados à ideia de “ferramentas”, símbolo do profundo diálogo teoria-prática no trabalho químico.

Exercícios Propostos

7. B

M.A.: massa atômica média ponderada

p%: porcentagem isotópica do ^{79}Br

M.A. = 79

(1-p%): porcentagem isotópica do ^{80}Br

M.A.₂ = 80

M.A.₁ = p% · M.A.₁ + (1-p%) · M.A.₂

79,9 = p% · 79 + (1-p%) · 81

79,9 = 79p% + 81 - 81p%

2p% = 1,1

p% = 0,55 = 55% de ^{79}Br

100% - 55% = 45% de ^{80}Br

8. C

O fato deve-se ao elemento apresentar átomos isotópicos, ou seja, átomos com mesmo número de prótons e diferentes números de massas, ou seja, diferentes números de nêutrons.

9. A

$$^{35}_{17}\text{Cl} = 75,77\%$$

$$^{37}_{17}\text{Cl} = 100\% - 75,77\% = 24,23\%$$

Assim, o isótopo cloro-37 contribui menos para a massa atômica do cloro.

10. B

Cada isótopo possui o mesmo número de prótons e diferentes números de massa, em razão de apresentarem números de nêutrons diferentes.

11. B

Se um aroma hipotético é simbolizado pela letra A, então, após a análise de espectrometria de massas, sua representação será A^+ .

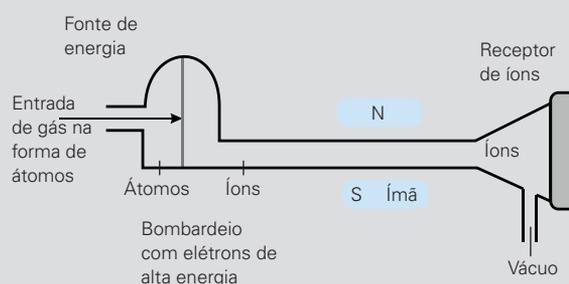
Observação teórica:

Existe uma técnica denominada espectrometria de massa na qual se utiliza um equipamento chamado espectrômetro de massa para se detectar desvios de íons positivos.

Primeiramente, átomos de um elemento químico são transformados em íons positivos. Para isso, fornecemos uma quantidade adequada de energia, bombardeando esses átomos com elétrons de alta energia.

Os íons positivos formados são acelerados em um campo elétrico. Surge um feixe constituído de uma mistura de isótopos que é separado em uma série de outros feixes, cada um deles contendo íons que apresentam uma massa característica.

Por meio dessa massa característica, podemos fazer comparações e descobrir a massa atômica de muitos elementos químicos.



12. a) Sabe-se que a energia cinética é dada por:

$$E_{\text{cinética}} = \frac{1}{2} m \cdot v^2.$$

Como $v = \frac{\Delta s}{\Delta t} = \frac{L}{\Delta t}$, substituindo, vem:

$$E_{\text{cinética}} = \frac{1}{2} m \cdot \left(\frac{L}{\Delta t} \right)^2$$

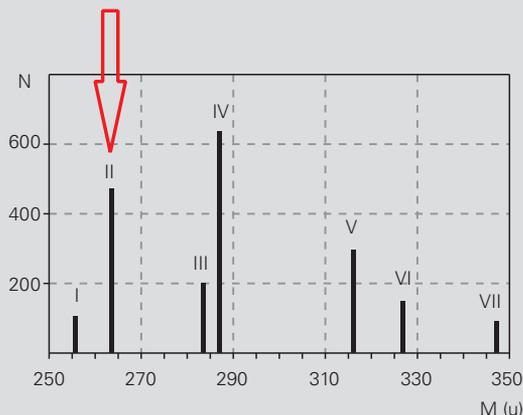
$$m = 2 \cdot E_{\text{cinética}} \cdot t^2 \cdot L^{-2}$$

b) Teremos:

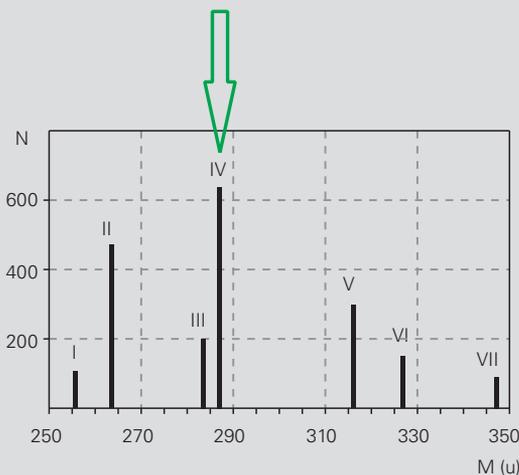
Peptídeo: $C_9H_{16}O_5N_2S$

$$MM_{\text{peptídeo}} = 9 \cdot 12 + 16 \cdot 1 + 5 \cdot 16 + 2 \cdot 14 + 32 = 264 \text{ u}$$

c) De acordo com o gráfico, a linha mais próxima de 264 u é a II:



Quando ocorre a combinação do peptídeo com o sódio ($Na = 23$), a massa aumenta e conclui-se que a linha mais próxima ao peptídeo representado por II é a linha IV:



13. A

Com base nos dados da figura, podemos calcular a massa atômica média ponderada:

$$M.A. = (0,97 \cdot 20 + 0,01 \cdot 21 + 0,02 \cdot 22) \text{ u}$$

$$M.A. = 20,05 \text{ u}$$

14. A

Teremos:

O *bóson de Higgs*, apesar de ser uma partícula fundamental da natureza, tem massa da ordem de 126 vezes maior que a do próton, então:

$$\text{Metade da massa do bóson de Higgs} = \frac{126}{2} = 63.$$

De acordo com a Tabela Periódica:

$$M.A. = 63,55 \approx 63 \Rightarrow \text{Cobre (Cu)}.$$

15. C

Calculando a massa atômica média ponderada, vem:

$$M.A. (\text{média ponderada}) = 0,99 \cdot 16 \text{ u} + 0,006 \cdot 17 \text{ u} + 0,004 \cdot 18 \text{ u} = 16,014 \text{ u}$$

16. 12 (04 + 08)

01. Incorreto, pois uma molécula do ácido tem massa de 62 u.

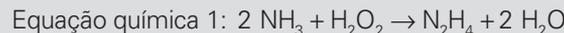
$$H_2CO_3 = 2 \cdot 1 \text{ u} + 12 \text{ u} + 3 \cdot 16 \text{ u} = 62 \text{ u}$$

02. Incorreto, uma molécula de ácido pesa 31 vezes mais que uma molécula de H_2 .

04. Correto.

08. Correto.

17. Baseando-se na maior economia percentual de átomos, teríamos:



Economia percentual de átomos =

$$= \frac{\text{massa obtida do produto desejado}}{\text{massa de todos os reagentes}} \cdot 100$$

Produto desejado: N_2H_4

$$MM_{N_2H_4} = 2 \cdot 14 + 4 \cdot 1 = 32 \text{ u} \quad m_{\text{Produto desejado}} = 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u}$$

Reagentes: NH_3 e H_2O_2

$$\left. \begin{array}{l} MM_{NH_3} = 14 + 3 \cdot 1 = 17 \text{ u} \\ MM_{H_2O_2} = 2 \cdot 1 + 2 \cdot 16 = 34 \text{ u} \end{array} \right\} m_{\text{Reagentes}} = 2 \cdot 17 + 34 = 68 \text{ u}$$

Economia percentual de átomos =

$$= \frac{32 \text{ u}}{68 \text{ u}} \cdot 100 = 47,05882 \%$$

Economia percentual de átomos $\approx 47,06 \%$



Economia percentual de átomos =

$$= \frac{\text{massa obtida do produto desejado}}{\text{massa de todos os reagentes}} \cdot 100$$

Produto desejado: N_2H_4

$$MM_{N_2H_4} = 2 \cdot 14 + 4 \cdot 1 = 32 \text{ u} \quad m_{\text{Produto desejado}} = 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u}$$

Reagentes: NH_3 e OCl^-

$$\left. \begin{array}{l} MM_{\text{NH}_3} = 14 + 3 \cdot 1 = 17 \text{ u} \\ MM_{\text{OCC}^-} = 16 + 35,5 = 51,5 \text{ u} \end{array} \right\} m_{\text{Reagentes}} =$$

$$= 2 \cdot 17 + 51,5 = 85,5 \text{ u}$$

Economia percentual de átomos =

$$= \frac{32 \text{ u}}{85,5 \text{ u}} \cdot 100 = 37,4269 \%$$

Economia percentual de átomos $\approx 37,43 \%$

O processo de síntese 1 é a melhor opção, pois apresenta a maior economia percentual de átomos: $47,06 \% > 37,43 \%$.

Estudo para o Enem

18. E

Analisando o gráfico, temos:

$$^{50}\text{Cr} = 4 \%$$

$$^{52}\text{Cr} = x \%$$

$$^{53}\text{Cr} = y \%$$

$$^{54}\text{Cr} = 2 \%$$

Sabe-se que:

$$4\% + x\% + y\% + 2\% = 100\%$$

$$y = 94 - x$$

A massa atômica de um elemento químico é definida pela média ponderada entre seus isótopos. Sendo assim:

$$52,06 = \frac{50 \cdot 4 + 52 \cdot x + 53 \cdot y + 54 \cdot 2}{100}$$

Substituindo ($y = 94 - x$):

$$52,06 = \frac{50 \cdot 4 + 52 \cdot x + 53 \cdot (94 - x) + 54 \cdot 2}{100}$$

$$x = 84 \%$$

Logo:

$$y = 10 \%$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

19. B

I. Incorreta. A massa atômica que será representada na Tabela Periódica será uma média ponderada da massa de cada isótopo do ferro e sua respectiva abundância:

$$\frac{(5,845 \cdot 54) + (91,754 \cdot 56) + (2,119 \cdot 57) + (0,282 \cdot 58)}{100} =$$

$$= 55,90 \text{ u}$$

II. Correta. Pois o átomo é o mesmo, portanto mesmo número de prótons.

III. Incorreta. Os átomos neutros de ferro possuem o mesmo número de prótons e elétrons, portanto apresentam o mesmo número de camadas eletrônicas dos átomos no estado fundamental.

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

20. A

Análise das conclusões:

I. Falsa. As bolas que representam os átomos de H eram as pequenas, e as que representam os átomos de O eram as médias, pois o raio atômico do oxigênio (maior carga nuclear; $Z = 8$) é menor do que o do carbono (menor carga nuclear; $Z = 6$).

II. Verdadeira. A massa total das bolas grandes correspondia a seis vezes a massa total das bolas de tamanho pequeno.

$$M_{\text{átomos de carbono}} = 4 \cdot 12 \text{ u} = 48 \text{ u} \text{ (bolas grandes)}$$

$$M_{\text{átomos de hidrogênio}} = 8 \cdot 1 \text{ u} = 8 \text{ u} \text{ (bolas pequenas)}$$

$$6 \cdot 8 = 48$$

III. Verdadeira. A massa total das bolas pequenas correspondia a $\frac{1}{4}$ da massa total das bolas de tamanho médio.

$$M_{\text{átomos de hidrogênio}} = 8 \cdot 1 \text{ u} = 8 \text{ u} \text{ (bolas pequenas)}$$

$$M_{\text{átomos de oxigênio}} = 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \text{ (bolas médias)}$$

$$32 \cdot \frac{1}{4} = 8$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

19 CONSTANCE DE AVOGADRO, MASSA MOLAR E MOL

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudadas as relações constante de Avogadro, massa molar e mol e relações da grandeza mol com a grandeza massa.

Para ir além

Constante de Avogadro: é simples determiná-la em sala de aula. Disponível em:

<<http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc03/exper.pdf?agreq=ensino%20avogadro&agrep=jbcs,qn,qnesc,qnint,rvq>>.

Acesso em: jun. 2018.

- Neste artigo, é discutido como ensinar o conceito de constante de Avogadro em sala de aula, de uma maneira bem simples e interessante.

As origens históricas da constante de Avogadro. Disponível em;

<<http://sec.s bq.org.br/cdrom/29ra/resumos/T0120-1.pdf>>.

Acesso em: jun. 2018.

- De um modo geral, os textos de Química, Física e História não mencionam as origens históricas da constante de Avogadro.

Mol — uma nova terminologia. Disponível em:

<<http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc01/atal.pdf>>.

Acesso em: jun. 2018.

- A seção “Atualidades em química” procura apresentar assuntos que mostrem que a química é uma ciência viva, tanto no que diz respeito a novas descobertas quanto à redefinição, sempre que necessário, de antigos conceitos.

Exercícios Propostos

7. A

$$75\% \text{ de Au} = \frac{75}{100} \cdot 3,0 = 2,25 \text{ g Au}$$

$$1 \text{ mol de Au} \text{ — } 197 \text{ g}$$

$$x \text{ mol} \text{ — } 2,25 \text{ g}$$

$$x = 0,01 \text{ mol}$$

8.

Fórmula molecular do “formol” (metanal): CH_2O .

$$M_{\text{CH}_2\text{O}} = 30 \text{ g/mol}$$

$$6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CH}_2\text{O} \text{ — } 30 \text{ g}$$

$$n_{\text{CH}_2\text{O}} = \frac{6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot 1 \text{ g}}{30 \text{ g}}$$

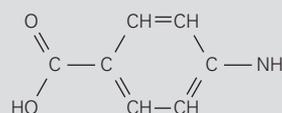
$$n_{\text{CH}_2\text{O}} = 2,0 \cdot 10^{22} \text{ moléculas}$$

9. E

O filtro solar orgânico que absorve menor comprimento de onda e, conseqüentemente, tem o máximo de absorção de maior energia é o filtro solar 1.



Filtro solar 1 (ácido p-aminobenzoico)



$$M = (7 \cdot 12) + (7 \cdot 1) + (1 \cdot 14) + (2 \cdot 16) = 137 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

10.

$$\text{Magnésio (Mg)} : n = \frac{m}{M} = \frac{36 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{24 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{Potássio (K)} : n = \frac{m}{M} = \frac{39 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{39 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

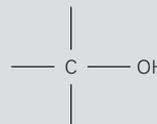
$$\text{Cálcio (Ca)} : n = \frac{m}{M} = \frac{48 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$1,0 \text{ mol} < 1,2 \text{ mol} < 1,5 \text{ mol}$$

$\underbrace{\hspace{1cm}}_{\text{K}}$
 $\underbrace{\hspace{1cm}}_{\text{Ca}}$
 $\underbrace{\hspace{1cm}}_{\text{Mg}}$

11. D

O metanol pertence à função álcool, pois apresenta o grupo carbinol:



$$M = 12 + 4 \cdot (1) + (16 + 1) = 32 \text{ u}$$

$$M = 32 \text{ g/mol}$$

12. C

Se os gases se encontram nas mesmas condições de pressão e temperatura, podemos afirmar que a pressão exercida é diretamente proporcional ao número de mols.

Cálculo do número de mols de cada gás.

Lembrando que:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$\text{CO: } \frac{10}{28} = 0,35 \text{ mol} \quad \text{CO}_2: \frac{10}{44} = 0,23 \text{ mol}$$

$$\text{NO: } \frac{60}{30} = 2,0 \text{ mol} \quad \text{NO}_2: \frac{50}{46} = 1,1 \text{ mol}$$

$$\text{SO}_3: \frac{80}{80} = 1,0 \text{ mol}$$

Portanto, a amostra que exerce maior pressão é o monóxido de nitrogênio (NO).

13.09 (01 + 08)

01) Correta. A unidade de massa atômica (1,0 u) vale exatamente $\frac{1}{12}$ da massa de carbono-12.

02) Incorreta. A massa atômica equivale à média ponderada das massas atômicas dos isótopos de um elemento químico. O número de massa equivale ao número de núcleons, ou seja, a soma da quantidade de prótons e nêutrons no núcleo do átomo.

04) Incorreta. A massa molar do CO_2 é 44 g/mol, e a massa molecular do CO é 28 u.

08) Correta. 180 g de glicose = 1 mol = $6,0 \cdot 10^{23}$ moléculas de glicose e 1 mol de água = $6,0 \cdot 10^{23}$ moléculas de água.

16) Incorreta. A fórmula molecular da sacarose é: $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

14.

A massa molar da hidroxocobalamina é aproximadamente igual a $1,3 \cdot 10^3$ g/mol.

Então:

$$1,3 \cdot 10^3 \text{ g} \text{ ————— } 6 \cdot 10^{23} \text{ mol (hidroxocobalamina)}$$

$$5 \text{ g} \text{ ————— } n_{\text{hidroxocobalamina}}$$

$$n_{\text{hidroxocobalamina}} = 2,3076 \cdot 10^{21} \text{ mol}$$

15. A

$$1 \text{ mol} \text{ ————— } 6,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos de carbono}$$

$$n \text{ ————— } 1,2 \cdot 10^{12} \text{ átomos de carbono}$$

$$n = \frac{1 \text{ mol} \cdot 1,2 \cdot 10^{12}}{6,0 \cdot 10^{23}} = 0,2 \cdot 10^{-11} \text{ mol}$$

$$n = 2,0 \cdot 10^{-12} \text{ mol}$$

16. E

De acordo com a figura 2, a bolinha afunda no tolueno e flutua no ácido acético. Isso significa que a densidade da bolinha é maior que a do tolueno e menor do que a densidade do ácido acético.

Conclusão: o ácido acético (etanoico) é mais denso do que o tolueno.

$$d_{\text{acético}} = \frac{m}{V_{\text{acético}}}$$

$$d_{\text{tolueno}} = \frac{m}{V_{\text{tolueno}}}$$

$$d_{\text{acético}} > d_{\text{tolueno}} \Rightarrow V_{\text{acético}} < V_{\text{tolueno}}$$

Conclusão: como V_B é menor do que V_A , conclui-se que o ácido acético está no frasco B.

$$d_{\text{acético}} = \frac{m}{V_{\text{acético}}} \Rightarrow m = d_{\text{acético}} \cdot V_{\text{acético}}$$

$$d_{\text{tolueno}} = \frac{m}{V_{\text{tolueno}}} \Rightarrow m = d_{\text{tolueno}} \cdot V_{\text{tolueno}}$$

$$n = \frac{m}{M}; M_{\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2} = 60 \text{ g/mol}; M_{\text{C}_7\text{H}_8} = 92 \text{ g/mol}$$

$$\left. \begin{array}{l} n_{\text{acético}} = \frac{m}{60} \\ n_{\text{tolueno}} = \frac{m}{92} \end{array} \right\} (m = m) \frac{m}{92} < \frac{m}{60} \Rightarrow n_{\text{tolueno}} < n_{\text{acético}}$$

Conclusão: $N_A < N_B$.

17. C

Cátion potássio :

$$1 \text{ mol} \text{ ————— } 39 \text{ g}$$

$$n_{\text{K}^+} \text{ ————— } 320 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

$$n_{\text{K}^+} = 8,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Cátion cálcio :

$$1 \text{ mol} \text{ ————— } 40 \text{ g}$$

$$n_{\text{Ca}^{2+}} \text{ ————— } 40 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

$$n_{\text{Ca}^{2+}} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Cátion sódio :

$$1 \text{ mol} \text{ ————— } 23 \text{ g}$$

$$n_{\text{Na}^+} \text{ ————— } 40 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

$$n_{\text{Na}^+} = 1,74 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

A sequência seria: $n_{\text{K}^+} > n_{\text{Na}^+} > n_{\text{Ca}^{2+}}$.

Estudo para o Enem

18. D

Primeiramente, precisamos achar quanto de mols equivale a 1,7 g.

$$23 \text{ g} \text{ ————— } 1 \text{ mol de Na}$$

$$1,7 \text{ g} \text{ ————— } x$$

$$x = 0,07 \text{ mol de Na}$$

Agora, só precisamos descobrir quanto de íons equivale a essa quantidade.

$$1 \text{ mol} \text{ ————— } 6,0 \cdot 10^{23} \text{ íon}$$

$$0,07 \text{ mol} \text{ ————— } y$$

$$y = 4,4 \cdot 10^{22} \text{ íon}$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

19. C

A massa molecular da amônia ($\text{NH}_3 = 17 \text{ g/mol}$) é constante, logo não pode ser usada no eixo das ordenadas.

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

20. E

$$7,2 \text{ bilhões} = 7\,200\,000\,000 = 7,2 \cdot 10^9$$

Assim, temos:

$$1 \text{ mol} \text{ ————— } 6,0 \cdot 10^{23} \text{ pessoas}$$

$$x \text{ ————— } 7,2 \cdot 10^9 \text{ pessoas}$$

$$x = 1,2 \cdot 10^{-14} \text{ mol de pessoas}$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

20 CÁLCULO DO NÚMERO DE ÁTOMOS E MOLÉCULAS

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudadas as relações de cálculo do número de mol, número de moléculas, número de átomos e como relacionar todas as grandezas anteriores.

Para ir além

Mol: uma nova terminologia. Disponível em:

<<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc01/actual.pdf>>.

Acesso em: maio 2018.

Exercícios Propostos

7. C

$$P_2O_5 = 31 \cdot 2 + 16 \cdot 5 = 142 \text{ g/mol}$$

$$142 \text{ g} \text{ — } 1 \text{ mol}$$

$$100 \text{ g} \text{ — } x$$

$$x = 0,70 \text{ mol de } P_2O_5$$

$$30\% \text{ de } 0,70 \text{ mol} = 0,21 \text{ mol}$$

Temos 2 mols de fósforo no composto, assim:
 $0,21 \cdot 2 = 0,42 \text{ mol de P em } 100 \text{ g de fertilizante.}$

8. C

$$MgCO_3 \text{ — } Mg$$

$$84 \text{ g} \text{ — } 24 \text{ g}$$

$$168,8 \text{ g} \text{ — } x$$

$$x = 48,22 \text{ g ou } 0,048 \text{ kg}$$

$$0,048 \cdot 30 \text{ dias} = 1,45 \text{ kg}$$

9. E

Foram submetidos dez gramas de moedas a uma sequência de reações, e as massas de óxidos de cobre e estanho obtidas foram, respectivamente, de 7,51 g e 4,54 g.

7,51 de CuO em 10 g de moedas.

4,54 de SnO em 10 g de moedas.

$$Cu = 63,6; \text{ CuO} = 63,5 + 16 = 79,5.$$

$$1 \text{ mol de CuO} \text{ — } 1 \text{ mol de Cu}$$

$$79,5 \text{ g} \text{ — } 63,5 \text{ g}$$

$$7,51 \text{ g} \text{ — } m_{Cu}$$

$$m_{Cu} \approx 5,998 \text{ g} \approx 6 \text{ g}$$

$$p_{Cu} \approx \frac{6 \text{ g}}{10 \text{ g}} \approx 60\%$$

$$Sn = 118,7; \text{ SnO} = 118,7 + 16 = 134,7.$$

$$1 \text{ mol de SnO} \text{ — } 1 \text{ mol de Sn}$$

$$134,7 \text{ g} \text{ — } 118,7 \text{ g}$$

$$4,54 \text{ g} \text{ — } m_{Sn}$$

$$m_{Sn} \approx 4 \text{ g}$$

$$p_{Sn} \approx \frac{4 \text{ g}}{10 \text{ g}} \approx 40\%$$

10. S-10: 1 kg de diesel tem 10 mg de enxofre.

$$S-10 = 0,8 \frac{\text{kg}}{\text{L}}$$

$$S-10 = 0,8 \frac{(10 \text{ mg de enxofre})}{\text{L}}$$

$$S-10 = \frac{(8 \text{ mg de enxofre})}{\text{L}}$$

$$S-10 = \frac{1000 \cdot (8 \text{ mg de enxofre})}{1000 \text{ L}} = \frac{8 \text{ g}}{1000 \text{ L}}$$

$$m_{\text{enxofre}} = 8 \text{ g}$$

$$n_{\text{enxofre}} = \frac{m_{\text{enxofre}}}{M_{\text{enxofre}}} = \frac{8}{32} = 0,25 \text{ mol}$$

11. A



$$58,5 \text{ g} \text{ — } 1 \text{ mol de } Na^+$$

$$58,5 \text{ g} \text{ — } 6,0 \cdot 10^{23} \text{ cátions } Na^+$$

Então:

$$58,5 \text{ g} \text{ — } 6,0 \cdot 10^{23} \cdot (+1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C})$$

$$117 \cdot 10^{-3} \text{ g} \text{ — } Q$$

$$Q = \frac{117 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot 6,0 \cdot 10^{23} \cdot (+1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C})}{58,5 \text{ g}}$$

$$Q = 192 \text{ C} = 1,92 \cdot 10^2 \text{ C}$$

12. a) Cálculo da massa do sal:

$$Ca_5(PO_4)_3OH = 502$$

$$502 \text{ g do sal} \text{ — } 5 \cdot 40 \text{ g de íons cálcio}$$

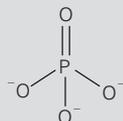
$$m_{\text{sal}} \text{ — } 1200 \text{ mg de íons cálcio}$$

$$m_{\text{sal}} = \frac{502 \text{ g} \cdot 1200 \text{ mg}}{5 \cdot 40 \text{ g}}$$

$$m_{\text{sal}} = 3012 \text{ mg} = 3,012 \text{ g}$$

b) Representação, entre outras, da estrutura do

ânion fosfato (PO_4^{3-}):



13. B

7% de 2,4 L = 0,168 L (volume de ácido acético presente no vinagre)

$$d = \frac{m}{V}$$

$$1 = \frac{m}{0,168 \cdot 1000} = 168 \text{ g}$$

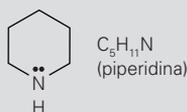
$$1 \text{ mol} \text{ — } 60 \text{ g}$$

$$x \text{ mol} \text{ — } 168 \text{ g}$$

$$x = 2,8 \text{ mol}$$

14. B

Teremos:



$$\text{C}_5\text{H}_{11}\text{N} = 85$$

$$85 \text{ g (piperidina)} \text{ — } 11 \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de H}$$

$$m_{\text{piperidina}} \text{ — } 2,64 \cdot 10^{22} \text{ átomos de H}$$

$$m_{\text{piperidina}} = 3,4 \cdot 10^{-1} \text{ g} = 0,34 \text{ g} = 340 \text{ mg}$$

15. a) Teremos:



b) Teremos:

$$18 \text{ g} \text{ — } 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$x \text{ — } 1 \text{ mol}$$

$$x = 3 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

16. A

Massa molar do composto $\text{C}_{11}\text{H}_{13}\text{N}_3\text{O}_6$: 283 g/mol

$$283 \text{ g} \text{ — } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$x \text{ — } 1 \text{ molécula}$$

$$x = 4,7 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

17. Cálculo do número de moléculas em uma cápsula do medicamento:

$$8 \text{ mg} = 0,008 \text{ g}$$

$$287 \text{ g de galantamina} \text{ — } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$0,008 \text{ g de galantamina} \text{ — } n$$

$$n = \frac{0,008 \text{ g} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{287 \text{ g}}$$

$$n \approx 1,7 \cdot 10^{19} \text{ moléculas}$$

Estudo para o Enem

18. A

$$51 \text{ g} \text{ — } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$x \text{ — } 1 \text{ átomo}$$

$$x = 8,47 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

19. D

Massa de AAS contida em 900 000 comprimidos:

$$1 \text{ comprimido} \text{ — } 0,5 \text{ g}$$

$$900 \text{ 000 comprimidos} \text{ — } x$$

$$x = 450 \text{ 000 g} = 450 \text{ kg}$$

$$1 \text{ mol do ácido salicílico} \text{ — } 1 \text{ mol do AAS} \\ (100\% \text{ de rendimento})$$

$$1 \text{ mol do ácido salicílico} \text{ — } 0,5 \text{ mol do AAS} \\ (50\% \text{ de rendimento})$$

$$138 \text{ g do ácido salicílico} \text{ — } 0,5 \cdot 180 \text{ g do AAS} \\ y \text{ — } 450 \text{ g}$$

$$y = 690 \text{ kg}$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

20. D

Para a ingestão de 2 drágeas:

$$D_L = 30 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \div 2 = 15 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol de Li}_2\text{CO}_3 \text{ — } 73,88 \text{ g}$$

$$15 \cdot 10^{-3} \text{ mol — } x$$

$$x = 1,10 \text{ g}$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

21 FÓRMULAS QUÍMICAS

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudados os conceitos de fórmulas químicas e suas diferentes formas de determinação em vários tipos de exercícios.

Para ir além

FELTRE, R. *Fundamentos de química*: v. único. 4 ed. São Paulo: Moderna, 2005.

TITO, M.P.; CANTO, E.L. *Química: na abordagem do cotidiano – Química orgânica*. v. único. São Paulo: Moderna, 2002.

USBERCO, J.; SALVADOR, E. *Química*. 9 ed. v. único. São Paulo: Saraiva, 2013.

Exercícios Propostos

$$7. \text{NaC}_9\text{H}_9\text{HgO}_2\text{S} = 1 \cdot 23 + 9 \cdot 1 + 1 \cdot 200 + 2 \cdot 16 + 32 = 404$$

$$\text{Hg} = 200 \text{ u}$$

$$\%(\text{m/m}) = \frac{200}{404} = 0,495 \cdot 100\% \approx 50\%$$

8. B

1º passo:

$$\text{C} = \frac{18 \text{ g}}{12 \text{ g}} = 1,5 \quad \text{H} = \frac{3 \text{ g}}{1 \text{ g}} = 3 \quad \text{O} = \frac{16 \text{ g}}{16 \text{ g}} = 1,0$$

2º passo:

$$\text{C} = \frac{1,5 \text{ g}}{1,0 \text{ g}} = 1,5 \quad \text{H} = \frac{3,0 \text{ g}}{1,0 \text{ g}} = 3 \quad \text{O} = \frac{1,0 \text{ g}}{1,0 \text{ g}} = 1,0$$

3º passo:

Menor valor inteiro possível: 4

$$\text{C} = 1,5 \cdot 4 = 6 \quad \text{H} = 3 \cdot 4 = 12 \quad \text{O} = 1 \cdot 4 = 4$$

Fórmula mínima: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_4$

9. D

$$\text{C} = \frac{23,8 \text{ g}}{12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \approx 2 \text{ mol}$$

$$\text{H} = \frac{5,9 \text{ g}}{1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \approx 6 \text{ mol}$$

$$\text{Cl} = \frac{70,3 \text{ g}}{35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \approx 2 \text{ mol}$$

Fórmula molecular: $\text{C}_2\text{H}_6\text{Cl}_2$ ($\div 2$)

Fórmula empírica: CH_3Cl

$$10. \text{C}_{26,7\%} \text{H}_{2,2\%} \text{O}_{71,1\%}$$

$$\text{C}_{26,7\%} \text{H}_{2,2\%} \text{O}_{71,1\%}$$

$$\text{C}_{26,7} \text{H}_{2,2} \text{O}_{71,1}$$

$$\text{C}_{2,2} \text{H}_{2,2} \text{O}_{4,4}$$

Dividindo os valores encontrados na divisão pelo menor deles, obtêm-se os seguintes números inteiros:

$$\text{C}_{\frac{2,2}{2,2}} \text{H}_{\frac{2,2}{2,2}} \text{O}_{\frac{4,4}{2,2}} \rightarrow 1,1 \text{ e } 2$$

Portanto, a fórmula mínima é: CHO_2

11. 03 (01 + 02)

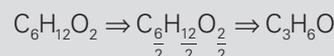
01) Correto. A fórmula mínima do composto é $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$.

$$72 \text{ g de carbono: } n_{\text{C}} = \frac{72}{12} = 6 \text{ mol}$$

$$12 \text{ mols de hidrogênio: } n_{\text{H}} = 12 \text{ mol}$$

$12 \cdot 10^{23}$ átomos de oxigênio:

$$n_{\text{O}} = \frac{12 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{6 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 2 \text{ mol}$$



02) Correto. A massa molar do composto é 116 g/mol.

$$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_2 = 6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 2 \cdot 16 = 116$$

$$\text{M}_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_2} = 6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 2 \cdot 16 = 116$$

04) Incorreto. 2,0 mol do composto possuem $7,2 \cdot 10^{24}$ átomos de carbono.

$$2,0 \cdot \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_2 \Rightarrow 2,0 \cdot 6 = 12,0 \text{ mol de carbono} = 12,0 \cdot 6 \cdot 10^{23}$$

Conclusão: $7,2 \cdot 10^{24}$ átomos de carbono.

08) Incorreto. 58 g do composto possuem 4 mol de oxigênio.

$$\text{M}_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_2} = 116 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$1 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_2 \text{ ————— } 116 \text{ g}$$

$$n_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_2} \text{ ————— } 58 \text{ g}$$

$$n_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_2} = 2 \text{ mol}$$

$$2 \cdot \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_2 \Rightarrow 4 \text{ mol de oxigênio}$$

12. C

$$\text{C}_{88,9\%} \quad \text{H}_{11,1\%}$$

$$\text{C}_{\frac{88,9 \text{ g}}{12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}} \quad \text{H}_{\frac{11,1 \text{ g}}{1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}}$$

$$\text{C}_{7,408} \text{H}_{11,1} \text{ (} \div 7,4 \text{)}$$

$$\text{C}_1 \text{H}_{1,5} \text{ (} \cdot 2 \text{)}$$

$$\text{C}_2 \text{H}_3$$

13. D

$$\text{C} = 12; \text{H} = 1; \text{N} = 14; \text{O} = 16$$

$$\text{C}_{\frac{1,56 \text{ g}}{12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}} \text{H}_{\frac{0,10 \text{ g}}{1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}} \text{N}_{\frac{0,28 \text{ g}}{14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}} \text{O}_{\frac{0,64 \text{ g}}{16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \text{C}_{0,13} \text{H}_{0,10} \text{N}_{0,02} \text{O}_{0,04}$$

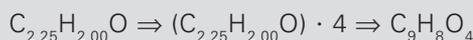
$$\text{C}_{0,13} \text{H}_{0,10} \text{N}_{0,02} \text{O}_{0,04} \text{ (} \cdot 100 \text{)} \Rightarrow \text{C}_{13} \text{H}_{10} \text{N}_2 \text{O}_4$$

14. A

Composição centesimal do ácido acetilsalicílico: 60% de carbono, 35,55% de oxigênio e 4,45% de hidrogênio.

$$C_{60\%} H_{4,45\%} O_{35,55\%} \\ C \frac{60 \text{ g}}{12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} H \frac{4,45 \text{ g}}{1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} O \frac{35,55 \text{ g}}{16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \Rightarrow C_5 H_{4,45} O_{2,22}$$

$$C \frac{5}{2,22} H \frac{4,45}{2,22} O \frac{2,22}{2,22}$$



15. a) Teremos:

$$C = \frac{20,0}{12} = 1,7 \quad N = \frac{46,7}{14} = 3,3$$

$$H = \frac{6,6}{1} = 6,6 \quad O = \frac{26,7}{16} = 1,7$$

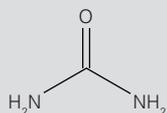
Dividindo-se todos pelo menor deles, teremos:

$$C = \frac{1,7}{1,7} = 1 \quad N = \frac{3,3}{1,7} \approx 2$$

$$H = \frac{6,6}{1} \approx 6,6 \quad O = \frac{1,7}{1,7} = 1$$

Assim, a fórmula mínima será: CH_4N_2O , cuja massa será de 60,0 g; ou seja, a fórmula mínima será igual à fórmula molecular.

b) Teremos:



16. C

$$\text{BaSO}_4: 1 \text{ mol (233 g)} \text{ — } 100\% \\ 137 \text{ g — } x \\ x = 58,9 = 59\%$$

17. E

Análise das alternativas:

a) Incorreta. O número de átomos de hidrogênio contido em 0,2 mols de água comum é igual a $2,4 \cdot 10^{23}$.

$$1 \text{ mol (H}_2\text{O)} \text{ — } 2 \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de hidrogênio} \\ 0,2 \text{ mol (H}_2\text{O)} \text{ — } x$$

$$x = 2,4 \cdot 10^{23} \text{ átomos de hidrogênio}$$

b) Incorreta. O átomo de deutério tem número de massa igual a 2, pois possui um próton e um nêutron. O deutério é isótopo do prótio ou hidrogênio leve.

c) Incorreta. O ângulo entre as duas ligações covalentes, O — H, na molécula de água comum, é de, aproximadamente, 105° .

d) Incorreta. A substituição de um átomo de hidrogênio por um átomo de deutério na molécula

de água comum altera sua massa molecular, pois a massa do deutério (2 u) é maior do que a massa do prótio (1 u).

e) Correta. O percentual em massa de oxigênio na água comum é, em valores arredondados, de 88,9%.

$$H_2O = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$18 \text{ g — } 100 \%$$

$$16 \text{ g — } p_{\text{oxigênio}}$$

$$p_{\text{oxigênio}} = 88,8888 \% \approx 88,9 \%$$

Estudo para o Enem

18. C

O etanol (álcool etílico) é composto de três elementos químicos distintos: hidrogênio, carbono e oxigênio, totalizando nove átomos presentes na molécula (5 H; 2 C e 1 O).

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

19. C

$C_8H_{10}N_4O_2$ é classificada como fórmula molecular.

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

20. A

Teremos:

$$C_{40\%} H_{6,67\%} O_{53,33\%}$$

$$C \frac{40}{12} H \frac{6,67}{1} O \frac{53,33}{16}$$

$$C_{3,33} H_{6,67} O_{3,33} (\div 3,33)$$

$$(CH_2O) \cdot 2 = C_2H_4O_2 \text{ (ácido etanoico)}$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

22 LEIS PONDERAIS

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudados os conceitos das leis ponderais, bases essenciais para a continuidade dos estudos a respeito de cálculos estequiométricos.

Para ir além

FELTRE, R. *Fundamentos da química*. 4 ed. v. único. São Paulo: Moderna, 2005.

TITO, M.P. e CANTO, E.L. *Química na abordagem do cotidiano*. v. único. São Paulo: Moderna, 2002.

USBERCO, J. e SALVADOR, E. *Química*. 9 ed. v. único. São Paulo: Saraiva, 2013.

A evolução da balança analítica. Disponível em:

<<http://submission.quimicanova.sbgq.org.br/qn/qnol/2004/vol27n6/29-AG03221.pdf?Agreq=leis%20ponderais&agrep=jbcs,qn,qnesc,qnint,rvq>>.

Acesso em: junho de 2018.

A quantidade de matéria nas ciências clássicas. Disponível em:

<http://quimicanova.sbgq.org.br/imagebank/pdf/Vol32No7_1961_45-ED08431.pdf?agreq=leis%20ponderais&agrep=jbcs,qn,qnesc,qnint,rvq>.

Acesso em: junho de 2018.

Lavoisier e a conservação da massa. Disponível em:

<[http://quimicanova.sbgq.org.br/imagebank/pdf/Vol16No3_245_v16_n3_\(14\).pdf?agreq=Lavoisier&agrep=jbcs,qn,qnesc,qnint,rvq](http://quimicanova.sbgq.org.br/imagebank/pdf/Vol16No3_245_v16_n3_(14).pdf?agreq=Lavoisier&agrep=jbcs,qn,qnesc,qnint,rvq)>.

Acesso em: junho de 2018.

Exercícios Propostos

7. D

Como a proporção de massa sempre será mantida, teremos:

$$0,32 + 0,48 + x = 0,9$$

Assim:

$$x = 0,18.$$

Observando a proporção entre os experimentos I e II, observamos que o experimento II é 4 vezes maior que o experimento I. Pela lei das proporções constantes, temos que:

$$y = 0,48 \cdot 4 = 1,92$$

$$z = 0,98 \cdot 4 = 3,92$$

Assim, teremos:

$$x = 0,18$$

$$y = 1,92$$

$$z = 3,92$$

Analisando as alternativas, teremos:

$$\text{a) } \frac{y}{x} < 4; \frac{1,92}{0,18} = 10,76; \text{ portanto, } > 4$$

$$\text{b) } z < (x + y)$$

$$3,92 < (0,18 + 1,92); \text{ portanto,}$$

$$3,92 > 2,10$$

$$\text{c) } \frac{y}{0,48} = \frac{0,18}{0,72}$$

$$\frac{1,92}{0,48} = \frac{0,18}{0,72} \Rightarrow 4 \neq 0,25$$

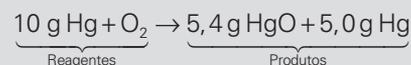
$$\text{d) } \frac{0,72}{x} = \frac{z}{0,98} \Rightarrow \frac{0,72}{0,18} = \frac{3,92}{0,98} \Rightarrow 4 = 4$$

8. C

A lei de Proust também é conhecida como lei das proporções fixas. Proust realizou experimentos com substâncias puras e concluiu que, independentemente do processo utilizado para obtê-las, a composição em massas dessas substâncias era sempre constante. Por meio de análises de inúmeras substâncias adquiridas por diferentes processos, foi possível verificar que uma mesma substância tem sempre a mesma composição qualitativa e quantitativa. Assim, Proust contribuiu para determinar a diferença entre uma mistura e uma substância.

9. A

a) Correta.



Se nos reagentes havia 10 g de mercúrio, e nos produtos havia 10,4 g, então entraram 0,4 g de oxigênio no sistema. Também é possível perceber que apenas 5 g de mercúrio reagiram, chegando à proporção em massa de 5 g de mercúrio para 0,4 g de oxigênio. Lembrando-se de que $M_{\text{Hg}} = 200 \text{ g/mol}$ e $M_{\text{O}_2} = 16 \text{ g/mol}$. Dessa forma,

$$\frac{5}{0,4} = \frac{n_{\text{Hg}} \cdot 200}{n_{\text{O}_2} \cdot 16}$$

$$\frac{50}{4} = \frac{n_{\text{Hg}} \cdot 50}{n_{\text{O}_2} \cdot 4}$$

$$\frac{n_{\text{Hg}}}{n_{\text{O}_2}} = 1$$

Como a proporção entre os dois elementos é de 1 pra 1, sua fórmula molecular é HgO.

b) Incorreta. A proporção entre as massas que achamos anteriormente é de $\frac{m_{\text{O}_2}}{m_{\text{Hg}}} = \frac{0,4}{5} \rightarrow 0,08$.

c) Incorreta. Se foram inseridos 10 g de mercúrio no sistema e apenas 5 g não reagiram, então reagiram 5 g de mercúrio.

d) Incorreta. Havia ar no sistema, de onde veio o oxigênio, fazendo parecer que "houve um aumento de massa" dos produtos.

10. E

Só seria possível entrar água na proveta se o oxigênio que estivesse presente reagisse com a palha de aço, formando Fe_2O_3 , ou seja, formando ferrugem, e proporcionando espaço para a água preencher o espaço deixado pelo oxigênio.

11.



$$112\text{ g} - \frac{3}{2} \cdot 32\text{ g} - 160\text{ g}$$

$$112\text{ g} - x\text{ g} - 160\text{ g}$$

$$x = 48\text{ g}$$

12. D

Independentemente do método de obtenção de uma substância pura, sua composição química, seja em massa, seja em átomos, é sempre constante.

13. C

O texto traz a ideia de renovação, de transformação, conceitos defendidos pelos idealistas da Revolução Francesa. Da mesma forma, pode-se observar esse conceito ilustrado pela frase de Lavoisier, citada acerca dos processos químicos.

14. A

Análise das alternativas:

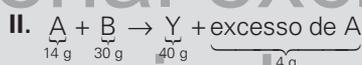
a) Correta. Lei das proporções constantes ou lei de Proust.

b) Incorreta. Massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos, em um sistema fechado (Lavoisier).

c) Incorreta. Na transformação do gelo seco em gás carbônico, ocorre uma mudança de estado físico, portanto um fenômeno físico.

d) Incorreta. A reação $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$, coeficientes estequiométricos 1:1:1, respectivamente.

15.



a) Correta

b) Correta

$$30\text{ g A} \text{ — } 60\text{ g B}$$

$$1\text{ g A} \text{ — } x\text{ g B}$$

$$x = 2\text{ g de B}$$

c) Correta

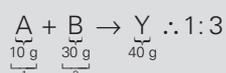
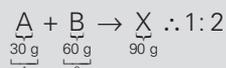
$$10\text{ g A} \text{ — } 30\text{ g B} \text{ — } 40\text{ g Y}$$

$$x\text{ g A} \text{ — } y\text{ g B} \text{ — } 12\text{ g Y}$$

$$x = 3\text{ g de A}$$

$$y = 9\text{ g de B}$$

d) Incorreta



e) Incorreta

$$30\text{ g A} \text{ — } 60\text{ g B}$$

$$x\text{ g A} \text{ — } 6\text{ g B}$$

$$x = 3\text{ g}$$

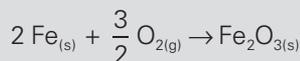
$$10\text{ g A} \text{ — } 30\text{ g B}$$

$$y\text{ g A} \text{ — } 6\text{ g B}$$

$$y = 2$$

16. Reação II

O processo de enferrujamento de um prego ocorre com incorporação de átomos de oxigênio. Uma das transformações que podem ilustrar esse processo é:



As outras transformações ocorrem com liberação de gás. Assim, caso sejam feitas em cima de pratos de uma balança, o registro de massa sofrerá uma diminuição.

17. Os cinco cilindros apresentam igual quantidade em mols (n).

$$n = \frac{m}{M} \therefore \frac{m}{M_{\text{maior}}} = n \cdot \frac{M}{M_{\text{maior}}}$$

$$\text{He: } 4\text{ g/mol; N}_2: 28\text{ g/mol; C}_2\text{H}_2: 26\text{ g/mol;}$$

$$\text{O}_2: 32\text{ g/mol; CH}_4: 16\text{ g/mol}$$

$$\text{Maior massa: O}_2 \text{ (cilindro 4)}$$

Estudo para o Enem

18. B

a) Incorreta. De acordo com a lei de Lavoisier, ao queimar uma palha de aço, em um sistema fechado, a massa não se altera.

b) Correta. Ao queimar uma folha de papel em

uma caixa aberta, a massa da folha de papel diminui, porque os produtos da combustão são gasosos e dispersam-se na atmosfera.

c) Incorreta. Ao se queimar uma vela, ocorre diminuição de massa, pois há queima do pavio e da parafina.

d) Incorreta. Em um sistema fechado, 32,7 g de zinco em pó precisam de 8 g de oxigênio para formar 40,7 g de óxido de zinco (ZnO).

e) Incorreta. Em um sistema fechado, 1 mol de $C_{(s)}$ reage com 1 mol de oxigênio, formando 1 mol de dióxido de carbono (CO_2).

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

19. B

Em 1772, Lavoisier apresentava seus primeiros trabalhos sobre a combustão (ato de queimar ou estado do corpo que queima) e mostrava que o fósforo, por exemplo, não perde peso ao queimar. Ao contrário, ganha peso porque absorve ar.

Ao estudar o fenômeno da combustão, Lavoisier demonstrou que, para qualquer material pegar fogo, é necessária a presença do ar, ou melhor, de um elemento específico, que ele identificou como oxigênio. Para Lavoisier, a combustão seria o resultado da combinação do oxigênio com o material que queimava. Onze anos mais tarde, em 1783, o cientista descobriu que a água é uma substância formada por dois elementos: hidrogênio e oxigênio. Na época, a água era tida como uma substância simples, ou seja, impossível de se decompor.

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

20. C

	magnésio + gás oxigênio → óxido de magnésio		
Experimento 1	6,0 g	4,0 g	10,0 g
Experimento 2	0,75 g	0,5 g	1,25 g

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

23 CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO I - RELAÇÕES ENTRE MASSA E MOL

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudados os conceitos de balanceamento de equações químicas e a introdução à estequiometria, com ênfase nas relações: mol-mol; massa-mol e massa-massa.

Para ir além

FELTRE, R. *Química: fundamentos da química*. 4. ed. v. único. São Paulo: Moderna, 2005.

TITO, M.P. e CANTO, E.L. *Química na abordagem do cotidiano*. v. único. São Paulo: Moderna, 2002.

USBERCO, J. e SALVADOR, E. *Química*. 9. ed. v. único. São Paulo: Saraiva, 2013.

Questões de química no concurso vestibular da Unesp: desempenho dos estudantes e conceitos exigidos nas provas. Disponível em:

<http://qnesc.sbg.org.br/online/qnesc32_1/04-EA-3409.pdf?agreq=balanceamento%20ensino%20m%C3%A9dio&agrep=jbcs,qn,qnesc,qnint,rvq>.

Acesso em: jul. 2018.

Visualização no ensino de química: apontamentos para a pesquisa e desenvolvimento de recursos educacionais. Disponível em:

<<http://submission.quimicanova.sbg.org.br/qn/qnol/2013/vol36n4/13-RV12343.pdf?agreq=estequiometria%20ensino%20m%C3%A9dio&agrep=jbcs,qn,qnesc,qnint,rvq>>.

Acesso em: jul. 2018.

Artigos científicos como recurso didático no ensino superior de química. Disponível em:

<<http://submission.quimicanova.sbg.org.br/qn/qnol/2009/vol32n2/38-ED07409.pdf?agreq=c%C3%A1culo%20ensino%20m%C3%A9dio&agrep=jbcs,qn,qnesc,qnint,rvq>>.

Acesso em: jul. 2018.

Exercícios Propostos

7. D

1. Quantidade de sódio ingerido pelo consumo do alimento A:

200 mg de sódio — 100 g de alimento
 m_1 — 120 g

$m_1 = 240$ mg

2. Quantidade de sódio ingerido pelo consumo do alimento B:

310 mg de sódio — 100 g de alimento
 m_2 — 190 g

$m_2 = 589$ mg

3. Quantidade de sódio ingerido pelo consumo do alimento C:

750 mg de sódio — 100 g de alimento
 m_3 — 20 g

$m_3 = 150$ mg

4. Cálculo da massa total de sódio consumido:

$m_{\text{TOTAL}} = m_1 + m_2 + m_3 = 979$ mg de Na

Agora, vamos calcular a massa de cloreto de sódio, que contém 979 mg de sódio:

58,5 mg de NaCl — 23 g de Na
 m — 0,979 g

$m = 2,50$ de NaCl

8. De acordo com a equação:



4 mols de Al produzem 3 mols de Mn

Assim:

$\frac{4 \text{ mols}}{108 \text{ mg de Al}}$ — $\frac{3 \text{ mols}}{165 \text{ g de Mn}}$
 m — 165 000 g

$m = 108 000$ g ou 108 kg

9. D

As diferentes frações obtidas do petróleo, até mesmo a gasolina, são obtidas na indústria petroquímica pelo processo de separação de sistemas denominado destilação fracionada.

Para aumentar o rendimento da gasolina e do óleo diesel, as frações de cadeias carbônicas maiores são submetidas a um processo chamado de craqueamento catalítico, que envolve o aquecimento a altas temperaturas, com o auxílio de catalisadores adequados e na ausência de oxigênio, em que frações maiores se transformam em frações menores de hidrocarbonetos.

Na combustão de 2 mols de gasolina, $\text{C}_8\text{H}_{18(l)}$ são liberados 704,16 g de $\text{CO}_{2(g)}$ para o ambiente.



2 mols — $\frac{16 \cdot 44,01 \text{ g}}{704,16 \text{ g}}$

Para a combustão completa de 2 mols de gasolina, são necessários 25 mols de gás oxigênio, $\text{O}_{2(g)}$.



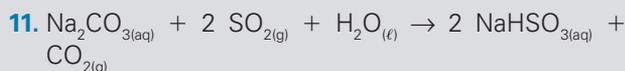
2 mols — 25 mols

10. E

Fazendo os balanceamentos pelo método da tentativa, temos:



Portanto, a soma dos menores coeficientes obtidos é igual a 8.



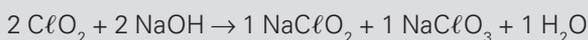
$$160 \text{ g} \text{ ——— } 2 \text{ mol}$$

$$42,4 \cdot 10^6 \text{ g} \text{ ——— } n_{\text{NaHSO}_3}$$

$$n_{\text{NaHSO}_3} = 0,8 \cdot 10^6 \text{ mol} = 8 \cdot 10^5 \text{ mol}$$

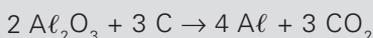
12. B

Balanceando a equação com os menores números inteiros possíveis, temos:



$$7 (2 + 2 + 1 + 1 + 1)$$

13. D



$$2 \cdot 102 \text{ g} \text{ ——— } 4 \text{ mol}$$

$$0,45 \cdot m_{\text{bauxita}} \text{ ——— } 0,49 \text{ mol (1 latinha)}$$

$$m_{\text{bauxita}} = 55,533 \text{ g}$$

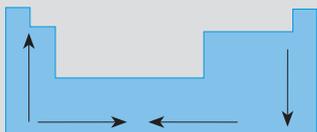
Para 1 000 latinhas:

$$1\,000 \cdot 55,533 \text{ g} = 55\,533 \text{ g} \Rightarrow 55,53 \text{ kg}$$

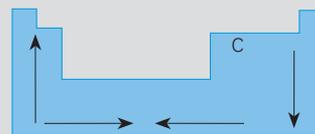
14.

a) O tungstênio (W) apresenta a maior temperatura de fusão e densidade, pois, de acordo com as propriedades periódicas, a elevação ocorre da seguinte maneira:

A densidade aumenta no sentido do elemento químico ósmio:



De maneira imprecisa, podemos generalizar que as temperaturas de fusão e ebulição aumentam no sentido das flechas:



$$b) \quad 1 \text{ mol Hg} \text{ ——— } 200 \text{ g}$$

$$1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol Hg} \text{ ——— } m_{\text{Hg}}$$

$$m_{\text{Hg}} = 200 \cdot 10^{-4} \text{ g} = 20 \text{ mg}$$

Para atingir o limite máximo, vem:

$$0,04 \text{ mg Hg} \text{ ——— } 1 \text{ m}^3 \text{ de ar}$$

$$20 \text{ mg Hg} \text{ ——— } V$$

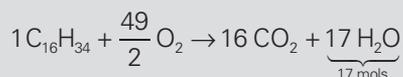
$$V = 500 \text{ m}^3$$

15. C

Fórmula do alcano: $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$

$$n = 16 \Rightarrow \text{C}_{16}\text{H}_{2 \cdot 16 + 2} \Rightarrow \text{C}_{16}\text{H}_{34}$$

Então:



São produzidos 17 mols de moléculas de água.

16. C

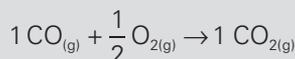
$$\text{CH}_4 = 16; \text{CO}_2 = 44.$$



$$16 \text{ g} \text{ ——— } 44 \text{ g}$$

$$160 \text{ g} \text{ ——— } 440 \text{ g}$$

17. A



$$1 \text{ mol} \text{ ——— } \frac{1}{2} \text{ mol} \text{ ——— } 1 \text{ mol}$$

$$20 \text{ mol} \text{ ——— } 10 \text{ mol} \text{ ——— } 20 \text{ mol}$$

Estudo para o Enem

18. D

$$1\,000 \text{ L} \text{ ——— } 45 \text{ g de partículas em suspensão}$$

$$3\,000 \text{ L} \text{ ——— } 135 \text{ g de partículas em suspensão}$$

$$10 \text{ g de Al(OH)}_3 \text{ — } 2 \text{ g de partículas em suspensão}$$

$$m_{\text{Al(OH)}_3} \text{ — } 135 \text{ g de partículas em suspensão}$$

$$m_{\text{Al(OH)}_3} = 675 \text{ g}$$

$$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 342 \text{ g/mol}$$

$$\text{Al(OH)}_3 = 78 \text{ g/mol}$$



$$342 \text{ g} \text{ — } 2 \cdot 78 \text{ g}$$

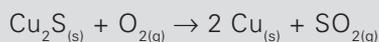
$$m_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} \text{ — } 675 \text{ g}$$

$$m_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 1\,479,8 \text{ g} \approx 1\,480 \text{ g}$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Caracterizar materiais ou substâncias, identificando etapas, rendimentos ou implicações biológicas, sociais, econômicas ou ambientais de sua obtenção ou produção.

19. A



$$159 \text{ g} \text{ — } 2 \text{ mol}$$

$$\frac{7,95}{100} \cdot 10^6 \text{ g} \text{ — } n_{\text{Cu}_{(s)}}$$

$$n_{\text{Cu}_{(s)}} = 1\,000 \text{ mol} = 1,0 \cdot 10^3 \text{ mol}$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, inter-

pretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Caracterizar materiais ou substâncias, identificando etapas, rendimentos ou implicações biológicas, sociais, econômicas ou ambientais de sua obtenção ou produção.

20. B

1 mol $\text{C}_{106}\text{N}_{16}\text{P}$ (fitoplâncton) captura 106 mol de CO_2 , pois tem 106 mol de carbono.

Então:

$$16 \text{ mol N} \text{ — } 106 \text{ mol CO}_2$$

$$16 \cdot 14 \text{ g} \text{ — } 106 \cdot 44 \text{ g}$$

$$1 \text{ ton} \text{ — } m_{\text{CO}_2}$$

$$m_{\text{CO}_2} = 20,82 \text{ ton}$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Caracterizar materiais ou substâncias, identificando etapas, rendimentos ou implicações biológicas, sociais, econômicas ou ambientais de sua obtenção ou produção.

24 CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO II - RELAÇÕES ENTRE MASSA-MOL, NÚMERO DE MOLÉCULAS E MASSA E MOL-VOLUME

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudadas as relações estequiométricas do tipo: mol-volume; mol-moléculas e mol-átomos.

Para ir além

- FELTRE, R. *Química: fundamentos da química*. 4. ed. v. único. São Paulo: Moderna, 2005.
- TITO, M.P. e CANTO, E.L. *Química na abordagem do cotidiano*. v. único. São Paulo: Moderna, 2002.
- USBERCO, J. e SALVADOR, E. *Química*. 9. ed. v. único. São Paulo: Saraiva, 2013.

Exercícios Propostos

7. B

20 minutos — 59,1 g de BaCO_3

60 minutos — $3 \cdot 59,1$ g de BaCO_3

$$\text{BaCO}_3 = 137,3 + 12 + 3 \cdot 16 = 197,3$$



$$22,4 \text{ L} \text{ — } 197,3 \text{ g}$$

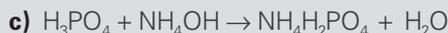
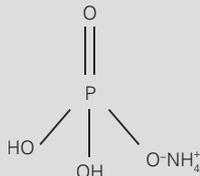
$$V_{\text{CO}_2} \text{ — } 3 \cdot 59,1 \text{ g}$$

$$V_{\text{CO}_2} = \frac{22,4 \text{ L} \cdot 3 \cdot 59,1 \text{ g}}{197,3 \text{ g}} \approx 20,13 \text{ L}$$

$$V_{\text{CO}_2} \approx 20 \text{ L}$$

8. a) $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$

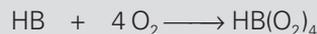
b)



$$1150 \text{ g} \text{ — } x$$

$$x = 3,61 \cdot 10^{25} \text{ átomos de hidrogênio}$$

9. D



$$M_{\text{HB}} \text{ — } 4 \cdot 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$1 \text{ g} \text{ — } 2,24 \cdot 10^{-4} \text{ L}$$

$$M_{\text{HB}} = \frac{1 \text{ g} \cdot 4 \cdot 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}}{2,24 \cdot 10^{-4} \text{ L}}$$

$$M_{\text{HB}} = 40 \cdot 10^4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 4 \cdot 10^5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_{\text{HB}} = 4 \cdot 10^5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

10.



$$180 \text{ g} \text{ — } 6 \text{ mol}$$

$$3,6 \text{ g} \text{ — } x \text{ mol}$$

$$x = 0,12 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol} \text{ — } 25 \text{ L}$$

$$0,12 \text{ mol} \text{ — } V$$

$$V = 3 \text{ L}$$

11.



$$2 \cdot 27 \text{ g} \text{ — } 6 \text{ g}$$

$$5 \cdot 13,5 \text{ g} \text{ — } x$$

$$x = \frac{405}{54} = 7,5 \text{ g}$$

$$2 \text{ g} \text{ — } 22,4 \text{ L}$$

$$4,5 \text{ g} \text{ — } V$$

$$V = 50,4 \text{ L H}_2$$

12.



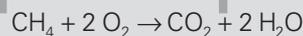
$$3 \cdot 56 \text{ g} \text{ — } 4 \cdot 25 \text{ L}$$

$$840 \text{ g} \text{ — } V_{\text{H}_2}$$

$$V_{\text{H}_2} = 20 \cdot 25 \text{ L}$$

$$V_{\text{H}_2} = 500 \text{ L}$$

13. A



$$16 \text{ g} \text{ --- } 2 \text{ mol}$$

$$40 \text{ g} \text{ --- } x$$

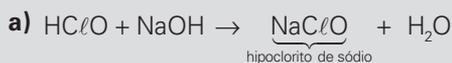
$$x = 5 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol} \text{ --- } 22,4 \text{ L}$$

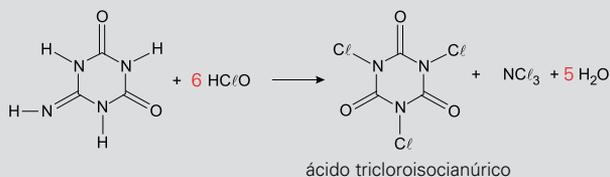
$$5 \text{ mol} \text{ --- } V$$

$$V = 112 \text{ L}$$

14.



b)

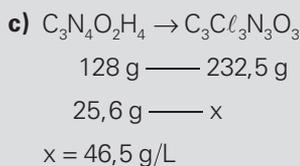


Pela estequiometria, serão formados 5 mols de água, assim:

$$1 \text{ mol de H}_2\text{O} \text{ --- } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$5 \text{ mol} \text{ --- } x$$

$$x = 30,1 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$



Solubilidade do ACTI: 1,2 g/100 g de H₂O

$$1,2 \text{ g} \text{ --- } 100 \text{ g}$$

$$y \text{ --- } 1\,000 \text{ g}$$

$$y = 12 \text{ g/L}$$

Assim, 46,5 – 12,0 = 34,5 g de ACTI irão formar o corpo de fundo.

15. D

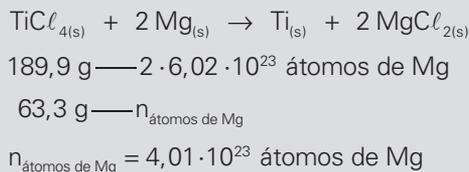
$$140 \text{ g de gás sarin} \text{ --- } 6 \cdot 10^{-23} \text{ moléculas}$$

$$0,5 \cdot 10^{-3} \text{ g} \text{ --- } x$$

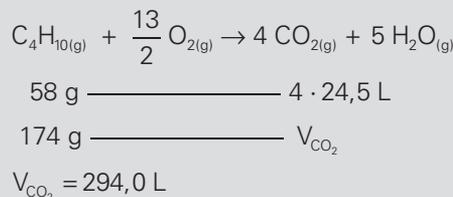
$$x = 2,14 \cdot 10^{18} \text{ moléculas}$$

16. $\text{TiCl}_4 = 189,9$

Balaceando a equação, vem:

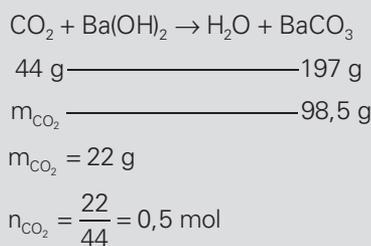


17. Balaceando a equação, vem:



Estudo para o Enem

18. D



$$1 \text{ mol} \text{ --- } 22,4 \text{ L}$$

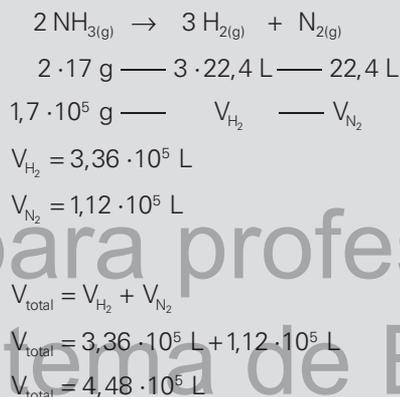
$$0,5 \text{ mol} \text{ --- } V$$

$$V = 11,2 \text{ L}$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Caracterizar materiais ou substâncias, identificando etapas, rendimentos ou implicações biológicas, sociais, econômicas ou ambientais de sua obtenção ou produção.

19. B



Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Caracterizar materiais ou substâncias, identificando etapas, rendimentos ou implicações biológicas, sociais, econômicas ou ambientais de sua obtenção ou produção.

20. C

$$\begin{aligned}
 1 \text{ mol de Pb} &\text{ — } 207,2 \text{ g} \\
 x &\text{ — } 0,006 \text{ g (60\% de Pb)} \\
 x = 2,89 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \\
 1 \text{ mol} &\text{ — } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \\
 2,89 \cdot 10^{-5} \text{ mol} &\text{ — } z
 \end{aligned}$$

$$z = 1,74 \cdot 10^{19} \text{ átomos de Pb absorvida}$$

$$\begin{aligned}
 1,74 \cdot 10^{19} \text{ átomos} &\text{ — } 2 \text{ 000 g} \\
 y \text{ átomos} &\text{ — } 1 \text{ g}
 \end{aligned}$$

$$y = 8,7 \cdot 10^{15} \text{ átomos/g de peixe.}$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Caracterizar materiais ou substâncias, identificando etapas, rendimentos ou implicações biológicas, sociais, econômicas ou ambientais de sua obtenção ou produção.

25 CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO III - REAGENTES LIMITANTES E EM EXCESSO E ESTEQUIOMETRIA EM REAÇÕES SUCESSIVAS

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudadas as relações estequiométricas envolvendo reagentes limitantes e em excesso, bem como a estequiometria envolvendo reações sucessivas.

Para ir além

FELTRE, R. *Química: fundamentos da química*. 4. ed. v. único. São Paulo: Moderna, 2005.

TITO, M.P. e CANTO, E.L. *Química na abordagem do cotidiano*. v. único. São Paulo: Moderna, 2002.

USBERCO, J. e SALVADOR, E. *Química*. 9. ed. v. único. São Paulo: Saraiva, 2013.

Avaliação das possibilidades de uso de vídeos digitais didáticos de experimentos para o ensino de estequiometria. Disponível em:

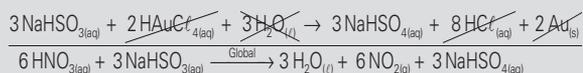
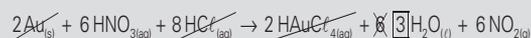
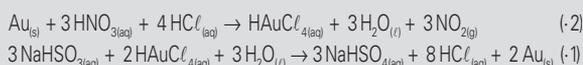
<<http://www.sbgq.org.br/eneq/xv/resumos/R1131-1.pdf>>

Acesso em: set. 2018.

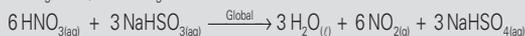
Exercícios Propostos

7. C

Com base nas equações fornecidas no texto, vem:



$\text{HNO}_3 = 63$; $\text{NaHSO}_3 = 104$.



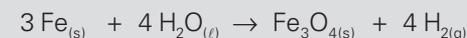
$6 \cdot 63 \text{ g} = 3 \cdot 104 \text{ g}$

$252 \text{ g} = m_{\text{NaHSO}_3}$

$m_{\text{NaHSO}_3} = 208 \text{ g}$

8. D

Ferro sólido + água \rightarrow tetróxido de triferro + hidrogênio



$3 \cdot 56 \text{ g} = 4 \cdot 18 \text{ g}$

$32,6 \text{ g} = 20 \text{ g}$

$20 \cdot 3 \cdot 56 > 32,6 \cdot 4 \cdot 18$

$\frac{3 \cdot 360}{2 \cdot 347,2}$



$3 \cdot 56 \text{ g} = 4 \cdot 18 \text{ g}$

$32,6 \text{ g} = 20 \text{ g}$

Limi tan te Excesso



$3 \cdot 56 \text{ g} = 1 \text{ mol}$

$32,6 \text{ g} = n$

$n = 0,194 \text{ mol}$

$n \approx 0,2 \text{ mol}$

9. B

$\text{NH}_2\text{Cl} = 51,5$

$\text{NH}_3 = 17$

$\text{N}_2\text{H}_4 = 32$



$51,5 \text{ g} = 17 \text{ g} = 32 \text{ g}$

$10,0 \text{ g} = 10,0 \text{ g} = m_{\text{N}_2\text{H}_4}$

$51,5 \cdot 10,0 > 17 \cdot 10,0$



$51,5 \text{ g} = 17 \text{ g} = 32 \text{ g}$

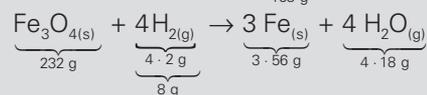
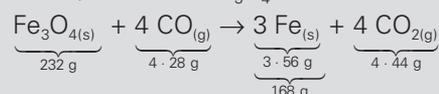
$10,0 \text{ g} = 10,0 \text{ g} = m_{\text{N}_2\text{H}_4}$

Excesso

$$m_{\text{N}_2\text{H}_4} = \frac{10,0 \text{ g} \cdot 32 \text{ g}}{51,5 \text{ g}} \approx 6,21 \text{ g}$$

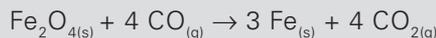
10. 06 (02 + 04)

01) Incorreto. Em processos separados, quantidades idênticas em massa de monóxido de carbono e de hidrogênio produzem quantidades diferentes de ferro metálico, por meio de Fe_3O_4 em excesso estequiométrico.



$$232 \cdot 14 \text{ g} - \frac{4 \cdot 28 \text{ g}}{8 \cdot 14} - \frac{3 \cdot 56 \cdot 14 \text{ g}}{2 \cdot 352 \text{ g}} - 4 \cdot 18 \cdot 14 \text{ g}$$

02) Correto. É possível produzir 1,5 tonelada de ferro, utilizando-se 1 tonelada de monóxido de carbono e uma quantidade de Fe_3O_4 suficiente.



$4 \cdot 28 \text{ t CO} = 3 \cdot 56 \text{ t Fe}$

$1 \text{ t CO} = x$

$x = 1,5 \text{ t de Fe}$

04) Correto. Em um reator contendo 2,5 kg de Fe_3O_4 e 80 g de H_2 , o hidrogênio é o reagente limitante da reação.



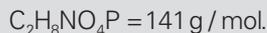
Excesso Limitante

$$\frac{2500 \cdot 4 \cdot 2}{20000} > \frac{232 \cdot 80}{18560}$$

Material exclusivo para professores
convencionados ao Sistema de Ensino

Dom Bosco

11. C



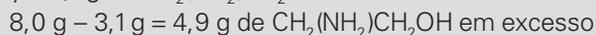
$$\underbrace{(61 \cdot 5)}_{305} < \underbrace{(98 \cdot 8)}_{784 \text{ (excesso)}}$$



$$m_{\text{C}_2\text{H}_8\text{NO}_4\text{P}} = \frac{5 \text{ g} \cdot 141 \text{ g}}{98 \text{ g}}$$

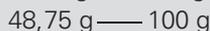
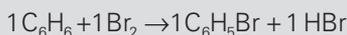
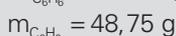
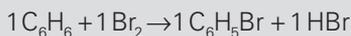
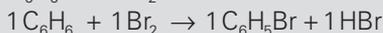
$$m_{\text{C}_2\text{H}_8\text{NO}_4\text{P}} \approx 7,2 \text{ g}$$

Para o excesso:



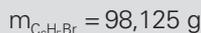
12.

a) Considerando 1 mol de benzeno reagindo com 1 mol de bromo:

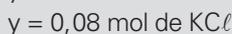
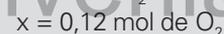


Conclusão: a lei de Proust não será obedecida para 50 g de benzeno, pois existe 1,25 g de excesso de reagente.

b) Em conformidade à lei de Proust, vem:

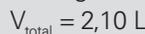
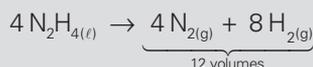
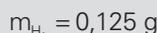
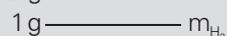
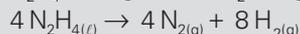
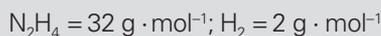
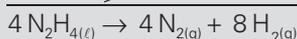
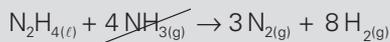


13. D



14.

Somando as equações estequiométricas, teremos:



15. 10 (02 + 08)

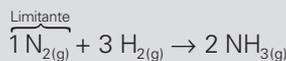
01) Incorreto

02) Correto

04) Incorreto

08) Correto

Teremos:



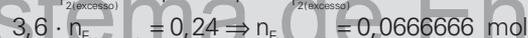
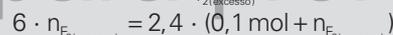
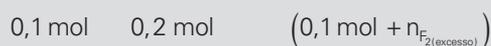
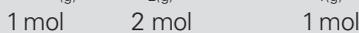
Excesso de 2 g de reagente

As massas dos reagentes não estão em proporção estequiométrica (1: 3).

16.

a) Com base nas informações do enunciado, vem:

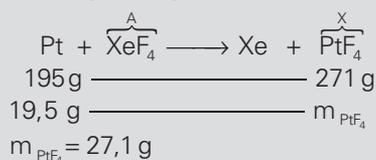
$$n_{\text{Xe}} = \frac{m}{M} = \frac{13,1 \text{ g}}{131 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,1 \text{ mol}$$



$$m_{F_2(\text{excesso})} = 0,0666666 \cdot 38 \text{ g} = 2,5333308 \text{ g}$$

$$m_{F_2(\text{excesso})} = 2,53 \text{ g (massa que não reagiu)}$$

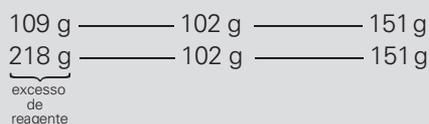
b) Reação da platina sólida com XeF_4 :



17. C

Teremos:

p-aminofenol + anidrido acético \rightarrow
 \rightarrow paracetamol + ácido acético



1 comprimido — 0,5 g de paracetamol
 n — 151 g

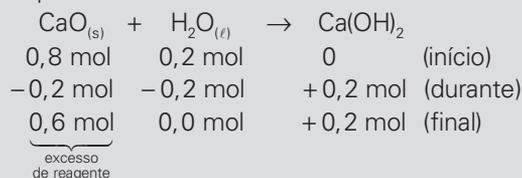
$$n = 302 \text{ comprimidos}$$

Estudo para o Enem

18. C

Com base nos dados fornecidos na tabela, vem:

Experimento 2:



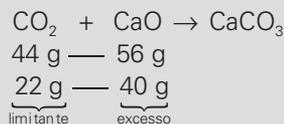
$$m_{Ca(OH)_2} = 0,2 \cdot 74 \text{ g} = 14,8 \text{ g} \approx 15 \text{ g}$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Caracterizar materiais ou substâncias, identificando etapas, rendimentos ou implicações biológicas, sociais, econômicas ou ambientais de sua obtenção ou produção.

19. C

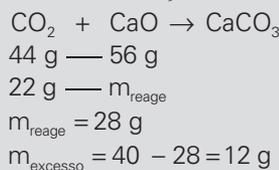
Teremos:



$$44 \cdot 40 = 1760$$

$$22 \cdot 56 = 1232$$

$$\left. \begin{array}{l} 44 \cdot 40 = 1760 \\ 22 \cdot 56 = 1232 \end{array} \right\} 1760 > 1232$$

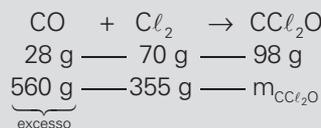


Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Caracterizar materiais ou substâncias, identificando etapas, rendimentos ou implicações biológicas, sociais, econômicas ou ambientais de sua obtenção ou produção.

20. B

Teremos:



$$28 \cdot 355 < 70 \cdot 560$$

excesso

$$m_{CCl_2O} = \frac{355 \cdot 98}{70} = 497 \text{ g}$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Caracterizar materiais ou substâncias, identificando etapas, rendimentos ou implicações biológicas, sociais, econômicas ou ambientais de sua obtenção ou produção.

26 CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO IV - PUREZA DE REAGENTES E RENDIMENTO DE REAÇÕES QUÍMICAS

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudadas as relações estequiométricas envolvendo pureza de reagentes e rendimento de reações químicas.

Para ir além

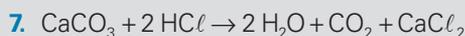
- FELTRE, R. *Química*. Fundamentos da química. 4. ed. v. único. São Paulo: Moderna, 2005.
- TITO, M.P. e CANTO, E.L. *Química na abordagem do cotidiano*. v. único. São Paulo: Moderna, 2002.
- USBERCO, J. e SALVADOR, E. *Química*. 9. ed. v. único. São Paulo: Saraiva, 2013.

A evolução dos reagentes químicos comerciais através dos rótulos e frascos.

Disponível em: <<http://submission.quimicanova.s bq.org.br/qn/qno1/2004/vol27n5/26-AG03191.pdf?agreq=pureza%20de%20reagente&agrep=jbcs,qn,qnesc,qnint,rvq>>

Acesso em: jul. 2018.

Exercícios propostos



$$100 \text{ g} \text{ ————— } 22,4 \text{ L}$$

$$p \cdot 10 \text{ g} \text{ ————— } 1,792 \text{ L}$$

$$p = 0,8 \Rightarrow 80 \%$$

8. A

– Cálculo da massa de ouro presente em uma medalha do prêmio Nobel e em 23 medalhas olímpicas:

$$m_{\text{ouro (Nobel)}} = \frac{80}{100} \cdot 175 \text{ g} = 140 \text{ g}$$

$$m_{\text{ouro (Olimpica)}} = \frac{4}{100} \cdot 150 \text{ g} = 6 \text{ g}$$

$$23 \text{ medalhas} \cdot 6 \text{ g} = 138 \text{ g}$$

$$\underbrace{138 \text{ g}}_{23 \text{ medalhas olímpicas}} \approx \underbrace{140 \text{ g}}_{1 \text{ medalha do Nobel}}$$

Conclusão

Todas as medalhas de ouro olímpicas já obtidas apresentam massa de ouro puro aproximadamente equivalente a uma única medalha de ouro Nobel.

– Cálculo da massa de ouro presente em duas medalhas do Nobel e em 35 (23 + 12) medalhas olímpicas:

$$m_{(2 \text{ medalhas do Nobel})} = 2 \cdot 140 \text{ g} = 280 \text{ g}$$

$$m_{(35 \text{ medalhas olímpicas})} = 35 \cdot 6 \text{ g} = 210 \text{ g}$$

Conclusão

Se o Brasil, nas olimpíadas 2016, ganhasse mais 12 medalhas de ouro, o resultado não corresponderia a uma massa de ouro puro, aproximadamente equivalente a 2 medalhas de ouro Nobel; seria inferior ($210 \text{ g} < 280 \text{ g}$).

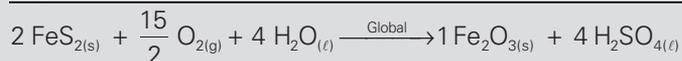
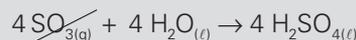
– Comparação entre a massa de ouro presente em uma medalha do Nobel e n medalhas olímpicas:

$$140 \text{ g} = 6 \text{ g} \cdot n$$

$$n = 23,33$$

Aproximadamente 23 medalhas de ouro olímpico.

9. E



$$2 \cdot 120 \text{ g} \text{ ————— } 4 \cdot 98 \text{ g} \cdot r$$

$$1000 \text{ g} \text{ ————— } 1388,33$$

$$r = 0,8499979 \approx 85 \%$$



$$3 \cdot 34 \text{ g} \text{ — } 2 \cdot 88 \text{ g}$$

$$408 \text{ kg} \text{ — } m_{\text{FeS}}$$

$$m_{\text{FeS}} = 704 \text{ kg}$$

11. E



$$\begin{array}{l} 267 \text{ g} \text{ ————— } 303 \text{ g} \\ x \text{ g} \text{ ————— } 0,84 \text{ g} \\ x = 0,740 \text{ g} \end{array}$$

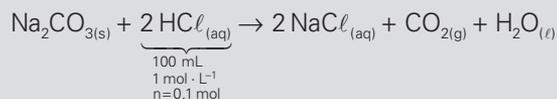
$$\begin{array}{l} 0,79 \text{ g} \text{ — } 100\% \\ 0,74 \text{ g} \text{ — } y \\ y = 93,7\% \end{array}$$

12. $\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

$$\begin{array}{l} 246 \text{ g} \text{ ————— } 120 \text{ g} \\ 4,1 \text{ g} \text{ ————— } x \\ x = 2 \text{ g} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 2 \text{ g} \text{ ————— } 100\% \\ 1,5 \text{ g} \text{ ————— } y \\ y = 75\% \end{array}$$

13. B



$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de } \text{Na}_2\text{CO}_3 \text{ — } 2 \text{ mol de } \text{HCl} \\ x \text{ — } 0,1 \text{ mol} \\ x = 0,05 \text{ mol} \end{array}$$

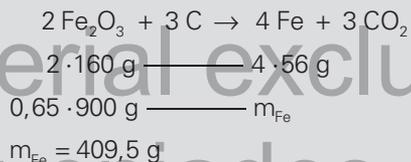
$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de } \text{Na}_2\text{CO}_3 \text{ — } 106 \text{ g} \\ 0,05 \text{ mol} \text{ — } y \\ y = 5,3 \text{ g} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 10 \text{ g} \text{ — } 100\% \\ 5,3 \text{ g} \text{ — } z \\ z = 53\% \end{array}$$

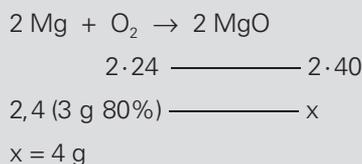
14. E

São utilizados 900 g de hematita, com 35% de impurezas, então:

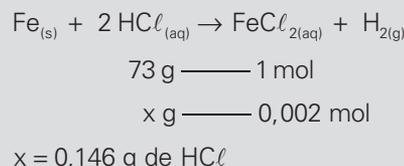
$$100\% - 35\% (\text{impurezas}) = 65\% \text{ de pureza}$$



15. B

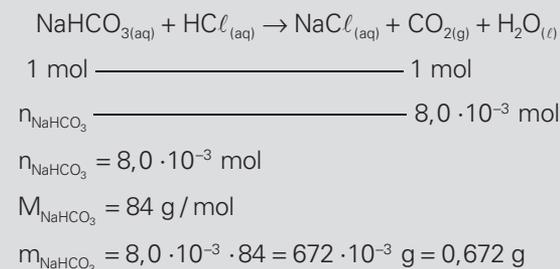


16. D



$$\begin{array}{l} 0,146 \text{ g} \text{ — } 80\% \\ y \text{ g} \text{ — } 100\% \\ y = 0,1825 \text{ g ou } 1,825 \cdot 10^{-1} \text{ g de HCl} \end{array}$$

17. Cálculo da massa de bicarbonato de sódio (NaHCO_3):



A formulação indica que cada 100 mL de solução aquosa contém 8,4 g de NaHCO_3 . A ampola comercializada apresenta 10 mL, então:

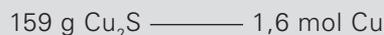
$$\begin{array}{l} 100 \text{ mL} \text{ — } 8,4 \text{ g de } \text{NaHCO}_3 \\ 10 \text{ mL} \text{ — } 0,84 \text{ g de } \text{NaHCO}_3 \\ 0,84 \text{ g} \text{ — } 100\% \\ 0,672 \text{ g} \text{ — } p \\ p = 80\% \end{array}$$

Estudo para o Enem

18. C

A equação de ustulação da calcosita mostra-nos que 1 mol de $\text{Cu}_2\text{S}_{(s)}$, sulfeto de cobre I, produz 2 mols de $\text{Cu}_{(l)}$. Cobre líquido? É possível. A ustulação de sulfetos é usualmente feita em temperaturas entre 900°C e $1\,000^\circ\text{C}$, e a temperatura de fusão do cobre é $1\,095^\circ\text{C}$. Como o rendimento da reação é de 80%, a ustulação de 1 mol de Cu_2S (159 g) fornecerá $0,8 \cdot 2 \text{ mol} = 1,6 \text{ mol}$.

Assim, podemos escrever:



$$x = 1\,590 \text{ g}$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Caracterizar materiais ou substâncias, identificando etapas, rendimentos ou implicações biológicas, sociais, econômicas ou ambientais de sua obtenção ou produção.

19. C

É bastante intuitivo que 1 mol de ZnS gere 1 mol de Zn, pela "conservação do zinco". Para confirmar essa intuição, pode ser feito mais uma vez o balanceamento em cascata: multiplica-se a segunda equação por 2 e soma-se membro a membro com a primeira equação. Eliminam-se as espécies químicas comuns aos dois membros, chegando à equação



que nos mostra que a proporção molar ZnS : Zn é 2 : 2, ou seja, 1 : 1. Em 100 kg de esfalerita com 75% de pureza, existem 75 kg de ZnS, cuja massa molar é 97 g/mol. Como a proporção molar é 1 : 1, podemos escrever:

$$\begin{aligned} n(\text{ZnS}) = n(\text{Zn}) &\Rightarrow \frac{m(\text{ZnS})}{M(\text{ZnS})} \Rightarrow \frac{75 \text{ kg}}{97 \text{ g/mol}} = \frac{m(\text{Zn})}{65 \text{ g/mol}} \Rightarrow \\ \Rightarrow m(\text{Zn}) &= \frac{75 \cdot 65}{97} = 50,26 \text{ kg} \end{aligned}$$

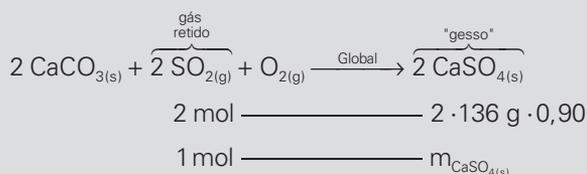
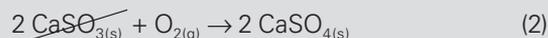
Obtemos 50,26 kg, ou seja, aproximadamente 50 kg.

Portanto, o rendimento de 80% da reação: $0,8 \cdot 50,26 \text{ kg} = 40,21 \text{ kg} \approx 40 \text{ kg}$.

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Caracterizar materiais ou substâncias, identificando etapas, rendimentos ou implicações biológicas, sociais, econômicas ou ambientais de sua obtenção ou produção.

20. C



$$m_{\text{CaSO}_{4(s)}} = 122,4 \text{ g}$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Caracterizar materiais ou substâncias, identificando etapas, rendimentos ou implicações biológicas, sociais, econômicas ou ambientais de sua obtenção ou produção.

27 GASES I - VARIÁVEIS DE ESTADO E TRANSFORMAÇÕES GASOSAS

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudadas as variáveis de estado de um gás e suas transformações gasosas, sendo elas a isotérmica, a isobárica e a isovolumétrica.

Para ir além

- FELTRE, R. *Química*. Fundamentos da química. 4. ed. v. único. São Paulo: Moderna, 2005.
- TITO, M.P. e CANTO, E.L. *Química na abordagem do cotidiano*. v. único. São Paulo: Moderna, 2002.
- USBERCO, J. e SALVADOR, E. *Química*. 9. ed. v. único. São Paulo: Saraiva, 2013.

7. B

A ocorrência de maiores distâncias de *field goals* em Denver reside no fato de que, na altitude de Denver (1700 m), o ar é mais rarefeito, conseqüentemente, sua resistência é menor.

8. 15 (01 + 02 + 04 + 08)

01. Correta. Em um gás, as moléculas estão em contínuo movimento e separadas entre si por grandes espaços vazios em relação ao tamanho delas. Além disso, o movimento das moléculas se dá em todas as direções e em todos os sentidos, ou seja, é caótico.

02. Correta. Um gás não possui forma própria. A forma adquirida é a do recipiente que o contém. Quando um gás é confinado em um recipiente, suas moléculas colidem continuamente contra as paredes do recipiente. Dessas colisões, resulta o que se chama de pressão do gás.

04. Correta. Um mol de um gás possui aproximadamente $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas.

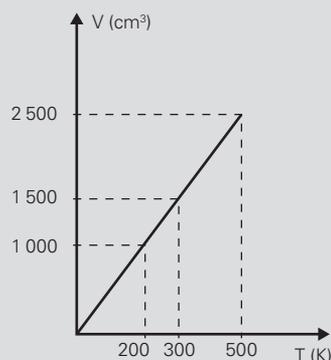
08. Correta. As moléculas constituintes de um gás possuem movimento desordenado. Esse movimento é denominado agitação térmica. Quanto mais intensa é a agitação térmica, maior é a energia cinética de cada molécula e, em consequência, maior é a temperatura do gás, ou seja, a temperatura mede o grau de agitação das moléculas.

$$9. \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$\frac{1500}{300} = \frac{2500}{T_2} = T_2 = 500 \text{ K}$$

$$\frac{1500}{300} = \frac{V_2}{200} = V_2 = 1000 \text{ cm}^3$$

O gráfico que representa $V \times T$ é:



10.

$V_1 > V_2 \Rightarrow P_1 < P_2$ (de acordo com a figura)

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} \xrightarrow{\alpha\text{-Transformação isotérmica } (T_1 = T_2)} \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

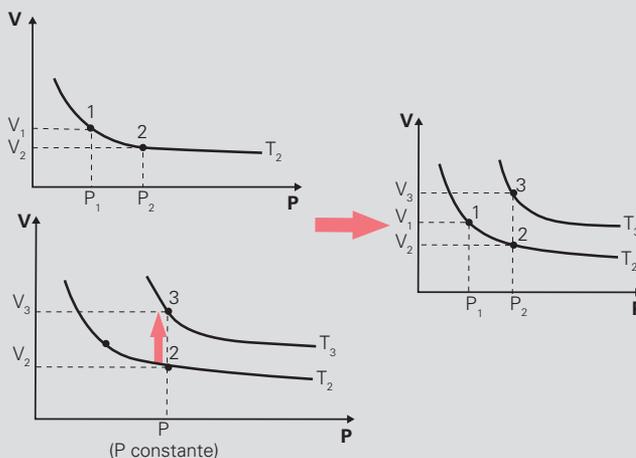
$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \text{ (hipérbole equilátera)}$$

$V_2 < V_3 \Rightarrow T_2 < T_3$ (de acordo com a figura)

$$\frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \xrightarrow{\beta\text{-Transformação isobárica } (P_2 = P_3)} \frac{P_3 \cdot V_3}{T_3}$$

$$P = \text{constante}; \frac{V_2}{T_2} = \frac{V_3}{T_3}$$

Conclusão



11. E

$$1 \text{ atm} \text{ ————— } 760 \text{ mmHg}$$

$$x \text{ ————— } 1216 \text{ mmHg}$$

$$x = \frac{1216}{760}$$

$$x = 1,66 \text{ atm}$$

$$0,12 \text{ m}^3 = 120 \text{ L}$$

$$P_A \cdot V_A = P_B \cdot V_B$$

$$1,66 \cdot 0,9 = P_B \cdot 120$$

$$P_B = \frac{1,494}{120}$$

$$P_B = 0,012 \text{ ou } 1,2 \cdot 10^{-2} \text{ atm}$$

- 12.** O enunciado indica as temperaturas 20 °C (somada a 273, temos 293 K) e 293 K (subtraindo de 273, temos 20 °C), ou seja, elas são iguais, o que indica que o gás sofreu uma transformação isotérmica.

Além das temperaturas, o enunciado fornece os seguintes dados:

– Volume inicial: 30 m³

– Pressão inicial: 2,0 atm

– Pressão final: ?

– Volume final: 50 m³

Como a temperatura é constante, devemos utilizar a expressão matemática da lei de Boyle para os gases:

$$P_i \cdot V_i = P_f \cdot V_f$$

$$2 \cdot 30 = P_f \cdot 50$$

$$60 = P_f \cdot 50$$

$$P_f = \frac{60}{50}$$

$$P_f = 1,2 \text{ atm}$$

13. C

Como a transformação acontece à pressão constante (isobárica), utilizaremos a lei de Charles para analisar o que acontece com o volume no segundo experimento.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Como as variáveis na lei de Charles são diretamente proporcionais, se a temperatura aumentar no segundo experimento, então, conseqüentemente, o volume também aumentará.

- 14.** A temperatura dos pneus, recolhidos na fuselagem, era -13 °C (-13 + 273 = 260 K) durante o voo. Próximo ao pouso, a temperatura desses pneus passou a ser 27 °C (27 + 273 = 300 K), e a pressão, 30 atm, mas seu volume interno não varia, ou seja, trata-se de uma transformação isovolumétrica.

$$\frac{P_{\text{pneus recolhidos}}}{T_{\text{pneus recolhidos}}} = \frac{P_{\text{pneus pouso}}}{T_{\text{pneus pouso}}}$$

$$\frac{P_{\text{pneus recolhidos}}}{260 \text{ K}} = \frac{30 \text{ atm}}{300 \text{ K}}$$

$$P_{\text{pneus recolhidos}} = \frac{30 \text{ atm} \cdot 260 \text{ K}}{300 \text{ K}}$$

$$P_{\text{pneus recolhidos}} = 26 \text{ atm}$$

15. 20 (04 + 16)

01. Incorreto. Os gases contidos nas latas, ao serem liberados, sofrem expansão de volume.

02. Incorreto. Se a temperatura do gramado for inferior ao ponto de ebulição do gás, não ocorrerá sua evaporação.

04. Correto. Tanto o 2-metilpropano quanto o butano são alcanos (hidrocarbonetos de cadeia aberta e saturada).

08. Incorreto. Detergentes são formados por sais de ácidos sulfônicos.

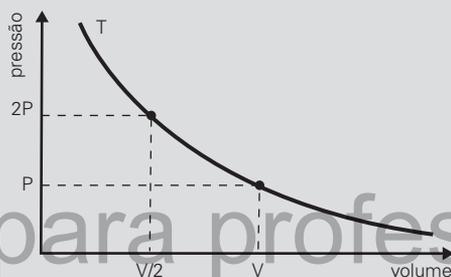
16. Correto. A evaporação, ou seja, a passagem do estado líquido para o gasoso irá absorver energia do meio, num processo endotérmico.

32. Incorreto. Os gases, butano e 2-metilpropano, não possuem anel aromático em sua estrutura.

16. B

O físico irlandês, Robert Boyle (1627-1691), foi o primeiro a constatar que a temperatura de um ser humano permanece constante. Observou que a relação entre a pressão e o volume de um gás, quando a massa e a temperatura são mantidas constantes, é inversamente proporcional, ou seja, são grandezas inversamente proporcionais ($P \cdot V = \text{constante}$).

Em uma transformação gasosa entre dois estados, mantidas a massa e a temperatura constantes, teremos:



17. C

Como a temperatura e o número de mols são os mesmos em A e B, vem:

$$P_A \cdot V_A = P_B \cdot$$

$$P_A \cdot 1 = P_B \cdot 2$$

$$P_A = 2P_B$$

$$P_A \cdot V_A = P'_A \cdot V'_A$$

$$P_A \cdot 1 = 2 \cdot P_A \cdot V'_A$$

$$V'_A = \frac{1}{2}$$

$$P_B \cdot V_B = P'_B \cdot V'_B$$

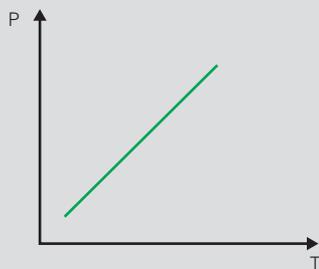
$$P_B \cdot 2 = 2 \cdot P_B \cdot V'_B$$

$$V'_B = 1$$

Estudo para o Enem

18. D

O volume constante. Se a temperatura aumenta, então a pressão também aumenta (lei de Gay-Lussac).



Competência: Entender métodos e procedimentos próprios das ciências naturais e aplicá-los em diferentes contextos.

Habilidade: Relacionar informações apresentadas em diferentes formas de linguagem e representação usadas nas ciências físicas, químicas ou biológicas, como texto discursivo, gráficos,

tabelas, relações matemáticas ou linguagem simbólica.

19. B

As figuras permitem observar diferenças no espocar de um champanhe a 18 °C. Logo no início, observa-se que o volume de CO₂ disperso na nuvem gasosa – não detectável na faixa da luz visível, mas sim do infravermelho – é muito maior do que quando a temperatura é de 4 °C, portanto conclui-se que a pressão de uma quantidade fixa de um gás em um recipiente de volume constante é diretamente proporcional à temperatura.

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

20. B

Pode-se considerar que a pressão interna do gás é equivalente à pressão externa exercida pela água. Ocorre que, durante a subida, a pressão hidrostática vai diminuindo e, portanto, a pressão interna do gás também sofre diminuição. Nesse caso, desconsideramos o efeito da temperatura, a qual permanece constante.

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

28 GASES II - EQUAÇÃO GERAL DOS GASES

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudadas a equação geral dos gases e suas aplicações nas resoluções de problemas.

Para ir além

- FELTRE, R. *Química*. Fundamentos da química. 4. ed. v. único. São Paulo: Moderna, 2005.
- TITO, M.P. e CANTO, E.L. *Química na abordagem do cotidiano*. v. único. São Paulo: Moderna, 2002.
- USBERCO, J. e SALVADOR, E. *Química*. 9. ed. v. único. São Paulo: Saraiva, 2013.

Exercícios Propostos

7. E

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{200} = \frac{2 \cdot P_1 \cdot 2 \cdot V_1}{T_2}$$

$$\frac{T_2}{200} = \frac{2 \cdot \cancel{P_1} \cdot 2 \cdot \cancel{V_1}}{\cancel{P_1} \cdot \cancel{V_1}}$$

$$\frac{T_2}{200} = 2 \cdot 2$$

$$T_2 = 800 \text{ K}$$

8. D

Considere dois estados distintos (estado inicial i e estado final f) de uma mesma massa gasosa. Aplicando a equação geral dos gases nessas duas situações, temos:

$$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f}$$

$$\frac{3 \cdot \cancel{P_0} \cdot \cancel{V_0}}{T_0} = \frac{2 \cdot \cancel{P_0} \cdot \cancel{V_0}}{T_1}$$

$$\frac{3}{T_0} = \frac{2}{T_1} \Rightarrow T_0 = \frac{3 \cdot T_1}{2} \Rightarrow T_0 = 1,5 \cdot T_1 \Rightarrow T_0 < T_1$$

$$\frac{2 \cdot \cancel{P_0} \cdot \cancel{V_0}}{T_1} = \frac{2 \cdot \cancel{P_0} \cdot 2 \cdot \cancel{V_0}}{T_2} \Rightarrow 2 \cdot T_2 = 4 \cdot T_1$$

$$T_1 = 2 \cdot T_2 \Rightarrow T_1 > T_2$$

9. A

$V_1 = 2 \text{ L}$; $P_1 = 33 \text{ Pa}$; $V_2 = 2,2 \text{ L}$; $T = \text{constante}$

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{\cancel{T_1}} = \frac{P_2 \cdot V_2}{\cancel{T_2}}$$

$$33 \cdot 2 = P_2 \cdot 2,2$$

$$P_2 = 30 \text{ Pa}$$

10. 09 (01 + 08)

01. Correto. Na situação II, seria possível calcular a massa M do corpo, se conhecêssemos também a pressão interna na bexiga e a pressão atmosférica (ambiente).

02. Incorreto. Ao aumentar a temperatura do sistema na situação I para $51 \text{ }^\circ\text{C}$, teremos:

$$\frac{P_{\text{inicial}} \cdot V_{\text{inicial}}}{T_{\text{inicial}}} = \frac{P_{\text{final}} \cdot V_{\text{final}}}{T_{\text{final}}}$$

$$\frac{\cancel{P} \cdot V_{\text{inicial}}}{298 \text{ K}} = \frac{\cancel{P} \cdot V_{\text{final}}}{324 \text{ K}} \Rightarrow V_{\text{final}} = 1,08 \cdot V_{\text{inicial}}$$

04. Incorreto. Numa transformação isotérmica (à temperatura constante), o volume é inversamente proporcional à pressão, logo o volume diminuirá.

08. Correto. Na situação II, a pressão exercida pelo sistema corpo + bexiga sobre o piso é dependente da pressão atmosférica no local do experimento.

11. $V - V = F - F - V$

As partículas que formam a substância no estado gasoso não apresentam nenhum tipo de ligação química e mantêm-se afastadas em razão de um movimento intenso e constante. Um gás ideal, como a palavra já diz, é um gás idealizado no qual as moléculas são consideradas pontos sem dimensão, sem nenhum tipo de atração entre si. Apesar de não existir na natureza, o seu comportamento pode ser comparado ao de um gás real em altas temperaturas e baixas pressões, em que a atração entre as moléculas é nula.

No gás ideal:

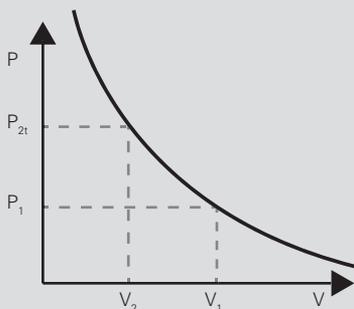
1ª) não existem forças de atração intermoleculares (exceto no instante em que ocorrem colisões perfeitamente elásticas entre as moléculas);

2ª) o volume ocupado pelas moléculas é desprezível em comparação ao volume do recipiente ocupado pelo gás.

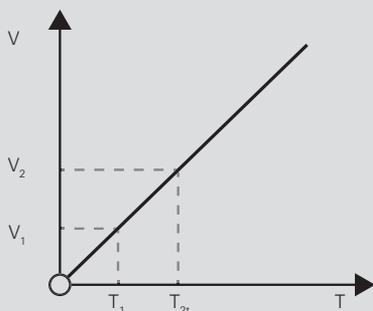
As equações de estado de gases ideais independem da natureza química do gás.

Numa mistura gasosa ideal, a soma das pressões parciais equivale à pressão total do sistema.

Transformação isotérmica (a temperatura é mantida constante):



Transformação isobárica (a pressão é mantida constante):



12.

Temperatura ao nível do mar :

$$T_0 = 27 + 273 \Rightarrow T_0 = 300 \text{ K}$$

Temperatura na altura máxima :

$$T = -50 + 273 \Rightarrow T = 223 \text{ K}$$

a) Variação da temperatura :

$$\Delta T = \frac{T - T_0}{T_0} = \frac{223 - 300}{300} \approx -0,2567$$

$$\therefore \Delta T = -25,67\%$$

b) Pela equação geral dos gases, temos :

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P \cdot V}{T}$$

$$\frac{P_0 \cdot 360}{300} = \frac{0,01 \cdot P_0 \cdot V}{223}$$

$$3 \cdot V = 360 \cdot 223$$

$$\therefore V = 26\,760 \text{ m}^3$$

13. C

$$T_1 = 27^\circ\text{C} + 273 = 300 \text{ K}$$

$$T_2 = 87^\circ\text{C} + 273 = 360 \text{ K}$$

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

$$\frac{720 \cdot 38}{400} = \frac{760 \cdot V_2}{273}$$

$$V_2 = 24,57 \text{ L}$$

14.

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

$$\frac{P \cdot 30}{T} = \frac{2P \cdot V_2}{2T}$$

$$V_2 = 30 \text{ L}$$

15.

$$\frac{1 \cdot 1\,000}{600} = \frac{P_2 \cdot 25}{298}$$

$$P_2 = 20 \text{ atm}$$

16. C

$$\frac{6 \cdot 100}{150} = \frac{15 \cdot V_2}{600}$$

$$V_2 = 160 \text{ mL}$$

17.

$$P_1 = 2 \text{ atm}; T_1 = 282 \text{ K}; V_1 = V_1$$

$$P_2 = ?; T_2 = 310 \text{ K}; V_2 = V_1 + 10\% \cdot V_1$$

$$V_2 = V_1 + 10\% \Rightarrow V_2 = V_1 + 0,1V_1 \Rightarrow V_2 = 1,1 \cdot V_1$$

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

$$P_2 = \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{V_2 \cdot T_1}$$

$$P_2 = \frac{2 \cdot \cancel{V_1} \cdot 310}{1,1 \cdot \cancel{V_1} \cdot 282}$$

$$P_2 \approx 2 \text{ atm}$$

A pressão manteve-se constante em 2 atm.

Estudo para o Enem

18. C

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

$$\frac{4 \cdot 10^4 \cdot 2}{300} = \frac{P_2 \cdot 3}{450}$$

$$V_2 = 4 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

Competência: Entender métodos e procedimentos próprios das ciências naturais e aplicá-los em diferentes contextos.

Habilidade: Relacionar informações apresentadas em diferentes formas de linguagem e representação usadas nas ciências físicas, químicas ou biológicas, como texto discursivo, gráficos, tabelas, relações matemáticas ou linguagem simbólica.

19. D

$$\frac{P_f \cdot V_f}{T_f} = \frac{P_i \cdot V_i}{T_i}$$

$$\frac{V_f}{V_i} = \frac{P_i \cdot T_f}{P_f \cdot T_i}$$

$$P_i = 1 \text{ atm}$$

$$P_f = 0,005 \text{ atm}$$

$$T_i = 27 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 300 \text{ K}$$

$$T_f = -23 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 250 \text{ K}$$

$$\frac{V_f}{V_i} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 250 \text{ K}}{0,005 \text{ atm} \cdot 300 \text{ K}}$$

$$\frac{V_f}{V_i} = \frac{250}{1,5}$$

$$\frac{V_f}{V_i} = 166,6 \approx 167$$

Competência: Entender métodos e procedimentos próprios das ciências naturais e aplicá-los em diferentes contextos.

Habilidade: Relacionar informações apresentadas em diferentes formas de linguagem e representa-

ção usadas nas ciências físicas, químicas ou biológicas, como texto discursivo, gráficos, tabelas, relações matemáticas ou linguagem simbólica.

20. D

$$\frac{P_{\text{inicial}} \cdot V_{\text{inicial}}}{T_{\text{inicial}}} = \frac{P_{\text{final}} \cdot V_{\text{final}}}{T_{\text{final}}}$$

$$\frac{P_{\text{inicial}} \cdot V_{\text{inicial}}}{T_{\text{inicial}} + 273} = \frac{3 \cdot P_{\text{inicial}} \cdot \frac{V_{\text{inicial}}}{2}}{2 \cdot T_{\text{inicial}} + 273}$$

$$2 \cdot T_{\text{inicial}} + 273 = \frac{3 \cdot T_{\text{inicial}} + 819}{2}$$

$$T_{\text{inicial}} = 273 \text{ }^\circ\text{C} = 546 \text{ K}$$

Competência: Entender métodos e procedimentos próprios das ciências naturais e aplicá-los em diferentes contextos.

Habilidade: Relacionar informações apresentadas em diferentes formas de linguagem e representação usadas nas ciências físicas, químicas ou biológicas, como texto discursivo, gráficos, tabelas, relações matemáticas ou linguagem simbólica.

29 GASES III - PRINCÍPIO DE AVOGADRO E VOLUME MOLAR

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudados os conceitos do Princípio de Avogadro e de Volume molar, bem como suas aplicações nas resoluções de problemas.

Para ir além

- FELTRE, R. *Química Fundamentos da Química*. 4. ed. v. único. São Paulo: Moderna, 2005.
- TITO, M.P. e CANTO, E.L. *Química na abordagem do cotidiano*. v. único. São Paulo: Moderna, 2002.
- USBERCO, J. e SALVADOR, E. *Química*. 9. ed. v. único. São Paulo: Saraiva, 2013.

Como a Química funciona? Reflexões epistemológicas e a determinação de fórmulas e pesos atômicos com base nas leis Ponderais e na Teoria Atômica de Dalton. Disponível em:

<<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc14/v14a02.pdf>>

Acesso em: 15 jul. 2018.

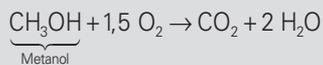
Temperatura, pressão e volume molar

<<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc02/atu2.pdf>>

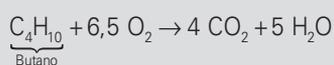
Acesso em: 15 jul. 2018.

Exercícios propostos

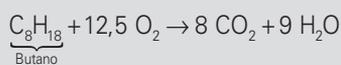
7. C



$$1 \text{ mol} \text{ --- } 1,5 \cdot 22,4 \text{ L}$$



$$1 \text{ mol} \text{ --- } 6,5 \cdot 22,4 \text{ L}$$



$$1 \text{ mol} \text{ --- } 12,5 \cdot 22,4 \text{ L}$$

$$1,5 : 6,5 : 12,5 \quad (\cdot 2) \Rightarrow 3 : 13 : 25$$

8.

Na CNTP, temos:

$$P = 1 \text{ atm}$$

$$\text{Temp} = 0 \text{ }^\circ\text{C}$$

Assim, teremos:

$$22,4 \text{ L N}_2 \text{ --- } 28 \text{ g N}_2$$

$$\frac{V}{22,4 \text{ L}} = \frac{5000 \text{ g N}_2}{28 \text{ g N}_2}$$

$$V = 4000 \text{ L}$$

9.

$$\text{O}_2 = 32; V_{\text{molar CNTP}} = 22,4 \text{ L}; V_{\text{O}_2} = 112 \text{ mL}$$

$$22,4 \text{ L} \text{ --- } 32 \text{ g}$$

$$112 \text{ mL} \text{ --- } m_{\text{O}_2}$$

$$m_{\text{O}_2} = 160 \text{ mg}$$

10. B

Nas CATPs, os gases estão a uma temperatura de 298 K e ocupam um volume de 25 L. Além disso, de acordo com a Hipótese de Avogadro, ambos terão o mesmo número de moléculas já que 1 mol de qualquer gás, nas mesmas condições de temperatura e pressão, ocupam o mesmo volume.

11. D

$$1 \text{ mol de CH}_4 \text{ --- } 16 \text{ g} \text{ --- } 22,4 \text{ L (CNTP)}$$

$$48 \text{ g} \text{ --- } V$$

$$V = 67,2 \text{ L}$$

12.

a) Pela equação geral dos gases, vem:

$$\frac{P_{\text{inicial}} \cdot V_{\text{inicial}}}{T_{\text{inicial}}} = \frac{P_{\text{final}} \cdot V_{\text{final}}}{T_{\text{final}}}$$

$$\frac{1 \text{ atm} \cdot 2,5 \text{ L}}{298 \text{ K}} = \frac{0,85 \cdot V_{\text{final}}}{288}$$

$$V_{\text{final}} = 2,84 \text{ L}$$

b) Não ocorrerá alteração no volume de gás armazenado no recipiente, pois, de acordo com a Hipótese de Avogadro, nas mesmas condições de pressão e temperatura, o mesmo número de mols de qualquer gás ocupará o mesmo volume.

13.

a) Podemos afirmar que os gases possuem o mesmo número de moléculas, uma vez que possuem volumes iguais e estão à mesma pressão e temperatura.

b)

$$1 \text{ mol de CH}_4 \Rightarrow 16 \text{ g} \Rightarrow 22,4 \text{ L}$$

$$1 \text{ mol de C}_2\text{H}_6 \Rightarrow 30 \text{ g} \Rightarrow 22,4 \text{ L}$$

$$16 \text{ g} \text{ --- } 22,4 \text{ L}$$

$$x \text{ --- } 10 \text{ L}$$

$$x = 7,14 \text{ g de CH}_4$$

$$30 \text{ g} \text{ --- } 22,4 \text{ L}$$

$$y \text{ --- } 10 \text{ L}$$

$$y = 13,40 \text{ g de C}_2\text{H}_6$$

14. C



CATP : 25 L em 1 mol

58 g ——— 25 L

x ——— 10^{-3} mL

$$x = 0,00232 \text{ g} \therefore 2,32 \text{ mg} \approx 2 \text{ mg}$$

15. 07 (01 + 02 + 04)

01. Correta. Nas CNTP,

1 mol ——— 22,4 L

$$\frac{30 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} \text{ ——— } V$$

$$V = 336 \text{ L}$$

02. Correta. Nas CNTP,

1 mol ——— 24,4 L

$$\frac{84 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}} \text{ ——— } V$$

$$V = 67,2 \text{ L}$$

04. Correta. Nas CNTP, o volume do recipiente é de 448 litros.

1 mol ——— 22,4 L

20 mol ——— x

$$x = 448 \text{ L}$$

08. Incorreta. Essa mistura não será sempre homogênea, entre as temperaturas de -270°C e 300°C , a 5 atm de pressão. A temperatura de liquefação do nitrogênio é de -196°C .

16. D

I. Incorreto. As massas são diferentes.

De acordo com o Princípio de Avogadro, nas mesmas condições de temperatura e pressão, o mesmo volume de um gás possui o mesmo número de moléculas.

$$n_{\text{H}_2} = n_{\text{Ar}} \Rightarrow \frac{m_{\text{H}_2}}{M_{\text{H}_2}} = \frac{m_{\text{Ar}}}{M_{\text{Ar}}} \Rightarrow \frac{m_{\text{H}_2}}{2} = \frac{m_{\text{Ar}}}{40}$$

$$m_{\text{Ar}} = \frac{40}{2} m_{\text{H}_2} \Rightarrow m_{\text{Ar}} = 20 \cdot m_{\text{H}_2}$$

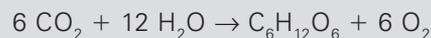
II. Correto. Comportam-se como gases ideais, ou seja, o volume das moléculas e a atração intermolecular são desprezíveis e os choques são considerados perfeitamente elásticos.

III. Incorreto. A molécula de hidrogênio tem dois átomos e o argônio é monoatômico.

IV. Correto. Têm o mesmo número de mols, de acordo com a hipótese de Avogadro.

17.

A equação da fotossíntese é:



Assim, teremos:

6 mol de CO_2 ——— 6 mol de O_2 68 mol de CO_2 ——— n_{O_2}

$$n_{\text{O}_2} = 68 \text{ mol de } \text{O}_2$$

Considerando que o gás se encontra na CNTP, teremos:

1 mol de O_2 ——— 22,4 L68 mol de O_2 ——— V_{O_2}

$$V_{\text{O}_2} = 1523,2 \text{ L}$$

Estudo para o Enem

18. C

Analisando a tabela apresentada no enunciado, podemos dizer que os volumes e as temperaturas dos cinco gases são iguais. Logo, a pressão é diretamente proporcional ao número de mols dos gases.

 $P \propto n$

Então:

Para o H_2 , temos:1 mol de H_2 ——— $2 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ 2 mol de H_2 ——— x

$$x = 2,4 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

Repetindo o mesmo cálculo para os outros gases, chegaremos à conclusão de que o recipiente que contém a mesma quantidade de átomos que o recipiente contendo H_2 é o recipiente 3, que contém Hélio (He), pois:

1 mol de He ——— $6 \cdot 10^{23}$ átomos

4 mol de He ——— y

$$y = 2,4 \cdot 10^{24} \text{ átomos.}$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

19. E

$$n_{\text{O}_2} = n_{\text{C}_3\text{H}_8}$$

número de mols de átomos de O = $2n$ (2 átomos/molécula)

número de mols de átomos de C e H = $11n$ (11 átomos/molécula)

$$\text{Quociente} = \frac{2n}{11n} = \frac{2}{11}$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

20. C

Com base nos dados fornecidos, vem:

$$m_{\text{inicial}} = 34,867 \text{ g}$$

$$m_{\text{final}} = 34,707 \text{ g}$$

$$|\Delta m| = |34,707 - 34,867| = 0,16 \text{ g}$$

$$V = 224 \text{ cm}^3 = 224 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 0,224 \text{ L}$$

$$\frac{0,16 \text{ g}}{0,224 \text{ L}} = \frac{m'}{22,4 \text{ L}}$$

$$m' = 16 \text{ g}$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

30 GASES IV - EQUAÇÃO DE ESTADO DO GÁS IDEAL (EQUAÇÃO DE CLAPEYRON)

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, será estudada a Equação de Estado de um gás ideal (Equação de Clapeyron) e suas aplicações na resolução de problemas.

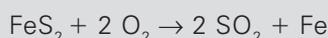
Para ir além

- FELTRE, R. *Química Fundamentos da Química*. 4. ed. v. único. São Paulo: Moderna, 2005.
- TITO, M.P. e CANTO, E.L. *Química na abordagem do cotidiano*. v. único. São Paulo: Moderna, 2002.
- USBERCO, J. e SALVADOR, E. *Química*. 9. ed. v. único. São Paulo: Saraiva, 2013.

Exercícios Propostos

7. B

A pirita possui persulfeto de ferro (FeS_2).



$$m_{\text{SO}_2} = 16 \text{ g}; M_{\text{SO}_2} = 64 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{SO}_2} = \frac{m}{M} = \frac{16}{64} = 0,25 \text{ mol}$$

Condições ambientes: 25 °C (298 K) e 1 atm.

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$1 \cdot V = 0,25 \cdot 0,082 \cdot 298$$

$$V = 6109 \text{ L} \approx 6 \text{ L}$$

8. $R = 8,2 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3 \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$V = 160 \text{ m}^3$$

$$P = 1 \text{ atm}$$

$$T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$1 \cdot 160 = n_{\text{CH}_4} \cdot 8,2 \cdot 10^{-5} \cdot 298$$

$$n_{\text{CH}_4} = 6547,7 \text{ mol}$$

Então,

$$n' = 6547,7 \text{ mol}$$

$$V' = 1 \text{ m}^3$$

$$T' = 0 + 273 = 273 \text{ K}$$

$$P' \cdot V' = n' \cdot R \cdot T'$$

$$P' \cdot 1 = 6547,7 \cdot 8,2 \cdot 10^{-5} \cdot 273$$

$$P' = 146,58 \text{ atm} \approx 146 \text{ atm}$$

9. B

a) Incorreto. A pressão constante, a pressão de um gás será diretamente proporcional à temperatura absoluta.

b) Correto. A pressão é inversamente proporcional ao volume, ou seja, ao diminuir a pressão, o volume aumenta em condições ideais, mantendo constantes o número de mols e a temperatura.

c) Incorreto. A pressão e o volume de gases ideais dependem da temperatura absoluta em que se encontram.

d) Incorreto. Aumentando o número de mols de um gás ideal, o volume também aumenta, se T e P permanecem constantes.

e) Incorreto. A temperatura somente se mantém constante numa transformação isotérmica.

10. $P_{\text{inicial}} = 6 \text{ atm}; V_{\text{inicial}} = 10 \text{ L}; n_{\text{inicial}} = 2 \text{ mol}$
 $P_{\text{final}} = 3 \text{ atm}; V_{\text{final}} = 5 \text{ L}; n_{\text{final}} = 2 \text{ mol}$

$$P_{\text{inicial}} \cdot V_{\text{inicial}} = n_{\text{inicial}} \cdot R \cdot T_{\text{inicial}}$$

$$6 \cdot 10 = 2 \cdot 0,082 \cdot T_{\text{inicial}}$$

$$T_{\text{inicial}} = \frac{60}{0,164}$$

$$T_{\text{inicial}} = 365,85 \text{ K}$$

$$P_{\text{final}} \cdot V_{\text{final}} = n_{\text{final}} \cdot R \cdot T_{\text{final}}$$

$$3 \cdot 5 = 2 \cdot 0,082 \cdot T_{\text{final}}$$

$$T_{\text{final}} = \frac{15}{0,164}$$

$$T_{\text{final}} = 91,46 \text{ K}$$

11. $n_{\text{CO}_2} = \frac{\text{massa}}{\text{MM}} = \frac{2}{44} = 0,045 \text{ mol}$

$$25 \text{ °C} = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$1 \cdot V = 0,045 \cdot 0,082 \cdot 298$$

$$V = 1,1 \text{ L}$$

12. 05 (01 + 04)

01. Correto.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$1 \cdot 820 = n \cdot 0,082 \cdot (273 + 27)$$

$$n = 33,34 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol} \xrightarrow{\quad} 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$33,34 \text{ mol} \xrightarrow{\quad} x$$

$$x = 2 \cdot 10^{25} \text{ átomos}$$

02. Incorreto.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$\frac{820}{300} = \frac{V_2}{(273 + 15)}$$

$$V_2 = 787,2 \text{ L}$$

Apresentando, portanto, um volume menor à temperatura de 15 °C.

04. Correto. Numa transformação isotérmica, o volume aumenta à medida que a pressão diminui.

08. Incorreto.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$1 \cdot V = \frac{40}{4} \cdot 0,082 \cdot 300$$

$$V = 246 \text{ L}$$

16. Incorreto. Numa transformação isovolumétrica, um aumento na temperatura irá provocar um aumento na pressão do gás.

13. B

$$m = 4,80 \text{ g}; V = 1 \text{ L}; P = 1,5 \text{ atm}$$

$$T = 27 \text{ °C} + 273 = 300 \text{ K}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$M = \frac{m}{P \cdot V} \cdot R \cdot T$$

$$M = \frac{4,80}{1,5 \cdot 1} \cdot 0,082 \cdot 300$$

$$M = 78,72 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{SO}_3} = 80 \text{ g/mol}$$

$$78,72 \text{ (valor próximo a 80)}$$

Conclusão: trióxido de enxofre.

14.

a) Fórmula eletrônica do monóxido de carbono:



Dois pares de elétrons não compartilhados.



b) Teremos:

$$V_{\text{CO}} = 0,10 \cdot 4,1 \cdot 10^4 \text{ L} = 4,1 \cdot 10^3 \text{ L}$$

$$P \cdot V_{\text{CO}} = n_{\text{CO}} \cdot R \cdot T$$

$$3 \text{ atm} \cdot 4,1 \cdot 10^3 \text{ L} = n_{\text{CO}} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K} \cdot 300 \text{ K}$$

$$n_{\text{CO}} = \frac{3 \text{ atm} \cdot 4,1 \cdot 10^3 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K} \cdot 300 \text{ K}}$$

$$n_{\text{CO}} = 500 \text{ mol}$$

15. Utilizando a equação de estado de um gás ideal, vem:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$P = 1 \text{ atm}$$

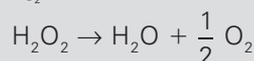
$$V = 1,2 \text{ L}$$

$$n = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$T = 300 \text{ K}$$

$$1 \cdot 1,2 = n_{\text{O}_2} \cdot 0,082 \cdot 300$$

$$n_{\text{O}_2} = 0,05 \text{ mol}$$



$$34 \text{ g} \text{ ————— } 0,5 \text{ mol}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}_2} \text{ ————— } 0,05 \text{ mol}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}_2} = 3,4 \text{ g}$$

$$11,3 \text{ g} \text{ ————— } 100\% \text{ (solução)}$$

$$3,4 \text{ g} \text{ ————— } \rho_{\text{H}_2\text{O}_2}$$

$$\rho_{\text{H}_2\text{O}_2} = 30\%$$

16. 05 (01 + 04)

01. Correto. Um gás real rarefeito pode apresentar o comportamento de um gás ideal em altas temperaturas, desde que apresente baixa pressão.

02. Incorreto. A lei de Charles, também conhecida como lei de Charles e Gay-Lussac, refere-se a um processo isobárico, em que o volume (V) de um gás é diretamente proporcional ao valor da temperatura na escala Kelvin.

$$\frac{V}{T} = k \text{ ou } \frac{V}{T} = C$$

04. Correto. Em um parque de diversões, uma criança deixa escapar um balão contendo hélio em seu interior. Este, por sua vez, começa a subir. Admitindo-se condições isotérmicas, à medida que o balão ganha altitude, mais expandido ele ficará por causa da diminuição da pressão externa.

08. Incorreto. O ponto inicial da escala Kelvin é chamado de zero absoluto. Esse ponto, na escala Celsius, corresponde a $-273,16 \text{ °C}$ (valor negativo).

17. A

Por meio da equação de estado de um gás ideal, vem:

$$\text{CO}_2 = 44; R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$T = 27 + 273 = 300 \text{ K}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$1,0 \cdot 1,25 = \frac{m}{44} \cdot 0,082 \cdot 300$$

$$m \approx 2,24 \text{ g}$$

Estudo para o Enem

18. D

$$P = 700 \text{ mmHg}; V = 5 \text{ m} \cdot 4 \text{ m} \cdot 3 \text{ m} = 60 \text{ m}^3 = 60\,000 \text{ L}$$

$$R = 62,3 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$700 \text{ mmHg} \cdot 60\,000 \text{ L} = n \cdot 62,3 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 300 \text{ K}$$

$$n = \frac{42\,000}{18\,690} = 2\,247 \text{ mol}$$

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \cdot M$$

$$m = 2\,247 \text{ mol} \cdot 3 \cdot 10 \text{ g/mol}$$

$$m = 67\,415 \text{ g} \approx 70 \text{ kg}$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

19. D

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$1,23 \cdot V = 5 \cdot 0,082 \cdot 4 \cdot (300)$$

$$V = \frac{492}{1,23}$$

$$V = 400 \text{ L}$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

20. D

$$750 \text{ mol} \text{ ——— } 60\%$$

$$x \text{ ——— } 100\%$$

$$x = 1\,250 \text{ mol}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot 10\,000 = 1\,250 \cdot 0,082 \cdot 320$$

$$P = 3,28 \text{ atm} \approx 3,3 \text{ atm}$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

31 GASES V - MISTURAS GASOSAS - PRESSÃO PARCIAL E VOLUME PARCIAL

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudadas as misturas gasosas, bem como as soluções de problemas envolvendo esse conceito. Além disso, também serão vistos os conceitos de pressão parcial, de volume parcial e de fração molar.

Para ir além

- FELTRE, R. *Fundamentos da Química*. 4. ed. v. único. São Paulo: Moderna, 2005.
- TITO, M.P. e CANTO, E.L. *Química na abordagem do cotidiano*. v. único. São Paulo: Moderna, 2002.
- USBERCO, J. e SALVADOR, E. *Química*. 9. ed. v. único. São Paulo: Saraiva, 2013.

Exercícios propostos

7. C



$$4 \text{ mol} \quad \text{—————} \quad 14 \text{ mol} \quad \text{—} \quad 2 \text{ mol}$$

$$20 \text{ mmHg} \quad \text{—————} \quad p_{\text{CO}_2} \quad \text{—} \quad p_{\text{CO}}$$

$$p_{\text{CO}_2} = \frac{20 \cdot 14}{4} = 70 \text{ mmHg}$$

$$p_{\text{CO}} = \frac{70 \cdot 2}{14} = 10 \text{ mmHg}$$

8. A proposta da questão é hipotética, por isso desconsidera fatores biológicos. Sendo assim, com base nos dados fornecidos e supondo que o ar aspirado seja composto por, aproximadamente, x% de oxigênio e y% de nitrogênio, podemos fazer os cálculos solicitados. Para x = 20% de oxigênio e y = 80% de nitrogênio, vem:

$$P_{\text{superfície}} = 1 \text{ atm} = 10 \text{ m de H}_2\text{O}$$

$$P_{\text{embaixo da água}} = 200 \text{ m de H}_2\text{O} = 20 \cdot P_{\text{superfície}} = 20 \cdot 1 = 20 \text{ atm}$$

$$P_{\text{total}} = P_{\text{superfície}} + P_{\text{embaixo da água}} = 1 + 20 = 21 \text{ atm}$$

$$21 \text{ atm} \quad \text{————} \quad 100\%$$

$$p_{\text{O}_2} \quad \text{————} \quad 20\%$$

$$p_{\text{O}_2} = 4,2 \text{ atm}$$

$$21 \text{ atm} \quad \text{————} \quad 100\%$$

$$p_{\text{N}_2} \quad \text{————} \quad 80\%$$

$$p_{\text{N}_2} = 16,8 \text{ atm}$$

9. D

Uma mistura gasosa ideal não reagente, formada por 10 g de gás hidrogênio, 10 g de gás hélio e 70 g

de gás nitrogênio, encontra-se acondicionada em um balão de volume igual a 5 L, sob temperatura de 27 °C, então, por meio dos dados, vem:

Na mistura, tem-se:

$$n_{\text{H}_2} = \frac{m}{M} = \frac{10 \text{ g}}{2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 5 \text{ mol}$$

$$n_{\text{He}} = \frac{m}{M} = \frac{10 \text{ g}}{4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2,5 \text{ mol}$$

$$n_{\text{N}_2} = \frac{m}{M} = \frac{70 \text{ g}}{28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2,5 \text{ mol}$$

$$n_{\text{total}} = 5 + 2,5 + 2,5 = 10 \text{ mol}$$

A pressão parcial nas condições citadas no texto é diretamente proporcional ao número de mols parcial. Conclusão:

$$\frac{p_{\text{He}}}{P_{\text{mistura}}} = \frac{n_{\text{He}}}{n_{\text{total}}} = \frac{2,5}{10} \Rightarrow p_{\text{He}} = 0,25 \cdot P_{\text{mistura}}$$

$$\frac{p_{\text{N}_2}}{P_{\text{mistura}}} = \frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{total}}} = \frac{2,5}{10} \Rightarrow p_{\text{N}_2} = 0,25 \cdot P_{\text{mistura}}$$

$$\frac{p_{\text{H}_2}}{P_{\text{mistura}}} = \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{total}}} = \frac{5}{10} \Rightarrow p_{\text{H}_2} = 0,50 \cdot P_{\text{mistura}}$$

$$p_{\text{He}} = p_{\text{N}_2} = \frac{1}{2} p_{\text{H}_2}$$

$$T = 27 + 273 = 300 \text{ K}$$

$$P_{\text{mistura}} \cdot V = n_{\text{total}} \cdot R \cdot T$$

$$P_{\text{mistura}} \cdot 5 = 10 \cdot 0,082 \cdot 300$$

$$P_{\text{mistura}} = 49,2 \text{ atm}$$

$$X_{\text{He}} = \frac{p_{\text{He}}}{P_{\text{mistura}}} = \frac{n_{\text{He}}}{n_{\text{total}}} = \frac{2,5}{10} = 0,25 = 25\%$$

$$\frac{V_{\text{H}_2}}{V} = \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{total}}} = \frac{5}{10}$$

$$\frac{V_{\text{H}_2}}{5} = \frac{5}{10} \Rightarrow V_{\text{H}_2} = 2,5 \text{ L}$$

10. A

a) Correta. Pois o limite inferior de explosão é de 4,3 g de $\text{H}_2\text{S}_{(\text{g})}$ em 100 cm^3 de espaço confinado, de acordo com a situação hipotética. Para que a explosão ocorresse em 1 m^3 , seriam necessários 43 kg de ácido. De acordo com a alternativa, havia 4 mols ou 136 g de $\text{H}_2\text{S}_{(\text{g})}$, ou seja, uma quantidade muito inferior ao mínimo necessário para iniciar a explosão.

b) Incorreta. Apesar de o $\text{H}_2\text{S}_{(\text{g})}$ ser um composto polar, ele não irá formar pontes de hidrogênio com a água, pois, para isso, é necessário que o H se ligue diretamente ao (F, N, O).

c) Incorreta. De acordo com a lei de Boyle, o volume ocupado por um gás é inversamente proporcional à sua pressão.

d) Incorreta. De acordo com a lei de Dalton, “Numa mistura gasosa, a pressão de cada componente é independente da pressão dos demais”:

e) Incorreta. Pois o gás ocupará todo o espaço onde está confinado, de acordo com a lei de Difusão dos gases.

11. 15 (01 + 02 + 04 + 08)

01. Correta. A fração, em mols, de hidrogênio é 0,8.

$$m_{\text{H}_2} = 8 \text{ g} \Rightarrow n_{\text{H}_2} = \frac{8}{2} = 4 \text{ mol}$$

$$m_{\text{O}_2} = 32 \text{ g} \Rightarrow n_{\text{O}_2} = \frac{32}{32} = 1 \text{ mol}$$

$$X_{\text{H}_2} = \frac{4}{4+1} = 0,8$$

02. Correta. A pressão parcial do oxigênio é 10 kPa.

$$m_{\text{O}_2} = 32 \text{ g} \Rightarrow n_{\text{O}_2} = \frac{32}{32} = 1 \text{ mol}$$

$$X_{\text{O}_2} = \frac{P_{\text{O}_2}}{P_{\text{total}}}$$

$$\frac{1}{5} = \frac{P_{\text{O}_2}}{50}$$

$$P_{\text{O}_2} = 10 \text{ kPa}$$

04. Correta. O volume parcial do hidrogênio é 32 litros.

$$m_{\text{H}_2} = 8 \text{ g} \Rightarrow n_{\text{H}_2} = \frac{8}{2} = 4 \text{ mol}$$

$$X_{\text{H}_2} = \frac{V_{\text{H}_2}}{V_{\text{total}}}$$

$$\frac{4}{5} = \frac{V_{\text{H}_2}}{40}$$

$$V_{\text{H}_2} = 32 \text{ L}$$

08. Correta. A porcentagem, em volume, do oxigênio é 20%.

$$P_{\text{O}_2} = 10 \text{ kPa}$$

$$P_{\text{total}} = 50 \text{ kPa}$$

$$\% \text{ volume} = \% \text{ pressão}$$

$$\% \text{ volume} = \frac{P_{\text{O}_2}}{P_{\text{total}}}$$

$$\% \text{ volume} = \frac{10}{50} = 0,2$$

$$\% \text{ volume} = 0,2 = \frac{20}{100}$$

$$\% \text{ volume} = 20 \%$$

16. Incorreta. A pressão parcial do hidrogênio é 40 kPa.

$$m_{\text{H}_2} = 8 \text{ g} \Rightarrow n_{\text{H}_2} = \frac{8}{2} = 4 \text{ mol}$$

$$X_{\text{H}_2} = \frac{p_{\text{H}_2}}{P_{\text{total}}}$$

$$\frac{4}{5} = \frac{p_{\text{H}_2}}{50}$$

$$p_{\text{H}_2} = 40 \text{ kPa}$$

12. C

a) Incorreto. Como temos a porcentagem em volume dos gases que compõem a mistura e considerando que todos os gases estão na mesma condição de temperatura e pressão, teremos:

80% do volume é de N_2 (80% do número de mol total é de N_2).

15% do volume é de O_2 (15% do número de mol total é de O_2).

5% do volume é de CO_2 (5% do número de mol total é de CO_2).

Segundo o Princípio de Avogadro, todos os gases na mesma condição de temperatura e pressão ocupam o mesmo volume, ou seja, o volume que um gás ocupa é diretamente proporcional ao número de mol desse gás.

A fração molar do CO_2 é 0,05.

b) Incorreto. Para 1 mol, ou seja, 22,4 L na CNTP, haveria 17,92 L de N_2 , já que se tem 80% desse gás, porém o enunciado não cita a quantidade de mols presente. Considerando ainda que a capacidade pulmonar média de um adulto é em torno de 6 litros, o valor de 17,92 litros é absurdo.

c) Correto. Ao nível do mar, a pressão é de 1 atm ou 760 mmHg. Então, 15% será 114 mmHg.

d) Incorreto. De acordo com o enunciado, o excesso de CO_2 danifica o cérebro.

e) Incorreto. O metabolismo celular não deixa de produzir energia na meditação, nesse estado, o corpo enche-se de oxigênio, eliminando o dióxido de carbono, CO_2 .

13. E

$$P_{\text{total}} = P_{\text{ar seco}} + P_{\text{acetona}}$$

$$760 = P_{\text{ar seco}} + 180$$

$$P_{\text{ar seco}} = 580 \text{ mmHg}$$

O tambor foi danificado e seu volume interno diminuiu para 80% do volume inicial, sem que tenha havido vazamento, e a temperatura foi mantida constante, então:

$$P_{\text{inicial}} \cdot V_{\text{inicial}} = P_{\text{final}} \cdot V_{\text{final}}$$

$$P_{\text{inicial}} = P_{\text{acetona}}$$

$$V_{\text{final}} = 0,80 V_{\text{inicial}}$$

$$580 \cdot \cancel{V_{\text{inicial}}} = P_{\text{final}} \cdot 0,80 \cancel{V_{\text{inicial}}}$$

$$P_{\text{final}} = 725 \text{ mmHg}$$

$$P_{\text{total após a queda}} = P_{\text{final}} + P_{\text{acetona}}$$

$$P_{\text{total após a queda}} = 725 + 180 = 905 \text{ mmHg}$$

14. V – F – V

De acordo com a hipótese de Avogadro, um mol de metano (16 g), nas mesmas condições de pressão e temperatura, ocupa o mesmo volume que um mol de nitrogênio (28 g).

Na atmosfera, a pressão parcial de N_2 (75%; 0,75 atm) é três vezes maior do que a pressão parcial de O_2 (25%; 0,25 atm).

Num recipiente com volume constante contendo a mesma massa de CH_4 e de O_2 , a pressão parcial de CH_4 é duas vezes maior que a pressão parcial de O_2 :

$$\frac{p_i}{P} = \frac{n_i}{n}$$

$$p_i = \frac{n_i}{n} \cdot P \Rightarrow p_i = \frac{m_i}{M_i} \cdot P$$

$$p_i = \frac{m_i}{M_i \cdot n} \cdot P$$

Para a mesma massa $m_i = m$, vem:

$$p_{CH_4} = \frac{m}{16 \cdot n} \cdot P$$

$$p_{O_2} = \frac{m}{32 \cdot n} \cdot P$$

$$\frac{p_{CH_4}}{p_{O_2}} = \frac{\frac{m}{16 \cdot n} \cdot P}{\frac{m}{32 \cdot n} \cdot P} \Rightarrow \frac{p_{CH_4}}{p_{O_2}} = 2$$

$$p_{CH_4} = 2 \cdot p_{O_2}$$

15. A

$$V_{\text{cilindro}} = \text{constante}$$

$$R \cdot T = \text{constante}$$

$$p_{\text{gás}} \cdot V_{\text{cilindro}} = n_{\text{gás}} \cdot R \cdot T$$

$$p_{\text{gás}} = n_{\text{gás}} \cdot \frac{R \cdot T}{V_{\text{cilindro}}}$$

$$p_{\text{gás}} = n_{\text{gás}} \cdot k$$

Cilindro 1	7 g de N_2 : $n_{N_2} = \frac{7}{28} =$ $= 0,25 \text{ mol}$ $p_{N_2} = 0,25 \text{ k}$	16 g de O_2 : $n_{O_2} = \frac{16}{32} =$ $= 0,50 \text{ mol}$ $p_{O_2} = 0,50 \text{ k}$	6 g de He: $n_{He} = \frac{6}{4} =$ $= 1,50 \text{ mol}$ $p_{He} = 1,50 \text{ k}$
Cilindro 2	14 g N_2 : $n_{N_2} = \frac{14}{28} =$ $= 0,50 \text{ mol}$ $p_{N_2} = 0,50 \text{ k}$	8 g de O_2 : $n_{O_2} = \frac{8}{32} =$ $= 0,25 \text{ mol}$ $p_{O_2} = 0,25 \text{ k}$	13 g de CO_2 : $n_{CO_2} = \frac{13}{44} =$ $= 0,295 \text{ mol}$ $p_{CO_2} = 0,295 \text{ k}$
Cilindro 3	8 g de CH_4 : $n_{CH_4} = \frac{8}{16} =$ $= 0,50 \text{ mol}$ $p_{CH_4} = 0,50 \text{ k}$	13 g de O_2 : $n_{O_2} = \frac{13}{32} =$ $= 0,406 \text{ mol}$ $p_{O_2} = 0,406 \text{ k}$	4 g H_2 : $n_{H_2} = \frac{4}{2} =$ $= 2,00 \text{ mol}$ $p_{H_2} = 2,00 \text{ k}$

Pressão total:

Cilindro 1	$0,25 \text{ k} + 0,50 \text{ k} + 1,50 \text{ k} = 2,25 \text{ k}$
Cilindro 2	$0,50 \text{ k} + 0,25 \text{ k} + 0,295 \text{ k} = 1,045 \text{ k}$
Cilindro 3	$0,50 \text{ k} + 0,406 \text{ k} + 2,00 \text{ k} = 2,906 \text{ k}$

Conclusões

- O cilindro 1 apresenta a maior pressão parcial de O_2 , comparado aos outros cilindros.
- O cilindro 1 apresenta a menor pressão parcial de N_2 , comparado ao cilindro 2.
- O cilindro 2 apresenta a menor pressão parcial de O_2 , comparado aos outros cilindros.
- O cilindro 3 apresenta a maior pressão total (2,906 k).

16. D

$$T = 27^\circ\text{C} + 273 = 300 \text{ K};$$

$$V = 240 \text{ L};$$

$$R = 8,21 \cdot 10^{-2} \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$p_{CO_2} = \frac{1}{3} p_{H_2} \Rightarrow p_{H_2} = 3 \cdot p_{CO_2}$$

$$n_{CO_2} = \frac{1}{3} n_{H_2} \Rightarrow n_{H_2} = 3 \cdot n_{CO_2}$$

$$n_{\text{total}} = n_{H_2} + n_{CO_2} = 3 n_{CO_2} + n_{CO_2} = 4 n_{CO_2}$$

$$P \cdot V = n_{\text{total}} \cdot R \cdot T$$

$$0,82 \cdot 240 = 4 n_{CO_2} \cdot 8,21 \cdot 10^{-2} \cdot 300$$

$$n_{CO_2} = \frac{0,82 \cdot 240}{4 \cdot 8,21 \cdot 10^{-2} \cdot 300} = 1,9976 \text{ mol} \approx 2 \text{ mol}$$

$$m_{\text{CO}_2} = 2 \cdot 44 \text{ g}$$

$$m_{\text{CO}_2} = \boxed{88 \text{ g}}$$

$$n_{\text{H}_2} = 3 n_{\text{CO}_2} \Rightarrow n_{\text{H}_2} = 3 \cdot 2 = 6 \text{ mol}$$

$$m_{\text{H}_2} = 6 \cdot 2 \text{ g}$$

$$m_{\text{H}_2} = \boxed{12 \text{ g}}$$

17. a) Um mergulhador está numa profundidade de 30 m, então:

Atmosfera: $P = 1 \text{ atm}$

Água:

$$10 \text{ m} \text{ ————— } 1 \text{ atm}$$

$$30 \text{ m} \text{ ————— } P'$$

$$P' = 3 \text{ atm}$$

$$P_{\text{total}} = P + P'$$

$$P_{\text{total}} = 1 \text{ atm} + 3 \text{ atm}$$

$$P_{\text{total}} = 4 \text{ atm}$$

- b) Cálculo da pressão parcial de gás nitrogênio:

$$\% \text{ N}_2 = 80\%$$

$$\% \text{ Volume} = \frac{p_{\text{N}_2}}{P_{\text{total}}}$$

$$\frac{80}{100} = \frac{p_{\text{N}_2}}{4}$$

$$p_{\text{N}_2} = 4 \cdot \frac{80}{100}$$

$$p_{\text{N}_2} = 3,2 \text{ atm}$$

- c) Cálculo da quantidade de matéria (número de mols) pedida:

$$P_{(\text{N}_2)_{30 \text{ m}}} = 3,2 \text{ atm}$$

$$V = 6 \text{ L}$$

$$R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$T = 298 \text{ K}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$

$$n = \frac{3,2 \cdot 6}{0,082 \cdot 298} = 0,7857 \text{ mol} \approx 0,8 \text{ mol}$$

Estudo para o Enem

18. B

$$T = \text{constante}$$

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

$$P_{\text{O}_2} = P_{\text{total}} - P_{\text{vapor da água}}$$

$$P_{\text{O}_2} = 1 \text{ atm} - 0,028 \text{ atm} = 0,972 \text{ atm}$$

$$V_{\text{O}_2} = 500 \text{ mL}$$

$$P_{\text{total}} = 1 \text{ atm}$$

$$V_{\text{O}_2 \text{ seco}} = ?$$

$$P_{\text{O}_2} \cdot V_{\text{O}_2} = P_{\text{total}} \cdot V_{\text{O}_2 \text{ seco}}$$

$$0,972 \cdot 500 = 1 \cdot V_{\text{O}_2 \text{ seco}}$$

$$V_{\text{O}_2 \text{ seco}} = 486 \text{ mL}$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

19. C

- I. Correta. Doze gramas de gás hélio ocupam o mesmo volume que 48 g de gás metano, ambos nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP).

$$n_{\text{He}} = \frac{m_{\text{He}}}{M_{\text{He}}} = \frac{12}{4} = 3 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CH}_4} = \frac{m_{\text{CH}_4}}{M_{\text{CH}_4}} = \frac{48}{16} = 3 \text{ mol}$$

$$3 \text{ mol} : 3 \text{ mol}$$

3 volumes : 3 volumes (nas mesmas condições de P e T)

- II. Correta. Em um sistema fechado, para proporcionar um aumento na pressão de uma amostra de gás numa transformação isotérmica, é necessário diminuir o volume desse gás.

$P \cdot V = \text{constante}$ (T = constante; P e V são grandezas inversamente proporcionais)

$P \uparrow \cdot V \downarrow = \text{constante}$

- III. Incorreta. Em um recipiente fechado, existe 1 mol do gás A mais uma certa quantidade em mol do gás B, sendo que a pressão total no interior do recipiente é 6 atm. Se a pressão parcial do gás A no interior do recipiente é 2 atm, a quantidade do gás B é 2 mols.

$$n = n_A + n_B$$

$$\frac{p_A}{P} = \frac{n_A}{n}$$

$$\frac{2}{6} = \frac{1}{1 + n_B} \Rightarrow \frac{1}{3} = \frac{1}{1 + n_B}$$

$$1 + n_B = 3$$

$$n_B = 2 \text{ mol}$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar

ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

20. D

$$p_{\text{NO}} = \frac{3}{5} \cdot p_{\text{H}_2} \Rightarrow n_{\text{NO}} = \frac{3}{5} \cdot n_{\text{H}_2}$$

$$n_{\text{NO}} = \frac{m_{\text{NO}}}{M_{\text{NO}}} = \frac{m_{\text{NO}}}{30} \text{ mol}; \quad n_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{H}_2}}{M_{\text{H}_2}} = \frac{m_{\text{H}_2}}{2} \text{ mol}$$

$$m_{\text{NO}} = 9 \cdot m_{\text{H}_2}$$

$$m_{\text{NO}} + m_{\text{H}_2} = 20 \text{ g}$$

$$9 \cdot m_{\text{H}_2} + m_{\text{H}_2} = 20 \text{ g} \Rightarrow m_{\text{H}_2} = 2 \text{ g}$$

$$p\%(\text{H}_2) = \frac{2 \text{ g}}{20 \text{ g}} = 0,1 = 10\%$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

32 GASES VI - DENSIDADE DOS GASES E EFUSÃO E DIFUSÃO GASOSAS

Comentários sobre o módulo

Neste módulo, serão estudados a densidade dos gases, a densidade absoluta e a relativa e os conceitos de efusão e difusão de gases.

Para ir além

- FELTRE, R. *Química Fundamentos da Química*. 4. ed. v. único. São Paulo: Moderna, 2005.
- TITO, M.P. e CANTO, E.L. *Química na abordagem do cotidiano*. v. único. São Paulo: Moderna, 2002.
- USBERCO, J. e SALVADOR, E. *Química*. 9. ed. v. único. São Paulo: Saraiva, 2013.

Exercícios propostos

7. Pela lei de Graham:

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

Isso significa que a velocidade de efusão dos gases será maior quanto menor for sua massa molecular. Logo, a ordem será: NH_3 (17 g/mol), H_2S (34 g/mol) e SO_2 (64 g/mol).

8. D

I. Correta. A densidade de um gás diminui à medida que ele é aquecido sob pressão constante.

$$d_{\text{gás}} = \frac{\overbrace{P}^{\text{constante}} \cdot M}{\underbrace{R \cdot T}_{\text{aumenta}}} \Rightarrow d_{\text{gás}} = \frac{\overbrace{P}^{\text{constante}} \cdot M}{\underbrace{R \cdot T}_{\text{aumenta}}}$$

II. Correta. A densidade de um gás, num sistema fechado, depende da pressão e da temperatura, ou seja, não varia à medida que este é aquecido sob volume constante.

$$d_{\text{gás}} = \frac{\overbrace{M}^{\text{constante}}}{\underbrace{V}_{\text{constante}}}$$

III. Incorreta. Quando uma amostra de gás é aquecida sob pressão constante, é verificado o aumento do seu volume e da energia cinética média de suas moléculas.

9. D

Com base nos valores fornecidos, podemos calcular a massa molar (M) do gás.

$$R = 62,4 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1};$$

$$m = 4,4 \text{ g}; V = 3,1 \text{ L}; T = 10^\circ\text{C} + 273 = 283 \text{ K};$$

$$P = 566 \text{ mmHg}$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$566 \text{ mmHg} \cdot 3,1 \text{ L} = \frac{4,4 \text{ g}}{M} \cdot 62,4 \text{ mmHg} \cdot$$

$$M = 44,28387 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

A razão entre as densidades (neste caso, massas específicas) dos gases é igual à razão entre as massas molares, então:

$$M_{\text{gás}} = 44,28387 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_{\text{H}_2} = 2,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\frac{d_{\text{gás}}}{d_{\text{H}_2}} = \frac{M_{\text{gás}}}{M_{\text{H}_2}}$$

$$\frac{d_{\text{gás}}}{d_{\text{H}_2}} = \frac{44,28387 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{2,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 21,92270$$

$$\frac{d_{\text{gás}}}{d_{\text{H}_2}} \approx 22$$

10. D

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad d = \frac{m}{V}$$

$$P \cdot V = \frac{m}{MM} \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot MM = \frac{m}{V} \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot MM = d \cdot R \cdot T$$

$$MM = \frac{d \cdot R \cdot T}{P}$$

$$MM = \frac{3,710 \cdot 0,082 \cdot (273 + 500^\circ\text{C})}{0,888}$$

$$MM = \frac{235,16}{0,888} = 264,82 \text{ g/mol}$$

$$\frac{264,82}{32} = 8,27 \therefore S_8$$

11. A

De acordo com a lei de Graham:

v = velocidade

M = massa molar

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{HCl} = 36,5 \\ \text{NH}_3 = 17 \end{array} \right\} M_{\text{HCl}} > M_{\text{NH}_3}$$

$$\frac{v_{\text{HCl}}}{v_{\text{NH}_3}} = \sqrt{\frac{M_{\text{NH}_3}}{M_{\text{HCl}}}} \Rightarrow \frac{v_{\text{HCl}}}{v_{\text{NH}_3}} = \sqrt{\frac{17}{36,5}}$$

$$v_{\text{HCl}} < v_{\text{NH}_3}$$

O anel forma-se mais próximo do HCl , pois a velocidade de efusão da amônia gasosa é maior. O anel branco formado é o NH_4Cl sólido, resultado da reação química entre HCl e NH_3 gasosos.

12.C

- I. Correta. Se o gás for resfriado contra a pressão externa constante, o sistema contrai-se (volume e temperatura serão diretamente proporcionais).

Com base na equação geral dos gases, vem:

$$\frac{P_{\text{antes}} \cdot V_{\text{antes}}}{T_{\text{antes}}} = \frac{P_{\text{depois}} \cdot V_{\text{depois}}}{T_{\text{depois}}}$$

$$P_{\text{antes}} = P_{\text{depois}} = P \text{ (constante)}$$

$$\frac{P \cdot V_{\text{antes}}}{T_{\text{antes}}} = \frac{P \cdot V_{\text{depois}}}{T_{\text{depois}}}$$

$$\frac{V_{\text{antes}}}{T_{\text{antes}}} = \frac{V_{\text{depois}}}{T_{\text{depois}}}$$

- II. Incorreta. A elevação da temperatura não está diretamente ligada à variação da posição do pistão (volume).
- III. Correta. Se o sistema for aquecido a volume constante, a velocidade média das moléculas aumenta independentemente da natureza do gás, pois a energia cinética é diretamente proporcional à temperatura.

- IV. Incorreta. De acordo com a lei de Graham, temos:

$$\frac{v_{\text{Xe}}}{v_{\text{Ar}}} = \sqrt{\frac{M_{\text{Ar}}}{M_{\text{Xe}}}}$$

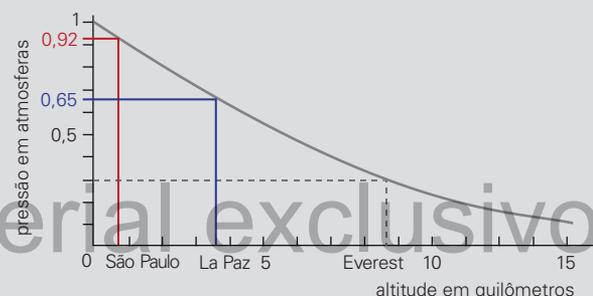
$$\frac{v_{\text{Xe}}}{v_{\text{Ar}}} = \sqrt{\frac{40}{131}}$$

$$v_{\text{Xe}} = \sqrt{\frac{40}{131}} \cdot v_{\text{Ar}}$$

Conclusão: $v_{\text{Xe}} < v_{\text{Ar}}$.

13.

a)



$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

$$d_{\text{SP}} = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}; \quad d_{\text{LP}} = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

$$\frac{d_{\text{SP}}}{d_{\text{LP}}} = \frac{\frac{0,92 \cdot M}{P \cdot T}}{\frac{0,65 \cdot M}{P \cdot T}} = \frac{0,92}{0,65} = 1,4$$

- b) A concentração de CO_2 será maior em Araçaju, pois essa cidade se encontra no nível do mar, onde a pressão atmosférica é maior do que em Ouro Preto e, conseqüentemente, ocorrerá menor escape de gás.

14.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$n = \frac{m}{M}$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot M = \frac{m}{\underset{\text{densidade}}{V}} \cdot R \cdot T$$

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

$$T = 210 + 273 = 483 \text{ K}$$

$$0,25 \text{ atm} = 0,25 \cdot 760 \text{ torr}$$

$$0,97 \frac{\text{g}}{\text{L}} = \frac{0,25 \cdot 760 \text{ torr} \cdot M}{62,36 \text{ L} \cdot \text{torr} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 483 \text{ K}}$$

$$M = 153,7699 \approx 153,77 \text{ g/mol}$$

15.B

- Correta. O risco de explosão deve-se principalmente à presença de metano (CH_4), produzido por micro-organismos em condições anaeróbicas, na decomposição do material orgânico presente no lixo.
- Correta. Os gases oferecem risco de explosão porque reagem vigorosamente com agentes oxidantes fortes (oxigênio atômico formado no processo).
- Incorreta. O gás metano é inodoro.
- Incorreta. Os gases que oferecem risco de explosão apresentam baixa densidade e alta velocidade de difusão em relação aos principais componentes do ar, como o nitrogênio e o oxigênio.

16.21 (01 + 04 + 16)

01. Correta. Não é possível calcular o valor da pressão exercida pelo gás, pois é preciso saber sua massa molar:

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

02. Incorreta. O volume de um mol de qualquer gás será 22,4 L nas CNTP.

04. Correta. Ao dobrar a temperatura do sistema, a pressão também dobra:

$$P \cdot 1 = \underbrace{n \cdot R}_{\text{constante}} \cdot T$$

$$\frac{P}{T} = \text{constante} \Rightarrow \frac{2 \cdot P}{2 \cdot T} = \text{constante}$$

08. Incorreta. Se a massa molar do gás for igual a 10 g/mol, sua densidade absoluta, nas CNTP, é igual a 0,446 g/L.

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

$$d = \frac{1 \text{ atm} \cdot 10 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 273 \text{ K}} = 0,446 \text{ g/L}$$

16. Correta. Para um gás, alterações de temperatura e pressão interferem na sua densidade absoluta exclusivamente pela influência dessas alterações sobre o volume e não sobre a massa. Ou seja:

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

17. De acordo com a lei de Graham, temos:

$$\frac{v_{(\text{leve})}}{v_{(\text{pesado})}} = \sqrt{\frac{MM_{(\text{pesado})}}{MM_{(\text{leve})}}}$$

$$(1,0043)^2 = \frac{MM_{(\text{pesado})}}{MM_{(\text{leve})}}$$

$$(1,0043)^2 = \frac{MM_{(\text{pesado})}}{349}$$

$$MM_{(\text{pesado})} = (1,0043)^2 \cdot 349 = 352$$

$$UF_6 = 352$$

$$UF_6 = U + 6F = U + 6 \cdot 19$$

$$352 = U + 114$$

$$U = 238$$

A massa atômica do urânio mais pesado é 238 u.

Estudo para o Enem

18. C

$$\frac{v_{\text{He}}}{v_{\text{X}}} = \sqrt{\frac{M_{\text{X}}}{M_{\text{He}}}}$$

$$\frac{3}{1} = \sqrt{\frac{M_{\text{X}}}{4}}$$

$$\sqrt{M_{\text{X}}} = 6$$

$$M_{\text{X}} = 36 \text{ g/mol}$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

19. C

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot M = d \cdot R \cdot T$$

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} = \frac{32 \cdot 1}{0,082 \cdot 273} = 1,43 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

20. B

$$d_{\text{inicial}} = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

$$d_{\text{final}} = \frac{9P \cdot M}{R \cdot 3 \cdot T}$$

$$d_{\text{final}} = \frac{3 \cdot P \cdot M}{R \cdot T}$$

Portanto:

$$d_{\text{final}} = 3 \cdot d_{\text{inicial}}$$

Quando a pressão aumentar nove vezes e a temperatura absoluta triplicar, a densidade de um gás perfeito aumentará três vezes.

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

RESPOSTAS E COMENTÁRIOS

QUÍMICA 2

SCIENCE FACTION/SCIENCE FACTION/LATINSTOCK

Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

9 FUNÇÕES INORGÂNICAS: SAIS - SOLUBILIDADE

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, será estudado o critério de como se comportam os sais diante da dissolução em água.

Para ir além

Equilíbrio químico de sais pouco solúveis e o caso Celobar.

Carbonato de bário é um exemplo de sólido cujo ânion formado pela ionização de um ácido fraco torna-o solúvel em meio a ácido clorídrico. A intoxicação de vários indivíduos com bário há alguns anos deveu-se ao emprego indevido desse sal em exames de contraste. Geralmente, é utilizado um contraste comercial para exames radiológicos que consistem em uma suspensão aquosa de sulfato de bário insolúvel no suco gástrico. Entretanto, a contaminação de um lote do produto com carbonato de bário ocasionou a morte de dezenas de pessoas. Neste artigo, a relação entre a solubilidade de ambos os sais e suas constantes de solubilidade são demonstradas e discutidas. Um experimento utilizando tripas de celofane demonstra como íons Ba^{2+} em solução migram para a corrente sanguínea, causando a intoxicação. Disponível em:

<<http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc24/eeq4.pdf>>

Acesso em: set. 2018.

Sulfetos: por que nem todos são insolúveis?

Ao contrário dos nitratos, os sulfetos, compostos formados pelo enxofre e por um grande número de elementos químicos, são conhecidos de maneira geral pela baixíssima solubilidade. Disponível em:

<<http://submission.quimicanova.s bq.org.br/qn/qnol/2010/vol33n10/43-ED10460.pdf>>

Acesso em: set. 2018.

Exercícios propostos

7. D

O sal carbonato de cálcio é insolúvel em água. Portanto, os dois sais solúveis em águas marítimas são cloreto de magnésio e sulfato de sódio.

8. C

Todos os nitratos são solúveis, logo teremos:



9. A

Na_2CO_3 é classificado como um sal básico, pois é proveniente de uma base forte e um ácido fraco. Os carbonatos são insolúveis, com exceção do carbonato de amônio ou os carbonatos de metais alcalinos.

10. $FeCl_2$: cloreto ferroso ou cloreto de ferro II

Os sais formados pelo ânion cloreto são solúveis, exceto quando este está combinado com Ag^+ , Pb^{2+} ou Hg^{2+} .

11. A

H_2SO_4 é o ácido sulfúrico.

$Mg(OH)_2$ é o hidróxido de magnésio.

$Fe_2(SO_4)_3$ é o sulfato de ferro III – solúvel. Todos os sulfatos são solúveis, exceto os sulfatos combinados com Ba^{2+} , Sr^{2+} , Ca^{2+} , Ra^{2+} e Pb^{2+} .

12. 12 (04 + 08)

01) Incorreta. $Ca(NO_3)_2$ é o nitrato de cálcio – solúvel. Todos os nitratos são solúveis.

02) Incorreta. $CuSO_4$ é o sulfato de cobre II – solúvel. Todos os sulfatos são solúveis, exceto os sulfatos combinados com Ba^{2+} , Sr^{2+} , Ca^{2+} , Ra^{2+} e Pb^{2+} .

04) Correta. K_3PO_4 é o fosfato de potássio – solúvel.

08) Correta. $NaBr$ é o brometo de sódio – solúvel.

16) Incorreta. $Fe_2(SO_4)_3$ é o sulfato de ferro III – solúvel. Todos os sulfatos são solúveis, exceto os sulfatos combinados com Ba^{2+} , Sr^{2+} , Ca^{2+} , Ra^{2+} e Pb^{2+} .

13. D

As bases formadas pelos elementos do grupo 1 (metais alcalinos) são fortes e solúveis, enquanto as bases formadas pelo grupo 2 (metais alcalinos terrosos) são parcialmente solúveis e as demais, insolúveis, logo o $Pb(OH)_2$ é insolúvel.

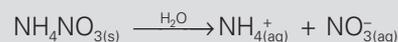
Os carbonatos são insolúveis, com exceção do carbonato de amônio ou dos carbonatos de metais alcalinos. Portanto, o $PbCO_3$ é insolúvel.

14. $FeCl_3$ – cloreto férrico é solúvel.

$CuCl_2$ – cloreto cúprico é solúvel.

15. A

Todos os nitratos são solúveis, logo teremos:



16. $CrCl_3$ – cloreto de cromo III – solúvel. Todos os cloretos são solúveis.

CrS_3 – sulfeto de cromo VI – insolúvel. Todos os sulfetos são insolúveis, exceto quando combinado com amônio, metais alcalinos e alcalinos terrosos (Ba^{2+} , Sr^{2+} , Ca^{2+} e Mg^{2+}).

17. C

Os carbonatos são insolúveis, com exceção do carbonato de amônio ou dos carbonatos de metais alcalinos.

Estudo para o Enem

18. C

O sal insolúvel que se precipita junto à sujeira é o sulfato de cálcio CaSO_4 .

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

19. A

Na_2CO_3 é classificado como um sal básico, pois é proveniente de uma base forte e de um ácido fraco. Os carbonatos são insolúveis, com exceção

do carbonato de amônio ou dos carbonatos de metais alcalinos.

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

20. B

Os carbonatos são insolúveis, com exceção do carbonato de amônio ou dos carbonatos de metais alcalinos.

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

10 FUNÇÕES INORGÂNICAS: ÓXIDOS - DEFINIÇÃO E NOMENCLATURA

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, será estudada a formulação dos óxidos, reconhecendo sua origem iônica ou molecular e a nomenclatura oficial, enfatizando quando se deve ou não utilizar prefixos como di, tri e tetra.

Para ir além

“O lado escuro da comida”

A indústria da comida nunca produziu tanta tranqueira. Seu prato polui mais que o seu carro. E estamos sendo envenenados por pesticidas. Ou não? Descubra o que é verdade e o que é mentira nas intrigas que rondam os alimentos.

Disponível em:

<<https://super.abril.com.br/saude/o-lado-escuro-da-comida>>

Acesso em: jul. 2018.

“Remédio contra impotência trata derrame”

Vasodilatador, rico em óxido nítrico, reestabelece a irrigação sanguínea após obstrução. Teste com ratos comprovou a eficácia do tratamento.

Disponível em:

<<http://g1.globo.com/Noticias/Ciencia/0,,MUL3836-5603,00-REMEDIO+CONTRA+IMPOTENCIA+TRATA+DERRAME.html>>

Acesso em: jul. 2018.

Os *sites* a seguir mostram vídeos relacionados à formação/ação da chuva ácida.

Disponível em:

<<https://www.youtube.com/watch?v=eE4pDJqo6w0>>

Acesso em: jul. 2018.

<<https://www.youtube.com/watch?v=kW0k-GBgy9g>>

Acesso em: jul. 2018.

Exercícios propostos

7. A

Os óxidos podem ser divididos em dois grandes grupos: óxidos metálicos, apresentam ligações iônicas, e óxidos não metálicos (moleculares), formados por ligações covalentes.

8. C

A fórmula química do dióxido de titânio é TiO_2 ; trata-se de um óxido iônico formado por um metal e oxigênio.

9. C

Óxidos são compostos binários em que o elemento mais eletronegativo é o oxigênio. Os metais de transição são compostos pertencentes à família B da Tabela Periódica. Assim, satisfazem essas condições os compostos: Cr_2O_3 e CoO_3 .

10. Hidróxido de sódio – NaOH

Hidróxido de magnésio – Mg(OH)_2

Óxido de cálcio – CaO

11. E

Como o ferro possui carga variável (2+ e 3+), ele pode formar dois tipos de óxidos, o FeO (óxido ferroso) e o Fe_2O_3 (óxido férrico).

12. Quando óxidos como NO_2 e CO_2 e SO_3 são lançados na atmosfera, advindos essencialmente do setor industrial ou pela queima de combustíveis fósseis, ao entrar em contato com a água, formam ácidos como os descritos nas reações da questão, levando à formação da chuva ácida.

Os óxidos utilizados nas reações químicas são:

NO_2 – dióxido de nitrogênio

CO_2 – dióxido de carbono

SO_3 – trióxido de enxofre

13. A

Ácido sulfídrico – H_2S

Monóxido de carbono – CO

Dióxido de carbono – CO_2

Dióxido de enxofre – SO_2

14. Os óxidos formados pelo chumbo são:

PbO , PbO_2 e o óxido duplo Pb_3O_4 .

15. B

O íon alumínio apresenta carga 3+, o oxigênio, 2-, logo teremos $\text{Al}^{3+}\text{O}^{2-} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$

O composto é iônico, pois o alumínio é um metal e o oxigênio é um não metal.

16. O íon silício apresenta carga 4+, o oxigênio, 2-, logo teremos $\text{Si}^{4+}\text{O}^{2-} \rightarrow \text{SiO}_2$

O composto é molecular, ou seja, é formado por ligação covalente e, em razão da diferença de eletronegatividade, a ligação é polar.

17. E

Hematita é um mineral de fórmula química óxido de ferro III, (Fe_2O_3), sendo constituído por 70% de ferro e 30% de oxigênio.

Estudo para o Enem

18. B

Dióxido de silício: SiO_2

Óxido de sódio: Na_2O

Óxido de cálcio: CaO

Dióxido de chumbo: PbO_2

Óxido de alumínio: Al_2O_3

Competência: Entender métodos e procedimentos próprios das ciências naturais e aplicá-los em diferentes contextos.

Habilidade: Caracterizar materiais ou substâncias, identificando etapas, rendimentos ou implicações biológicas, sociais, econômicas ou ambientais de sua obtenção ou produção.

19. C

Ácido sulfúrico – H_2SO_4

Sulfato de cálcio – CaSO_4

Dióxido de carbono – CO_2

Água – H_2O

Competência: Entender métodos e procedimentos próprios das ciências naturais e aplicá-los em diferentes contextos.

Habilidade: Caracterizar materiais ou substâncias, identificando etapas, rendimentos ou implicações biológicas, sociais, econômicas ou ambientais de sua obtenção ou produção.

20. E

NO_2 e SO_2 são óxidos.

HNO_3 e H_2SO_4 são ácidos.

Competência: Entender métodos e procedimentos próprios das ciências naturais e aplicá-los em diferentes contextos.

Habilidade: Caracterizar materiais ou substâncias, identificando etapas, rendimentos ou implicações biológicas, sociais, econômicas ou ambientais de sua obtenção ou produção.

11 FUNÇÕES INORGÂNICAS: ÓXIDOS - ÁCIDOS E BÁSICOS

Orientações ao professor

Neste módulo, será estudada a classificação dos óxidos de acordo com suas propriedades e tipos de reações que eles podem sofrer.

Para ir além

Sugira aos seus alunos que assistam ao *Apollo 13* (Ron Howard, Universal Pictures. 138 min. 1995).

Anestesia geral com uso de óxido nitroso (gás do riso) versus anestesia geral sem uso de óxido nitroso. Disponível em:

<<http://www.cochrane.org/pt/CD008984/anestesia-geral-com-uso-de-oxido-nitroso-gas-do-riso-versus-anestesia-geral-sem-uso-de-oxido-nitroso>>

Acesso em: jul. 2018.

Gás do riso, ou gás hilariante: a sedação consciente com óxido nitroso na odontologia.

Disponível em:

<<http://www.odontologiaemfortaleza.com.br/gas-do-riso-ou-gas-hilariante-a-sedacao-consciente-com-oxido-nitroso-na-odontologia>>

Acesso em: jul. 2018.

Exercícios propostos

7. B

Os óxidos básicos são formados por metais e possuem caráter iônico, porque eles são elementos altamente eletropositivos, apresentando normalmente a "carga" igual a 1+ ou 2+, tais como o Na₂O, K₂O, CaO, MgO.

8. C

Pode-se utilizar o óxido de cálcio, que é um óxido básico iônico. Em contato com a água, gera hidróxido de cálcio, como indicado na equação a seguir:



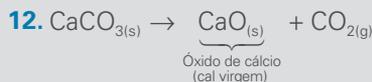
9. E



10. O monóxido de carbono, CO, é um óxido que não reage com ácidos, bases e nem com água; trata-se de um óxido neutro ou indiferente.

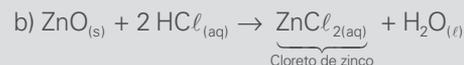
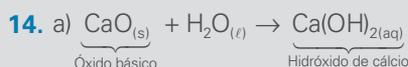
11. D

Os óxidos de zinco e de alumínio são anfóteros, ou seja, em determinados momentos, comportam-se como óxidos ácidos e, em outros, como óxidos básicos.



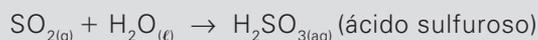
13. D

A equação que representa a reação do óxido ácido com a base é:

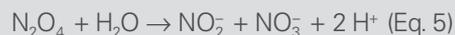
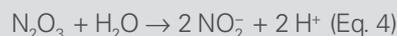
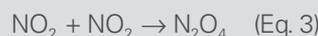
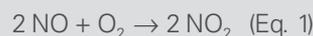


15. B

O principal gás que forma a chuva ácida é o SO₂, que, ao reagir com água, forma o ácido sulfuroso, de acordo com a seguinte reação:



16.



17. C

O composto F₂O não é considerado óxido, em razão do átomo de flúor ser mais eletronegativo do que o átomo de oxigênio.

Estudo para o Enem

18. B

Dióxido de carbono (gás carbônico): CO₂

Dióxido de enxofre: SO₂

Trióxido de enxofre: SO₃

Óxido de cálcio: CaO

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

19. D

a) Incorreto. A fórmula do óxido de chumbo é PbO.

b) Incorreto. Os óxidos de cálcio e alumínio são óxidos iônicos.

c) Incorreto. Óxido de cálcio é um óxido básico.

d) Correto.

e) Incorreto. O composto químico dióxido de silício, também conhecido como sílica, é o óxido de silício cuja fórmula química é SiO_2 .

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

20. E

Os óxidos ácidos são aqueles que, ao reagirem com a água, produzem um ácido como produto. Já, ao reagir com uma base, os produtos serão sal e água. Esses compostos normalmente apresentam caráter covalente, isto é, são moleculares, sendo solúveis em água e formados em sua maioria por ametais, elementos com alta eletronegatividade. O dióxido de enxofre é formado por um ametal, logo possui a classificação de óxido ácido.

O monóxido de carbono (CO) é um óxido neutro, apesar de ser tóxico. Os óxidos neutros são também denominados óxidos indiferentes e inertes, pois não reagem com a água. Portanto, não formam nem ácidos nem bases.

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

12 REAÇÕES INORGÂNICAS - SÍNTESE E DECOMPOSIÇÃO

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudadas as reações inorgânicas, principalmente as reações de síntese e decomposição. O aluno poderá observar que a reação de síntese ou adição acontece quando duas ou mais substâncias reagem, formando um único produto, e que a reação de decomposição ou análise acontece quando um reagente se divide em dois ou mais produtos. Verá exemplos práticos em que essas reações acontecem para facilitar o entendimento.

Para ir além

Reações envolvendo íons em solução aquosa: uma abordagem problematizadora para a previsão e o equacionamento de alguns tipos de reações inorgânicas. Disponível em:

<<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc23/a04.pdf>>

Acesso em: out. 2018.

Ensino de química baseado na utilização de modelos teóricos como referência para o aprendizado. Disponível em:

<<http://www.sbq.org.br/eneq/xv/resumos/R0844-2.pdf>>

Acesso em: out. 2018.

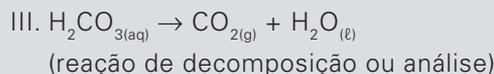
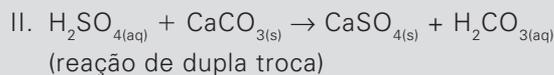
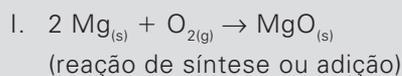
Exercícios propostos

7. A

Reação de decomposição é a reação de análise ou é uma reação em que um reagente dá origem a dois ou mais produtos

8. B

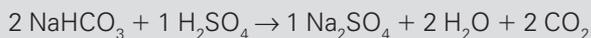
Teremos:



9. B

A reação de análise ou reação de decomposição é uma reação em que um reagente dá origem a dois ou mais produtos.

10. Balanceamento da equação química:



Coefficientes estequiométricos após o balanceamento: 2 : 1 : 1 : 2 : 2

11. C

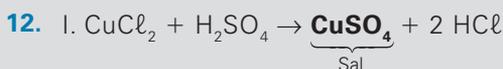
a) Incorreta. A reação descrita é de simples troca.

b) Incorreta. A reação descrita é de síntese.

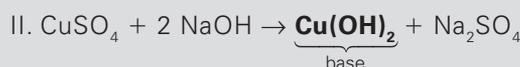
c) Correta. A reação é de dupla troca e está corretamente balanceada:



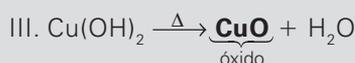
d) Incorreta. A reação é de decomposição.



(dupla troca)



(dupla troca)

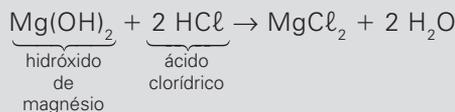


(decomposição ou análise)

13. E

Equação da reação de neutralização:

Dupla troca: $\text{AB} + \text{CD} \rightarrow \text{AD} + \text{BC}$



14. (V) Como a quantidade de átomos nos reagentes é igual à quantidade de átomos nos produtos, obedece à lei de conservação das massas proposta por Lavoisier.

(F) Trata-se de uma base de Arrhenius, por causa da presença do ânion OH^- .

(V) Os coeficientes que irão balancear corretamente a reação são: $1 \text{CaO} + 1 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 1 \text{Ca(OH)}_2$.

(V) Em meio básico, a fenolftaleína apresenta coloração rósea.

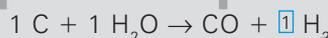
(F) Trata-se de uma reação de adição, em que dois reagentes formam apenas um único produto.

15. C

A equação 4 é uma reação de decomposição, ou seja, quando um reagente forma dois ou mais produtos.

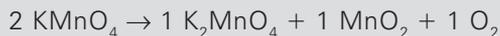
16. E

Balanceamento das equações:



17. B

Balaceando, pelo método das tentativas e erros, as equações com os menores coeficientes inteiros, temos:



Somando os coeficientes, temos:

$$(2 + 1 + 1 + 1 + 1 + 3 + 1 + 3 + 3) = 16$$

Estudo para o Enem

18. B

Representação da equação devidamente balanceada:



Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas. Reconhecer as equações químicas e classifica-lás.

19. D

Observando as duas reações, verificamos que um único composto se decompõe em outros mais

simples, pela ação do calor (Δ). Portanto, ambas são de decomposição.

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas. Reconhecer as equações químicas e classifica-lás.

20. D

Reação de dupla troca ocorre quando duas substâncias compostas reagem, produzindo duas novas substâncias compostas, ou seja, são reações.

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas. Reconhecer as equações químicas e classifica-lás.

13 REAÇÕES INORGÂNICAS - DESLOCAMENTO OU SIMPLES TROCA

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudadas as reações de simples troca ou deslocamento com metais e não metais. Serão enfatizadas as reações de metais com ácido para a produção de gás hidrogênio e as reações de metais com água. Além das reações dos metais, serão abordadas as reações dos não metais.

Para ir além

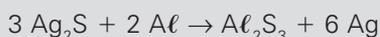
Reações químicas: fenômeno, transformação e representação. Disponível em:

<<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc02/conceito.pdf>>

Acesso em: out. 2018.

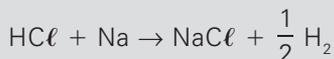
Exercícios Propostos

7. E



Nessa reação, acontece a simples troca ou deslocamento, onde o alumínio, por ser mais reativo, desloca a prata, formando o composto, Al_2S_3 , e a prata será reduzida à prata metálica.

8. D

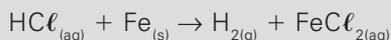


Consultando a fila de reatividade dos metais, podemos observar que o sódio é mais reativo do que o hidrogênio.

9. C

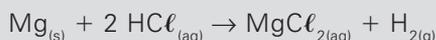
Analisando a fila de reatividade dos metais, podemos observar que o magnésio é mais reativo do que o cobre, logo a reação ocorre espontaneamente.

10. Reação de simples troca



11. A

I. Correta. O magnésio desloca os íons H^+ do HCl , tal como descrito a seguir:



II. Incorreta. A reação produz hidrogênio, tal como visto na equação anterior.

III. Correta.

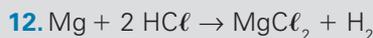
IV. Correta. São adicionados 0,5 mol de magnésio em uma solução contendo $0,1 \text{ L} \cdot 12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 1,2 \text{ mol}$ de ácido clorídrico. Logo, o magnésio será o reagente limitante, já que sobrarão 0,2 mol de ácido.

V. Correta.

1,0 mol de Mg — 22,4 L de hidrogênio

0,5 mol de Mg — x

x = 12,3 L



13. C

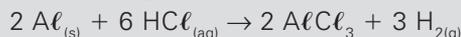
Reação de deslocamento de ânion (cloro mais reativo que o bromo).

14. 11 (01 + 02 + 08)

01. Correta. Na equação I, forma-se o sulfato de sódio (Na_2SO_4), que é um sal inorgânico, de acordo com a seguinte equação balanceada:



02. Correta. Na equação II, há liberação de gás hidrogênio (H_2), de acordo com a seguinte equação:



04. Incorreta: Os sais formados na equação I e II são, respectivamente:

Na_2SO_4 e AlCl_3 .

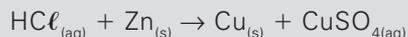
08. Correta. Na equação I balanceada, verifica-se a formação de 2 mols de água, de acordo com a seguinte equação:



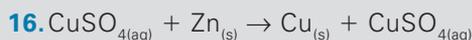
15. B

Analisando a fila de reatividade dos metais, podemos observar que o zinco é mais reativo que: $\text{Zn} > \text{Fe} > \text{H} > \text{Cu} > \text{Hg} > \text{Ag} > \text{Au}$.

Logo, para que haja um desgaste da placa de zinco com efervescência, este deve ser mergulhado em uma solução que contenha hidrogênio.



Se a placa for mergulhada na solução que contém cobre, esta não formará gás (efervescência).



17. C

O cobre metálico não reage com nenhuma das soluções; o zinco, apenas com a solução de cobre; o magnésio, com as soluções de cobre e zinco.

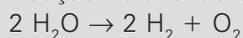
Portanto, a ordem de reatividade é $\text{Cu}/\text{Zn}/\text{Mg}$.

Estudo para o Enem

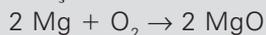
18. C

Classificação das reações químicas:

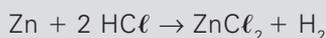
Reação de análise ou decomposição:



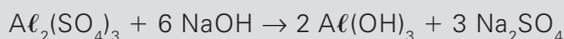
Reação de síntese ou adição:



Reação de simples troca:



Reação de dupla troca:



Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

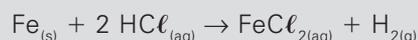
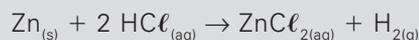
Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

19. C

a) Incorreta. Como o cobre (Cu) é menos reativo do que o hidrogênio no HCl, essa reação não ocorre.

b) Incorreta. O cobre e o ouro (metais nobres) são menos reativos que o hidrogênio.

c) Correta. As placas de zinco e ferro (metais comuns) são corroídas e há despreendimento de gás hidrogênio, de acordo com as seguintes equações:



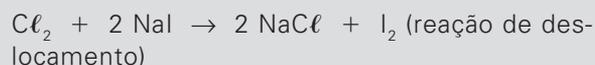
d) Incorreta. O zinco e o ferro não são metais nobres.

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas

20. B

O cloro (Cl_2), por ser mais reativo, consegue deslocar o iodo no NaI, de acordo com a seguinte equação:



Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

14 REAÇÕES INORGÂNICAS - REAÇÕES DE DUPLA TROCA

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão abordadas as reações de dupla troca e quais as condições para a ocorrência dessas reações.

Será necessário lembrar junto ao aluno a solubilidade dos sais e a volatilidade de ácidos e bases. Serão exploradas neste módulo também as equações iônicas, para que possa haver a explicação de íons espectadores.

Para ir além

Reações envolvendo íons em solução aquosa: uma abordagem problematizadora para a previsão e o equacionamento de alguns tipos de reações inorgânicas.

Disponível em:

<<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc23/a04.pdf>>

Acesso em: out. 2018.

Reações químicas: fenômeno, transformação e apresentação.

Disponível em:

<<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc02/conceito.pdf>>

Acesso em: out. 2018.

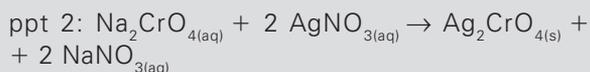
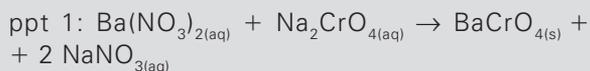
Exercícios Propostos

7. B



8. B

As equações que indicam a formação dos precipitados são:



Logo, os precipitados ppt 1 e ppt 2 são, respectivamente, BaCrO_4 e Ag_2CrO_4 .

9. B



11. C

Das possibilidades de misturas, as únicas em que ocorrerão reações químicas serão as que estão entre os copos 1 e 3 e entre os copos 3 e 5, ocor-

rendo, em ambos os casos, reação entre uma solução ácida e uma solução aquosa de bicarbonato de sódio, causando liberação de gás carbônico.

Assim, temos:

$$\text{Probabilidade} = \frac{\text{misturas com reação}}{\text{misturas totais}} = \frac{2}{10} = \frac{1}{5}$$

12. B

a) Incorreta. O produto formado na queima do Mg é MgO.

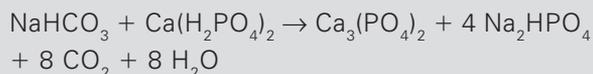
b) Correta.

c) Incorreta. Uma lâmina de Zn introduzida numa solução aquosa de CuSO_4 , ocorre uma solução de simples troca.

d) Incorreta. A reação $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{CaO} + \text{CO}_2$ é do tipo de decomposição.

13. D

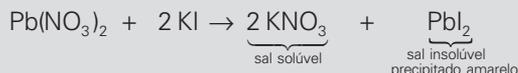
Teremos:



14. a) $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{Na}_2\text{S}(\text{s}) \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{S}(\text{g})$; Reação de dupla troca

b) H_2S é ácido e Na_2SO_4 é sal. A reação ocorre, pois houve formação de um eletrólito fraco e volátil (H_2S).

15. E



16. D

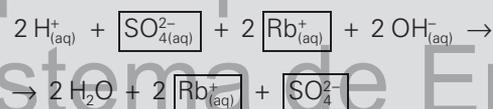
Na equação da letra "d", formam-se dois sais solúveis, não sendo nenhum deles praticamente insolúvel.

NaNO_3 = todo sal que possui o ânion nitrato é solúvel em água.

KCl = todo halogeneto (F, Cl, Br, I) com metal alcalino (IA) é solúvel.

17. D

Íons espectadores são espécies que permanecem dissociados na solução, eles estão presentes no estado inicial e no final.



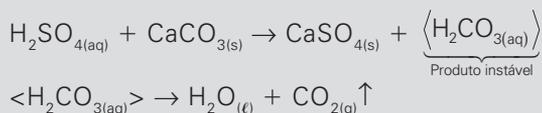
Estudo para o Enem

18. C

Mármore: carbonato de cálcio, CaCO_3

Gesso: sulfato de cálcio, CaSO_4

A equação química correspondente é:



Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

19. B

Durante a incineração, ocorre liberação de uma substância de caráter ácido, $\text{HCl}_{(\text{g})}$. Uma forma de tratar esse poluente consiste em borbulhar os gases formados no incinerador em uma solução básica para que ocorra a neutralização do gás clorídrico. Essa dispersão pode ser a água de cal, solução diluída de hidróxido de cálcio ($\text{Ca}(\text{OH})_2$). Desse modo, a reação química que

ocorrerá pode ser representada pela equação a seguir.



Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

20. A

O uso do ácido nítrico especificamente (e não um outro ácido) é o fato de que nitratos metálicos são solúveis. Assim, não há precipitação de nenhum sal insolúvel de um metal, o que falsearia os resultados da análise para menos, pois não levaria em conta essa precipitação.

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

15 NÚMERO DE OXIDAÇÃO - NOX

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, será abordado o conceito de número de oxidação, enfatizando a diferença de Nox real e aparente, com base no tipo de ligação estabelecida pelo átomo. Serão demonstradas as regras de determinação do Nox para os átomos.

Para ir além

O conceito de oxidação e redução nos livros didáticos de química orgânica no Ensino Médio. Disponível em:

<<http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc20/v20a08.pdf>>

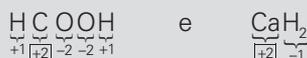
Acesso em: out. 2018.

Oxidação de metais. Disponível em:

<<http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc18/A12.PDF>>

Acesso em: out. 2018.

Exercícios Propostos



9. A

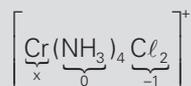
a) Correto. $\text{Mg}^{\overset{+2}{\text{C}}}\overset{-1}{\text{Cl}}_2$

b) Incorreto. O Nox do cloro nesses sais é de -1 ; segundo a regra, os halogênios, quando em compostos binários, apresentam carga -1 .

c) Incorreto. O sódio pertence ao 1º grupo da Tabela Periódica, portanto, ao grupo dos metais alcalinos.

d) Incorreto. Os sais que apresentam metais em suas fórmulas são formados, em sua maioria, por ligações iônicas.

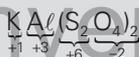
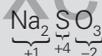
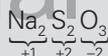
10. D



$$x + (4 \cdot 0) + 2 \cdot (-1) = +1$$

$$\therefore x = +3$$

11. A



a) Correto.

b) Incorreto. O enxofre apresenta estado de oxidação diferente, ou seja, $+2$ no $\underbrace{\text{Na}}_{+1} \underbrace{\text{S}}_{+2} \underbrace{\text{O}}_{-2}_3$ e $+4$ no $\underbrace{\text{Na}}_{+1} \underbrace{\text{S}}_{+4} \underbrace{\text{O}}_{-2}_3$.

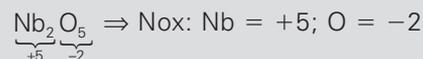
c) Incorreto. O sódio em $\underbrace{\text{Na}}_{+1} \underbrace{\text{S}}_{+2} \underbrace{\text{O}}_{-2}_3$ e no $\underbrace{\text{Na}}_{+1} \underbrace{\text{S}}_{+4} \underbrace{\text{O}}_{-2}_3$ apresenta o mesmo Nox.

d) Incorreto. Em $\underbrace{\text{Na}}_{+1} \underbrace{\text{S}}_{+2} \underbrace{\text{O}}_{-2}_3$, o enxofre apresenta menor estado de oxidação comparado com o $\underbrace{\text{Na}}_{+1} \underbrace{\text{S}}_{+4} \underbrace{\text{O}}_{-2}_3$.

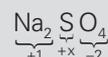
e) Incorreto. O oxigênio apresenta o mesmo Nox em ambos os compostos.

12. D

Número de oxidação



13. D



$$+2 + x - 8 = 0$$

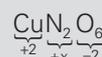
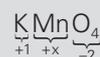
$$+1 + x - 6 = -2$$

$$x = -2 + 8$$

$$x = -2 + 5$$

$$x = +6$$

$$x = +3$$



$$+1 + x - 8 = 0$$

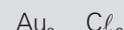
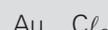
$$+2 + 2x - 12 = 0$$

$$x = +7$$

$$2x = +10$$

$$x = +5$$

14.



$$x + (-1 \cdot 3) = 0$$

$$(2 \cdot x) + 6 \cdot (-1) = 0$$

$$\boxed{x = +3}$$

$$2x - 6 = 0$$

$$\boxed{x = +3}$$

15. C



$$+2 + x - 8 = 0$$

$$+1 + x - 8 = 0$$

$$x = +6$$

$$x = +7$$

16. B

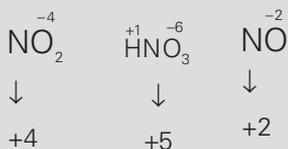


$$2 \cdot (x) + 7 \cdot (-2) = -2$$

$$2x = +12$$

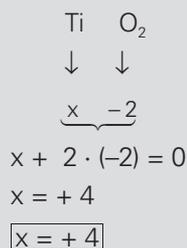
$$x = +6$$

17. A



Estudo para o Enem

18. D



Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

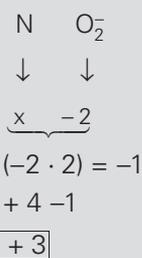
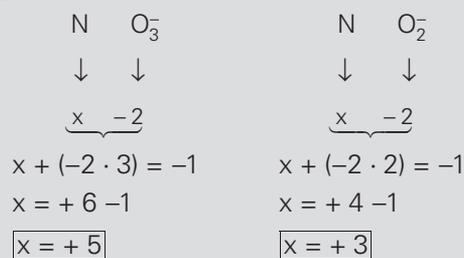
19. A

- a) KMnO_4 e MnBr_2
 $\begin{array}{c} \text{Mn} \\ +7 \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{Mn} \\ +2 \end{array}$
- b) K_2MnO_4 e MnCl_3
 $\begin{array}{c} \text{Mn} \\ +6 \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{Mn} \\ +3 \end{array}$
- c) MnS e Mn_3N_2
 $\begin{array}{c} \text{Mn} \\ +2 \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{Mn} \\ +3 \end{array}$
- d) KMnO_4 e MnO_2
 $\begin{array}{c} \text{Mn} \\ +7 \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{Mn} \\ +4 \end{array}$
- e) MnCl_2 e NaMnO_4
 $\begin{array}{c} \text{Mn} \\ +2 \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{Mn} \\ +7 \end{array}$

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

20. D



Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

16 AGENTES OXIDANTE E REDUTOR

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão abordados os conceitos de oxidação e redução associados à perda e ao ganho de elétrons, bem como o aumento e a diminuição do Nox. Além desses conceitos, também serão abordados os conceitos de agentes oxidantes e redutores.

Para ir além

Escurecimento e limpeza de objetos de prata – um experimento simples e de fácil execução envolvendo reações de oxidação-redução. Disponível em:

<<http://qnesc.sbjq.org.br/online/qnesc30/11-EEQ-4407.pdf>>

Acesso em: out. 2018.

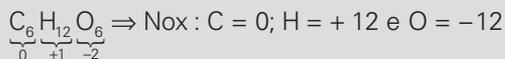
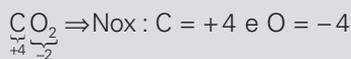
Reações de oxirredução e suas diferentes abordagens. Disponível em:

<http://qnesc.sbjq.org.br/online/qnesc39_1/07-CCD-112-15.pdf>

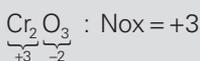
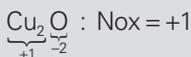
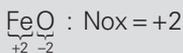
Acesso em: out. 2018.

Exercícios Propostos

7. B

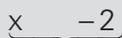


8. D



9. A

Uma das etapas desse tratamento é a redução do íon dicromato para cromo (III):



$$2 \cdot x + (-2 \cdot 7) = -2$$

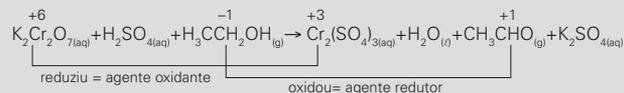
$$2 \cdot x = +14 - 2$$

$$x = +6$$



Ou seja, a variação do número de oxidação do cromo no processo de redução descrito no texto é de +6 para +3

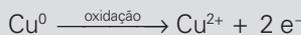
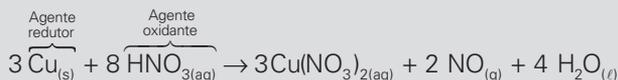
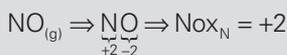
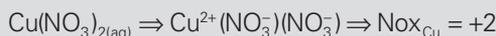
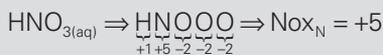
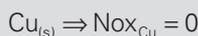
10.



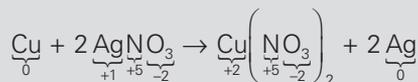
Agente oxidante: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Agente redutor: $\text{H}_3\text{CCH}_2\text{OH}$

11. D

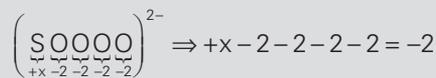


12. D

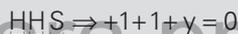


O átomo de cobre oxida, passando de zero para +2, enquanto o íon de prata reduz, passando de +1 para 0.

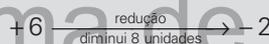
13. A



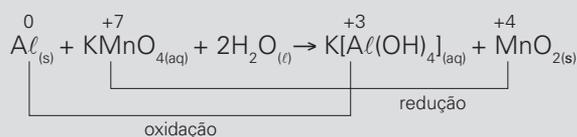
$$x = +6$$



$$y = -2$$



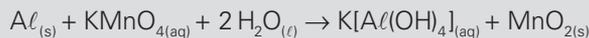
14. a) Temos



$KMnO_{4(aq)}$ = agente oxidante

Al = agente redutor

b) Temos

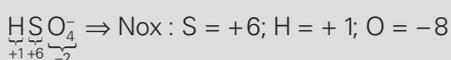
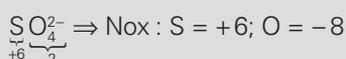
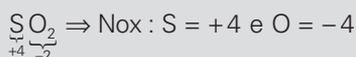


27 g — 158 g

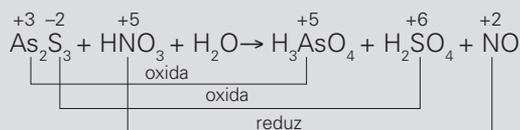
x g — 10 g

x = 1,71 g

15. B



16.



17. C

I. Incorreta. A primeira reação é de dupla troca, enquanto a segunda é de oxirredução.

II. Correta. A substância que contém o elemento que sofre redução é o agente oxidante. Nesse caso, quem sofre redução é o manganês, onde o seu Nox variou de +4 para +2, então o agente oxidante é o MnO_2 .

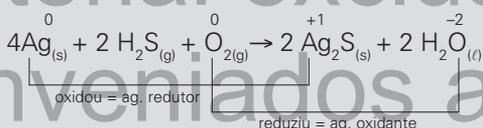


III. Correta. Nos reagentes, a única fonte de cloro é o HCl , e, nos produtos, temos o $Cl_{2(g)}$, formado pelo cloro que sofreu variação de Nox ao se oxidar, e o $MnCl_2$, que contém cloro com Nox -1, ou seja, sem variação de Nox.

IV. Incorreta. O ácido clorídrico é um dos ácidos inorgânicos mais fortes conhecidos.

Estudo para o Enem

18. D

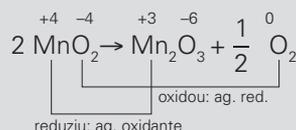


Nesse caso, como a prata sofreu oxidação, ou seja, perdeu elétrons para o oxigênio, será o agente redutor.

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

19. D



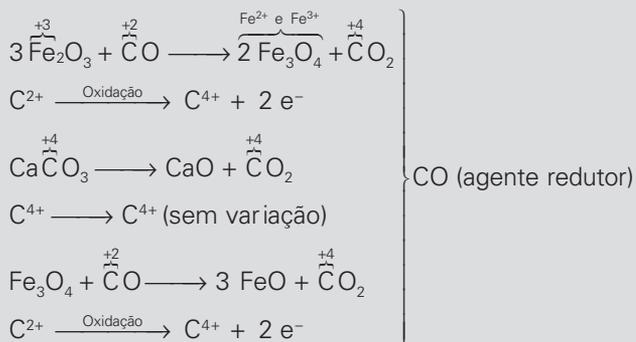
Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

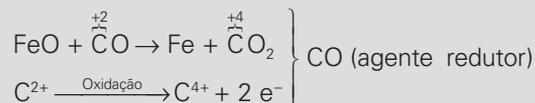
20. B

No processo de redução desse metal, o agente redutor sofre oxidação (perda de elétrons).

Entre 200 °C e 700 °C



Entre 700 °C e 1 200 °C



Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

RESPOSTAS E COMENTÁRIOS

QUÍMICA 3

Material exclusivo para professores
convencionados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco

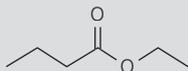
9 FUNÇÃO ORGÂNICA OXIGENADA - ÉSTER

Comentários sobre o módulo

Neste módulo, será estudada a função orgânica oxigenada éster. Para isso, será apresentado o grupo funcional que caracteriza a função éster, bem como a reação de obtenção dos ésteres. Será abordada, também, a nomenclatura dos ésteres de acordo com a IUPAC e algumas de suas propriedades.

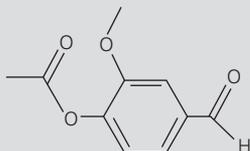
Exercícios propostos

7. B



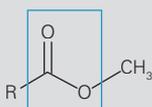
Éster responsável pelo flavor de abacaxi
Butanoato de etila

8.



Função orgânica da molécula: éster.

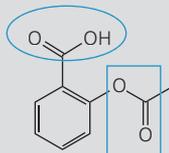
9. E



Éster

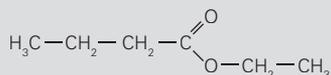
10. E

Ácido carboxílico

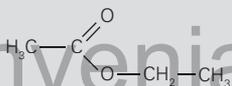


Éster

11. Butanoato de etila

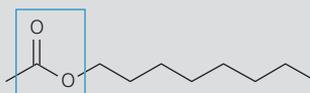


12. Etanoato de etila



13. B

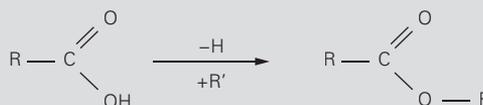
Nomenclatura: etanoato de n-octila.



Éster

14. D

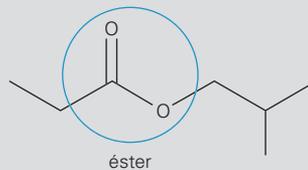
Podem ser considerados os principais derivados dos ácidos carboxílicos. Apresentam um grupo funcional gerado a partir da troca do hidrogênio da carboxila por um radical orgânico (cadeia carbônica).



Lembre-se de que R e R' são cadeias carbônicas alifáticas, podendo também aparecer o radical arila (Ar), que é aromático.

15. 07 (01 + 02 + 04)

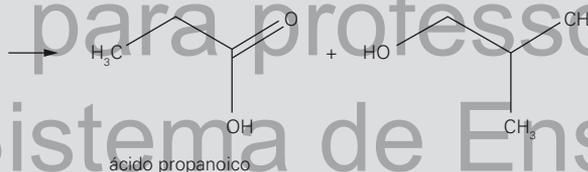
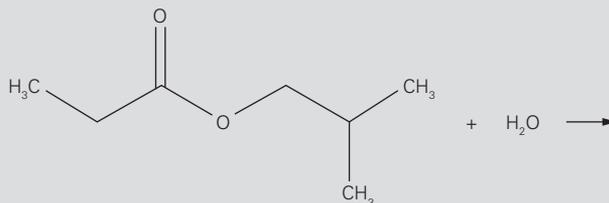
01) Correta.



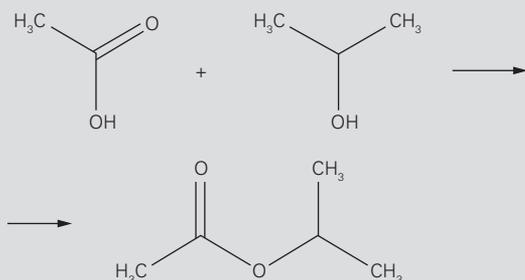
éster

02) Correta. Os ésteres, por não apresentarem ligações de hidrogênio em sua estrutura, apresentam temperaturas de fusão e ebulição menores que os ácidos carboxílicos e álcoois de mesma massa molecular.

04) Correta.

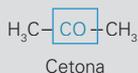
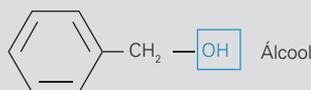


08) Incorreta. A hidrólise entre o ácido acético e o 2-propanol irá formar o etanoato de isopropila.

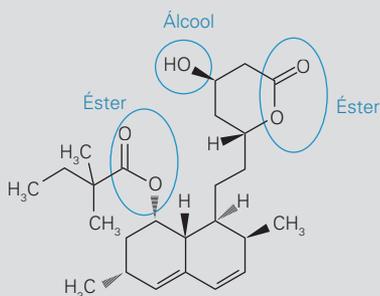


16) Incorreta. Para fazer ligações de hidrogênio, o composto deve possuir o hidrogênio ligado ao flúor, oxigênio ou nitrogênio, e, no caso desse composto, isso não ocorre.

16. E



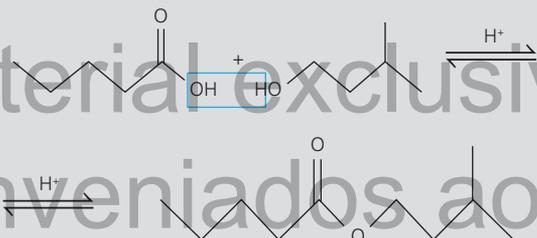
17. E



Estudo para o Enem

18. D

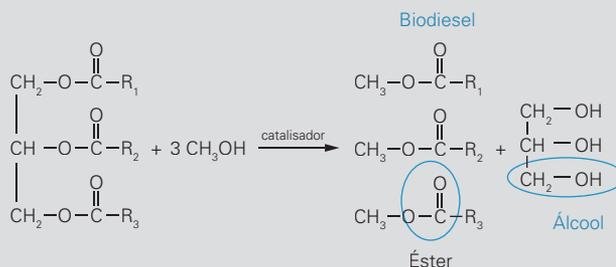
Reação de esterificação envolvendo o ácido carboxílico pentanoico mais o álcool 3-metil-1-butanol, produzindo o éster, responsável pelo aroma de maçã.



Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

19. B

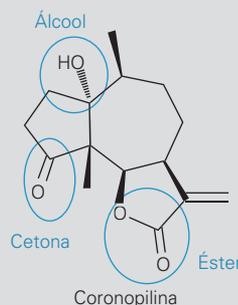
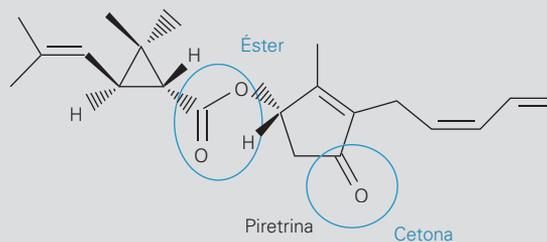


Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

20. B

Simultaneamente nas duas estruturas estão presentes as funções éster e cetona.



Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

10 FUNÇÕES ORGÂNICAS NITROGENADAS - AMINA E AMIDA

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão abordadas as funções nitrogenadas amina e amida. Em relação às funções orgânicas, será discutida a sua formação, bem como sua nomenclatura. As aminas recebem uma atenção especial com relação às suas propriedades, enfatizando o seu caráter básico.

Para ir além

Aminas biogênicas: um problema de saúde pública. Disponível em:

<http://rvq.sbq.org.br/imagebank/pdf/v5n2a04.pdf>

Acessado em: out. 2018.

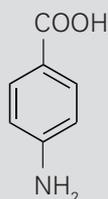
Uma abordagem diferenciada para o ensino de funções orgânicas através da temática medicamentos. Disponível em:

http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc34_1/05-EA-43-11.pdf

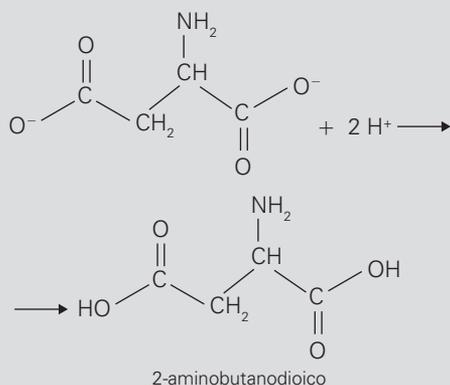
Acessado em: out. 2018.

Exercícios propostos

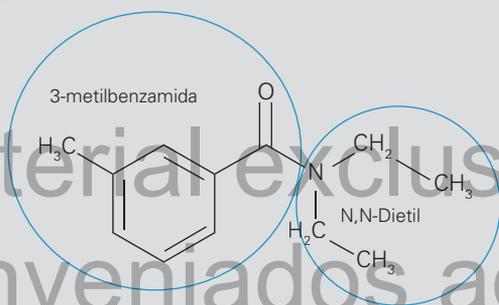
7. B



8. Nome IUPAC: 2-aminobutanodioico



9. D



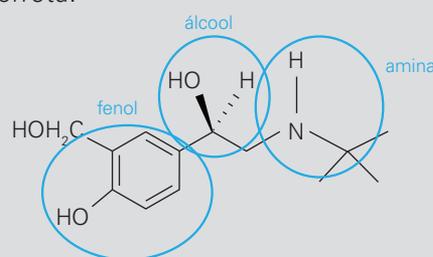
10. 13 (01 + 04 + 08)

01) Correta. A molécula apresenta 6 carbonos que compõem as duplas ligações, que possuem hibridação sp^2 ; os outros 7 carbonos estão unidos a outros elementos por ligações simples e possuem hibridação sp^3 .

02) Incorreta. A fórmula molecular é $C_{13}H_{21}O_3$.

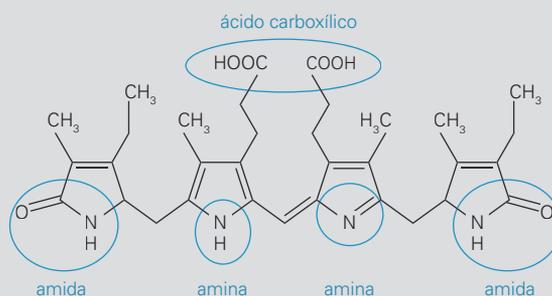
04) Correta. A amina presente no composto é uma amina secundária, pois possui 2 hidrogênios substituídos.

08) Correta.

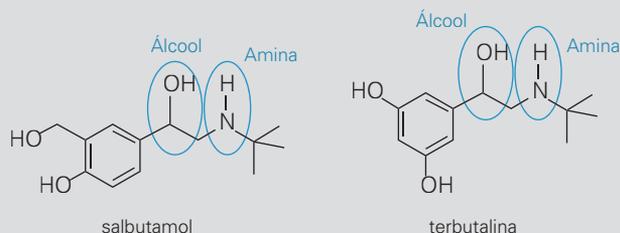


11. B

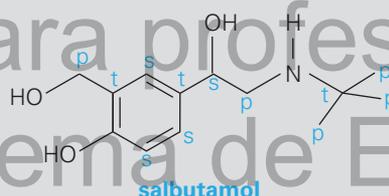
A estrutura molecular da urobilina apresenta 2 grupos de ácido carboxílico, 2 grupos amida e 2 grupos amina, conforme ilustrado a seguir.



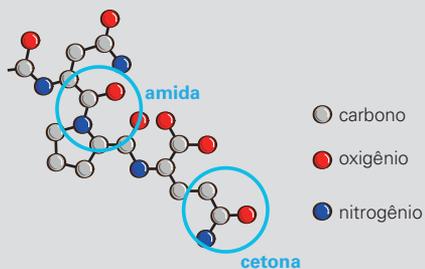
12. Funções orgânicas correspondentes (ligação direta com os carbonos alifáticos em cada molécula): álcool e amina.



Número de átomos de carbonos terciários presentes no salbutamol: 3.

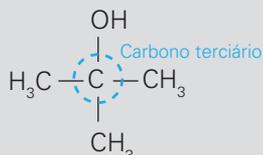


13.

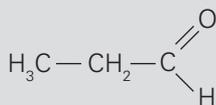


14.09 (01 + 08)

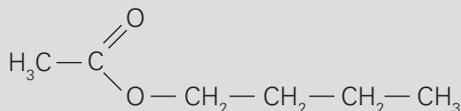
01) Correto. 2-metilpropan-2-ol é um álcool terciário.



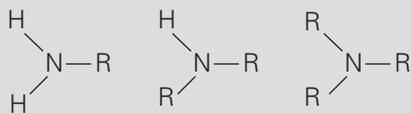
02) Incorreto. Propanal é um aldeído.



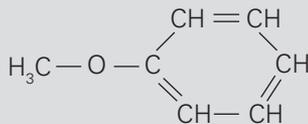
04) Incorreto. Etanoato de butila é um éster de cadeia reta ou normal (não ramificada).



08) Correto. Aminas são substâncias teoricamente derivadas da amônia pela substituição de um, dois ou três átomos de hidrogênio por grupos alquila ou arila.



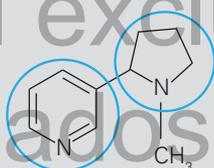
16) Incorreto. Metoxibenzeno é um éter.



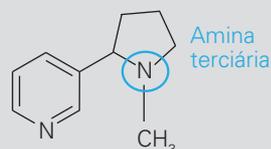
15. E

Análise das afirmações:

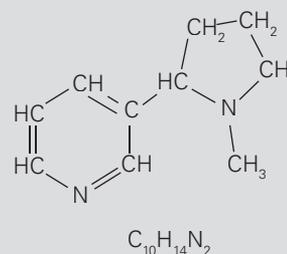
I) Correta. Contém dois heterociclos.



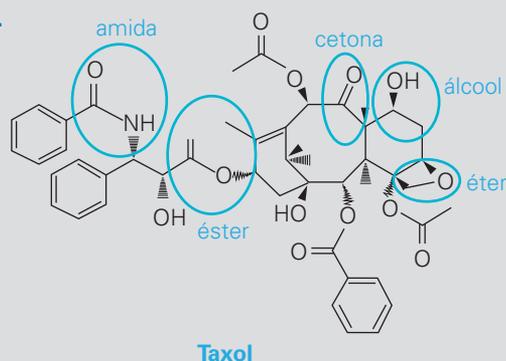
II) Correta. Apresenta uma amina terciária na sua estrutura.



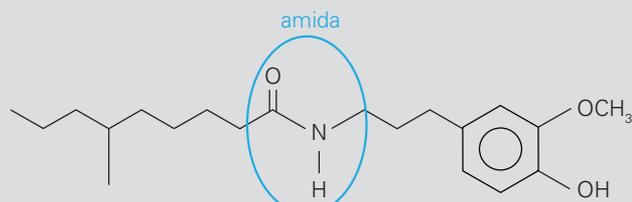
III) Correta. Possui a fórmula molecular $C_{10}H_{14}N_2$.



16.



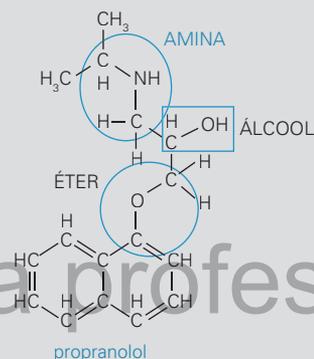
17. C



Estudo para o Enem

18. A

O propranolol possui fórmula: $C_{16}H_{21}NO_2$.



Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar

tar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas. Identificar fórmulas estruturais de hidrocarbonetos, aminas, amidas, ácidos carboxílicos, ésteres, éteres, aldeídos, cetonas, álcoois etc.

19. B

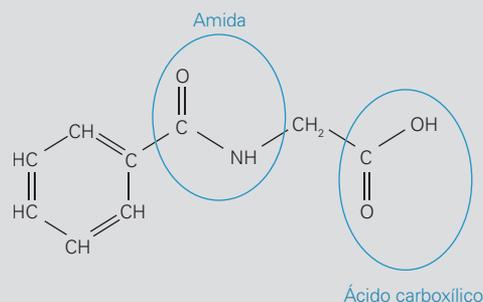
A nicotina é uma amina cíclica, de caráter básico em relação ao conceito de Lewis, que apresenta anéis heterocíclicos contendo nitrogênio e de fórmula molecular $C_{10}H_{14}N_2$.

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas. Identificar fórmulas estruturais de hidrocarbonetos, aminas, amidas, ácidos carboxílicos, ésteres, éteres, aldeídos, cetonas, álcoois etc.

20. B

Na estrutura do ácido hipúrico, além do grupo ácido carboxílico, pode-se identificar a função oxigenada amida.



Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas. Identificar fórmulas estruturais de hidrocarbonetos, aminas, amidas, ácidos carboxílicos, ésteres, éteres, aldeídos, cetonas, álcoois etc.

11 FUNÇÕES ORGÂNICAS NITROGENADAS E HALOGENADAS: NITRILA, NITROCOMPOSTO E HALETOS ORGÂNICOS

Comentários sobre o módulo

Neste módulo, serão abordadas as funções orgânicas: nitrilas, nitrocompostos e haletos orgânicos. Serão estudados seus grupos funcionais, bem como suas nomenclaturas.

Para ir além

A química dos agrotóxicos. Disponível em:

http://qnesc.sbg.org.br/online/qnesc34_1/03-QS-02-11.pdf

Acesso em: out. 2018.

Anilina. Disponível em:

<http://rvq.sbg.org.br/imagebank/pdf/v3n6a06.pdf>

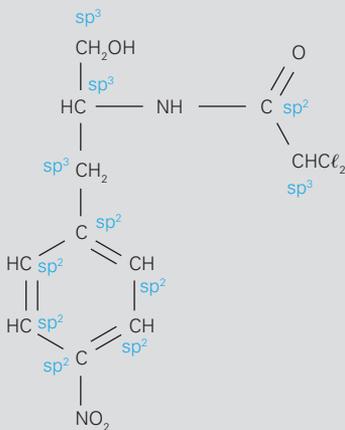
Acesso em: out. 2018.

Exercícios propostos

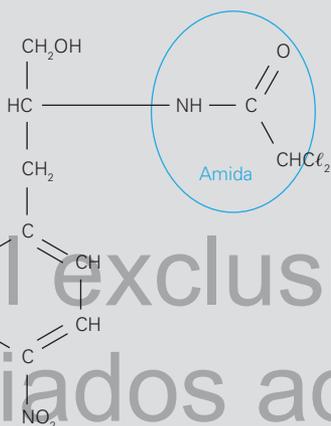
7. C

Análise das afirmativas:

- I) Incorreta. Apresenta 7 carbonos sp^2 e 4 carbonos sp^3 .

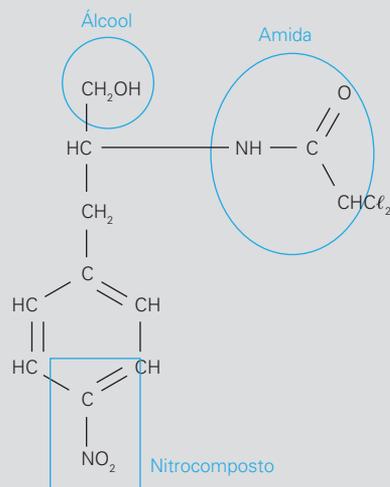


- II) Correta. Possui a função amida em sua estrutura.



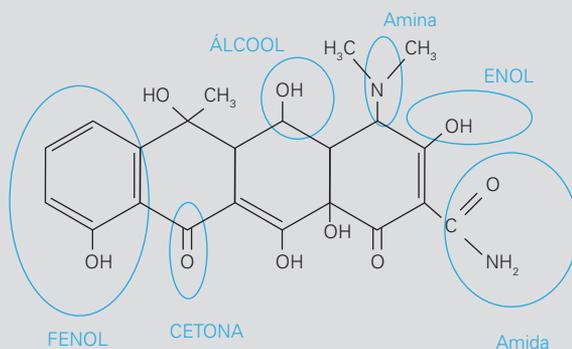
- III) Correta. Sua fórmula molecular é $C_{11}H_{12}O_5N_2Cl_2$.

- IV) Incorreta. Apresenta função mista: álcool, nitrocomposto e amida.

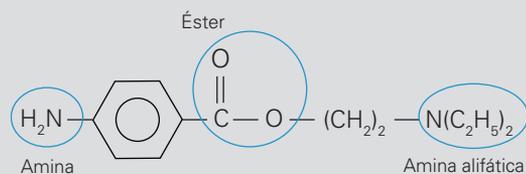


- V) Incorreta. Possui a função nitrocomposto em sua estrutura.

8. B



9. C



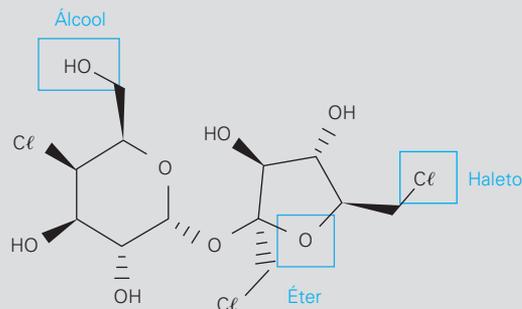
10. I) 3-metil-butanamida

- II) 1-cloro-2-metilpropano

- III) etil-metilpropilamina

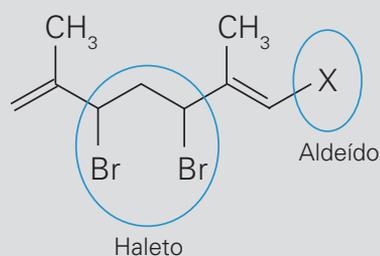
- IV) butanonitrila ou cianeto de propila

11. D

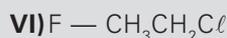
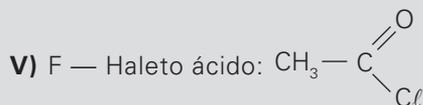
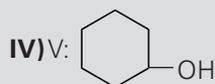
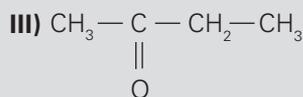
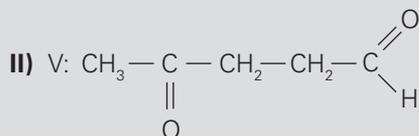
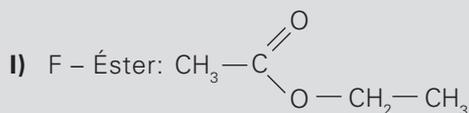


12. B

A massa molecular é 310 u, e as funções presentes são:



13. C



É um haletos de alquila ou cloreto de alquila.



14. 13 (01 + 04 + 08)

01) Correto. Os compostos listados apresentam as funções orgânicas:

Acetato de fenila: função éster.

Propanona: função cetona.

Hidroxi-benzeno: função fenol.

Ácido acético: função ácido carboxílico.

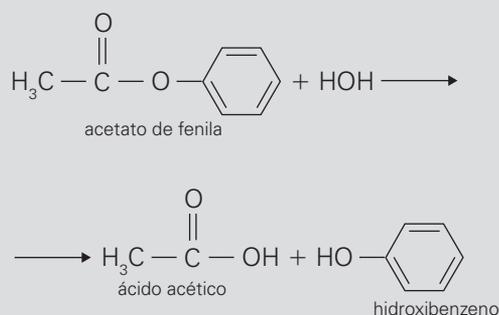
Clorobenzeno: função haletos orgânico ou haletos de arila.

Trimetilamina: função amina.

02) Incorreto. Hidroxi-benzeno e clorobenzeno são aromáticos.

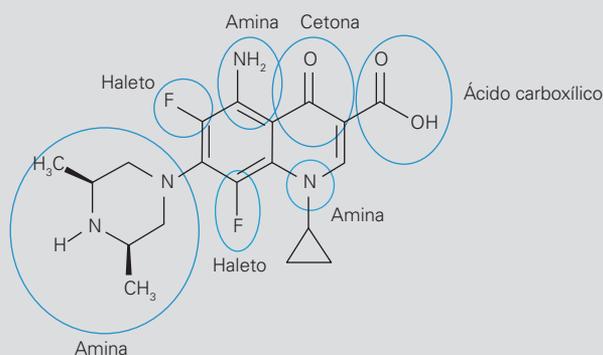
04) Correto. Somente dois dos compostos listados podem formar ligações de hidrogênio intermolecular com eles mesmos: hidroxi-benzeno e ácido acético.

08) Correto. O composto (A) – acetato de fenila – pode originar dois outros compostos da lista, por meio de uma reação de hidrólise ácida:

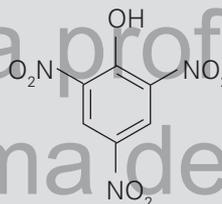


16) Incorreto. Ácido acético e trimetilamina não possuem carbono secundário.

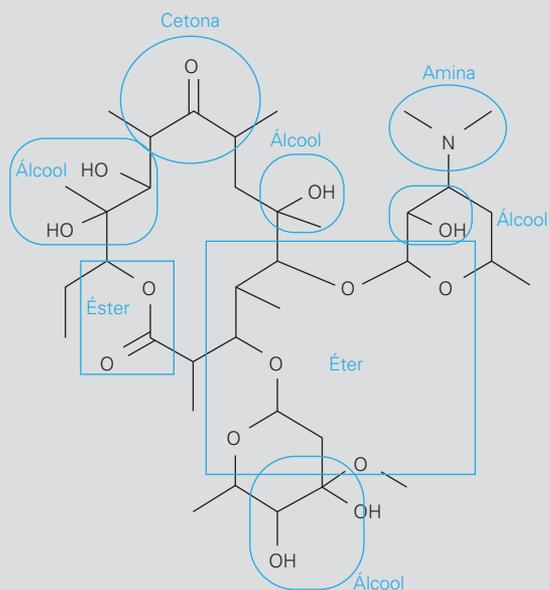
15. E



16. Fórmula estrutural do 2,4,6-trinitrofenol



17. D



Estudo para o Enem

18. B

O grupo CH_3 é orto-para dirigente, por isso temos a formação da molécula indicada na alternativa B como correta.

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

19. E

Nessa substância, está presente a função orgânica haleto orgânico, ou seja, identifica-se um halogênio ligado a carbono ligado a outros carbonos e/ou hidrogênio.

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

20. B

O composto diclorometano é o metano (CH_4), que teve dois de seus hidrogênios substituídos por dois cloros, ficando com a seguinte fórmula molecular: CH_2Cl_2 .

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

12 PROPRIEDADES FÍSICAS E QUÍMICAS DOS COMPOSTOS ORGÂNICOS

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudadas as propriedades físicas e químicas dos compostos orgânicos, como temperatura de fusão, temperatura de ebulição e solubilidade. Essas propriedades estão relacionadas ao tipo de interação que ocorre entre as moléculas e o tamanho delas. No quesito solubilidade, será abordada a questão da semelhança de polaridade (polar dissolve polar e vice-versa). Também serão citadas as moléculas anfífilas, como álcool e sabão. Neste módulo, será discutida, também, a acidez e a basicidade dos compostos orgânicos.

Para ir além

DONATE, Paulo Marcos. *Química orgânica: estrutura e propriedades de compostos orgânicos*. Rio de Janeiro: Atheneu, 2018.

Solubilidade das substâncias orgânicas. Scielo. Disponível em:

<http://www.scielo.br/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S0100-40422013000800026>

Acesso em: out. 2018.

Exercícios propostos

7. A

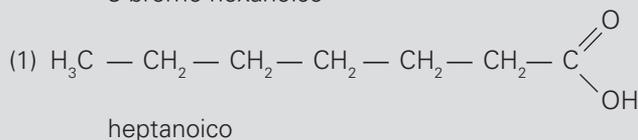
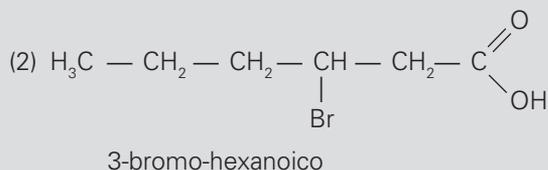
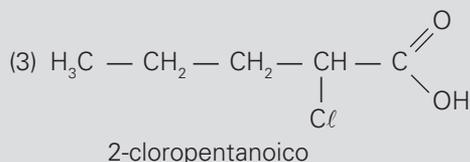
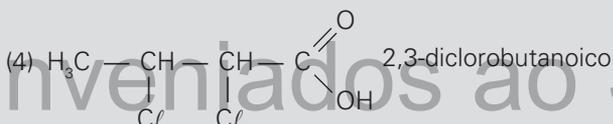
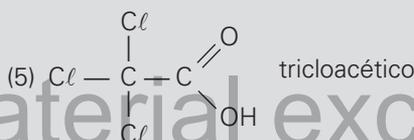
O etanol é um álcool que apresenta como grupo funcional a hidroxila ($-\text{OH}$), ligada a carbonos saturados, em sua estrutura. Esse grupo possui o hidrogênio ligado a um elemento muito eletronegativo (oxigênio), o que permite que realize ligação de hidrogênio. Essa é a força intermolecular mais forte, logo possui maior temperatura de ebulição quando comparado ao éter metílico, que é uma molécula não polar.

8. D

Em uma série, com a elevação do número de átomos de carbono na cadeia carbônica de um ácido carboxílico, ocorrerá a diminuição da acidez.

Conclusão: o ácido etanoico (2 carbonos) é mais fraco do que o ácido metanoico (1 carbono).

9. B



Então,

- (2) ácido 3-bromo-hexanoico
- (4) ácido 2,3-diclorobutanoico
- (3) ácido 2-cloropentanoico
- (1) ácido heptanoico
- (5) ácido tricloacético

Sequência de cima para baixo: 2, 4, 3, 1, 5.

10.

- a) Entre a 5-metilcitosina e a guanina em uma dupla hélice de DNA ocorrem ligações de hidrogênio.
- b) A adenina é classificada como uma base, pois possui átomos de nitrogênio que apresentam um par de elétrons não compartilhados, ou seja, que podem ser doados.

11. D

A temperatura de ebulição é menor para as cadeias mais ramificadas; assim, o composto 2,2,3-trimetilbutano apresentará a menor temperatura de ebulição.

12.

Como a molécula apresentada tem caráter não polar, suas interações intermoleculares serão do tipo dipolo-induzido. Para que houvesse ligação de hidrogênio, a molécula deveria apresentar pelo menos um hidrogênio ligado diretamente a F, O e N, o que não ocorre na molécula de 2-clorobenzilidenomalononitrilo.

13. A

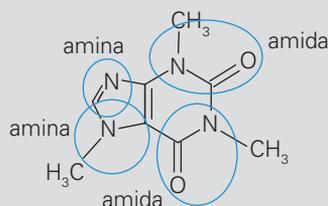
A solubilidade dos álcoois em água diminui conforme aumenta a cadeia carbônica; assim, o menos solúvel será o composto com quatro carbonos na cadeia, seguido de três, dois e um carbono, ou seja, $\text{II} < \text{III} < \text{IV} < \text{I}$.

14. C

A molécula de H_2S apresenta, além de sua geometria angular, caráter polar, fazendo com que esse gás seja solúvel em água. O etino, assim como todos os hidrocarbonetos, é não polar, não sendo solúvel em água.

15. B

I) Incorreta.



II) Correta. Bases de Lewis são compostos que doam par de elétrons, assim o átomo de nitrogênio possui par de elétrons disponível para uma possível ligação, pois tem 5 elétrons na camada de valência e apenas 3 estão envolvidos nas ligações.

III) Correta. Os átomos de carbono, presentes em ambos os anéis, possuem ligação dupla e hibridação sp^2 .

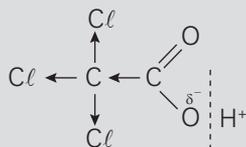
IV) Incorreta. A fórmula molecular da cafeína será $C_8H_{10}N_4O_2$.

16.

Os hidrocarbonetos policíclicos aromáticos produzidos pela queima da gordura da carne são espécies não polares e, portanto, não poderiam ser removidos da carne somente com a lavagem com água, já que ela é uma substância polar.

17. C

Quanto maior a quantidade de átomos de cloro ligados ao carbono da carboxila, mais os elétrons das ligações covalentes são atraídos na direção deles, "enfraquecendo" o átomo de oxigênio da hidroxila que fica "positivado" e, conseqüentemente, libera o hidrogênio com mais facilidade, ou seja, a força ácida aumenta.



Estudo para o Enem

18. D

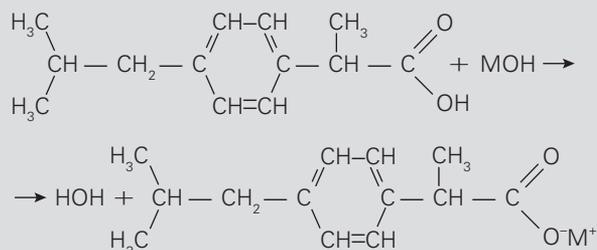
O carvão (adsorvente) e o benzeno (adsorvato, substância adsorvida) são substâncias não polares, ou seja, são solúveis devido às interações intermoleculares presentes do tipo dipolo induzido – dipolo induzido.

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

19. B

O ibuprofeno solubiliza-se em soluções de hidróxidos de metais alcalinos (MOH) devido ao hidrogênio ácido do grupo carboxila:



Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

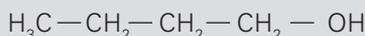
Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

20. A

O enunciado nos diz que, para que ocorra a remoção, utilizam-se também solventes orgânicos de baixa polaridade. Dentre as opções, o solvente com menor grau de polaridade é o hexano (hidrocarboneto). Além disso, a molécula de 2,3,7,8-tetraclorodioxina possui um alto caráter não polar, e, portanto, interagirá melhor com solventes não polares.

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

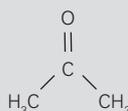


Butanol
(Álcool)



Etoxietano
(Éter)

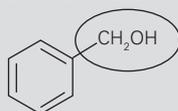
14. A isomeria de função, formando a função cetona, ambos com a fórmula molecular: $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$.



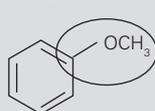
15. E

O conjunto (II) é formado por um álcool aromático e por um éter aromático, sendo ambos isômeros de função ou funcionais, a diferença está na função orgânica.

álcool aromático



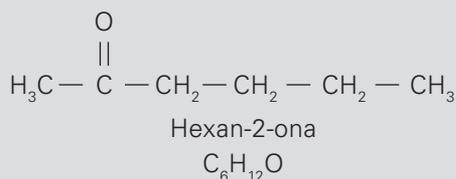
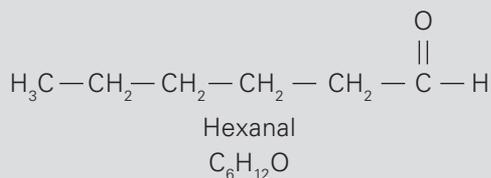
éter aromático



16. $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
 $\text{H}_3\text{C}-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
 $\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{O}-\text{CH}_3$

17. D

O isômero do hexanal é a hexan-2-ona.

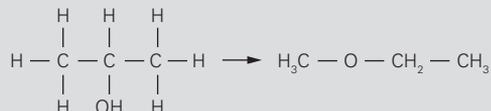


Estudo para o Enem

18. C

A isomeria de função, como o próprio nome diz, ocorre quando a diferença entre os isômeros está no grupo funcional a que eles pertencem. O álcool é isômero de um éter.

No caso, o álcool isopropílico é isômero do éter metilético.



Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

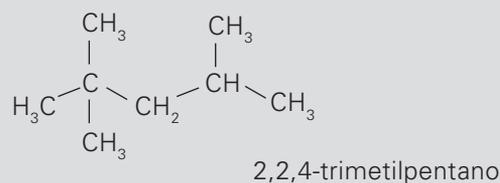
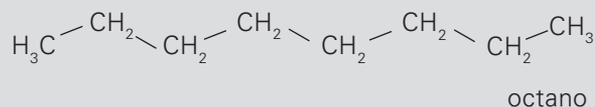
Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

19. E

Os isômeros de cadeia citados no texto apresentam a mesma fórmula molecular.

C_8H_{18} : octano

C_8H_{18} : (2,2,4-trimetilpentano)

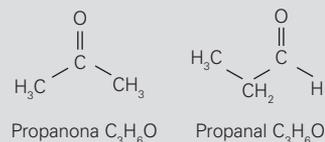


Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

20. D

A propanona (cetona) apresenta isomeria funcional com o propanal (aldeído). Isomeria funcional é aquela na qual os compostos possuem a mesma fórmula molecular, porém grupos funcionais diferentes.



Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

14 ISOMERIA PLANA - ISOMERIA DE POSIÇÃO, COMPENSAÇÃO E TAUTOMERIA

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudadas as classes de isomeria plana denominadas de posição, metameria e tautomeria. A isomeria de posição será trabalhada com relação à mudança de posição do radical, do grupo funcional e da insaturação. A isomeria de compensação será explicada como um caso particular de isomeria de posição. Quanto à tautomeria, será equacionado o equilíbrio dinâmico entre aldeído e enol e entre cetona e enol.

Para ir além

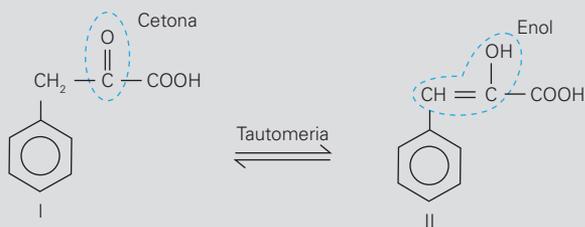
Aí tem química! – Isomeria – Guia didático do professor. Disponível em:

<http://webeduc.mec.gov.br/portaldoprofessor/quimica/cd1/conteudo/recursos/5_video/Isomeria/Isomeria/guiaDidatico.pdf>.

Acesso em: out. 2018.

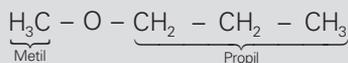
Exercícios propostos

7. O tipo de isomeria é a tautomeria, pois a molécula I apresenta o grupo funcional cetona, enquanto a molécula II apresenta o grupo funcional enol.



8. C

Isomeria de compensação ou metameria (I e V):

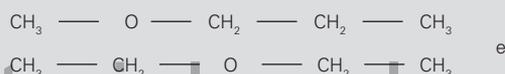


9. A

Tautomeria ou isomeria dinâmica:



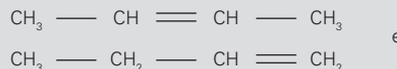
Metameria ou compensação:



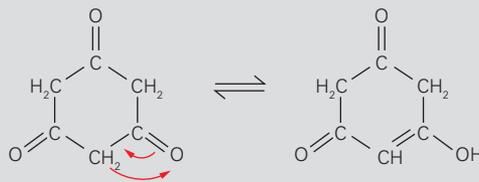
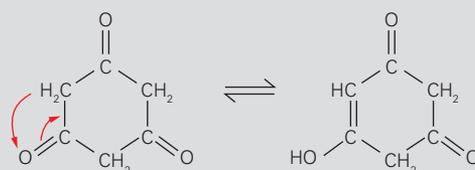
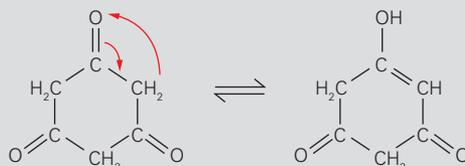
Isomeria de função ou funcional:



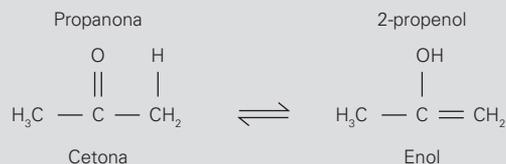
Isomeria de posição:



10. Há três possibilidades que levam ao mesmo composto:



11. C



12. 1) Pentano e 2-metilbutano: isômeros de cadeia
 2) But-1-eno e but-2-eno: isômeros de posição
 3) Etoxietano e metoxipropano: isômeros de compensação ou metameria
 4) Ácido propanoico e metanoato de etila: isômeros de função

13. D

Isomeria de compensação

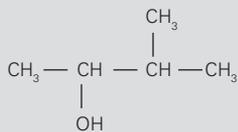


Nomenclatura oficial: metoxibutano

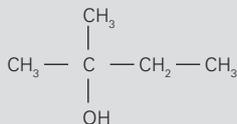


Nomenclatura oficial: etoxipropano

Isomeria de posição

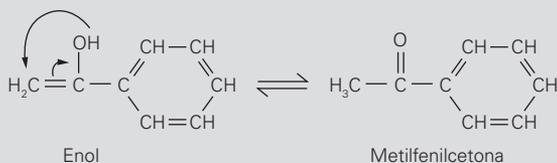


Nomenclatura oficial: 3-metilbutan-2-ol



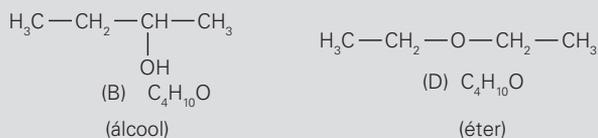
Nomenclatura oficial: 2-metilbutan-2-ol

14.



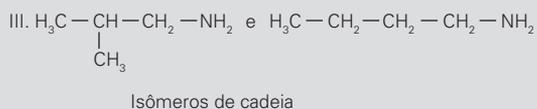
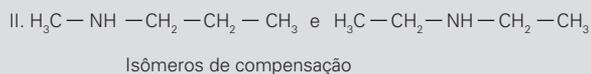
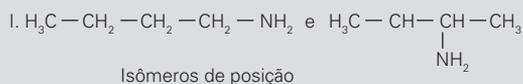
15. C

B e D são isômeros de função.



16. 27 (01 + 02 + 08 + 16)

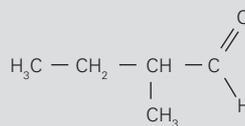
01) Correto



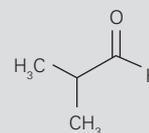
02) Correto. A isomeria de função, também denominada de funcional, é aquela em que os compostos se distinguem por pertencerem a grupos funcionais diferentes.



04) Incorreto. Não são isômeros.

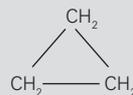


2-metilbutanal

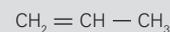


Isobutanal

(08) Correto. A isomeria de cadeia é um tipo de isomeria plana, ou seja, dois ou mais compostos possuem a mesma fórmula molecular e pertencem à mesma função, mas diferenciam-se pela cadeia carbônica.



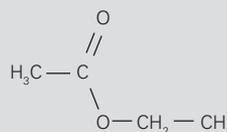
Ciclopropano



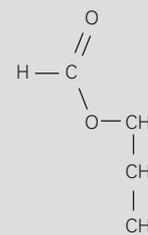
Propeno

16) Correto. Nesse tipo de isomeria, ocorre uma mudança de posição em uma parte da molécula, sendo que essa parte é o heteroátomo.

Etanoato de etila



Metanoato de propila



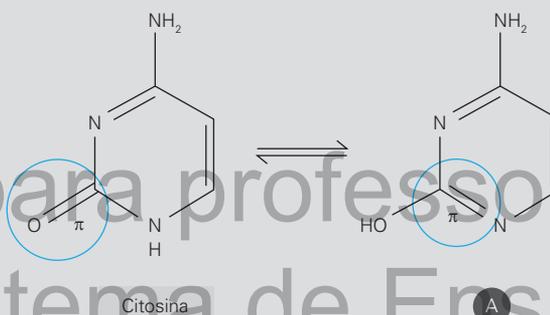
17. E

O experimento não foi um sucesso total, pois os compostos I e II têm propriedades diferentes, sendo isômeros de posição, ou seja, a posição dos radicais metil e butil é diferente no composto da cabine A e no da cabine B.

Estudo para o Enem

18. E

No processo químico mostrado anteriormente, a substância A é um tautômero da citosina. Isso significa que a ligação pi (π) presente no oxigênio muda de posição.



Citosina

A

Competência: Compreender interações entre organismos e ambiente, em particular aquelas relacionadas à saúde humana, relacionando conhecimentos científicos, aspectos culturais e características individuais.

Habilidade: Identificar padrões em fenômenos e processos vitais dos organismos, como manutenção do equilíbrio interno, defesa, relações com o ambiente, sexualidade, entre outros.

19. C

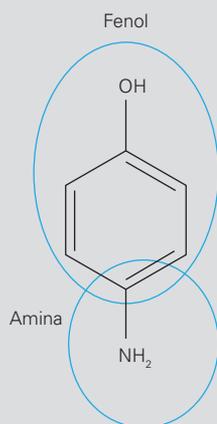
Isomeria de posição ocorre quando os isômeros têm a mesma cadeia carbônica, mas diferem-se pela posição da insaturação, da função ou da ramificação.

Competência: Compreender interações entre organismos e ambiente, em particular aquelas relacionadas à saúde humana, relacionando conhecimentos científicos, aspectos culturais e características individuais.

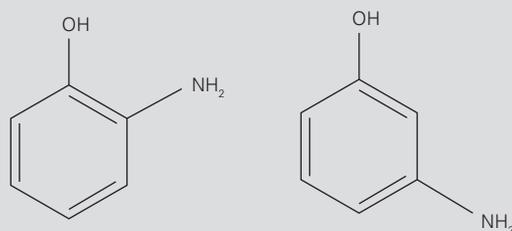
Habilidade: Identificar padrões em fenômenos e processos vitais dos organismos, como manutenção do equilíbrio interno, defesa, relações com o ambiente, sexualidade, entre outros.

20. C

A molécula possui as seguintes funções orgânicas:



Os isômeros de posição do composto são:



Competência: Compreender interações entre organismos e ambiente, em particular aquelas relacionadas à saúde humana, relacionando conhecimentos científicos, aspectos culturais e características individuais.

Habilidade: Identificar padrões em fenômenos e processos vitais dos organismos, como manutenção do equilíbrio interno, defesa, relações com o ambiente, sexualidade, entre outros.

15 ISOMERIA GEOMÉTRICA

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, será abordado o conceito de isomeria geométrica em compostos de cadeias aberta e fechada, bem como suas nomenclaturas. Também serão abordadas as diferentes formas de nomenclatura dos compostos e suas propriedades físicas.

Para ir além

Química de coordenação: um sonho audacioso de Alfred Werner. Disponível em:

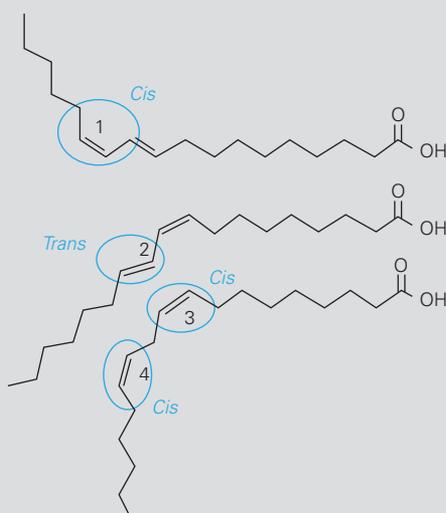
<http://rvq.sbgq.org.br/imagebank/pdf/v6n5a10.pdf>

Acesso em: out. 2018.

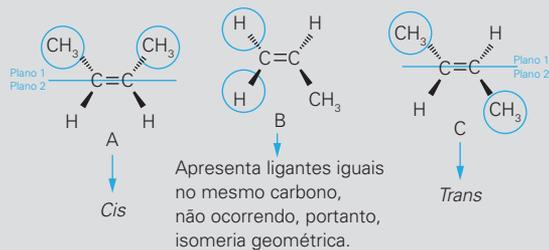
Exercícios propostos

7.

1 – cis; 2 – trans; 3 – cis; 4 – cis

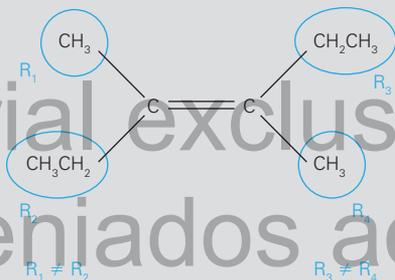


8. C



9. B

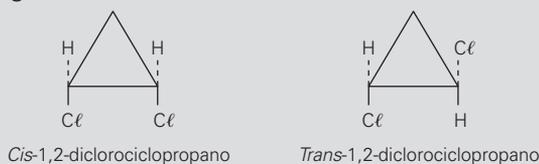
3,4-dimetil-3-hexeno



10.

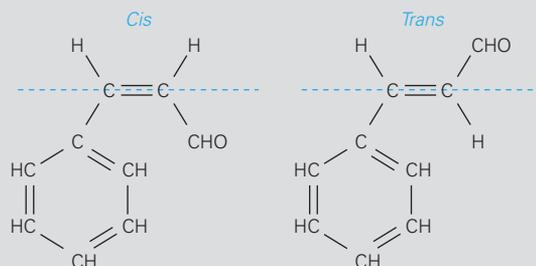
Substância	Fórmula molecular	Grupos funcionais	Isomeria geométrica (sim ou não)
1	$C_{10}H_{12}O_2$	Fenol/éter	Não
2	$C_{10}H_{12}O$	Éter	Não
3	$C_{10}H_{18}O$	Álcool	Sim
4	$C_{10}H_{18}O$	Álcool	Não

11. C



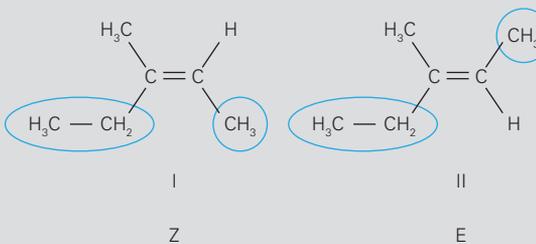
12.

Estruturas isoméricas:



13. B

3-metilpent-2-eno



14.

Estruturas isoméricas:

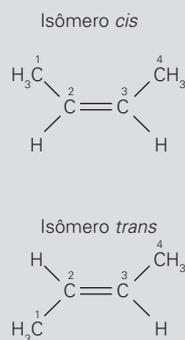


15. D

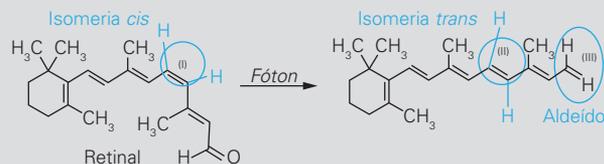
Na isomeria geométrica, ocorre modificação do arranjo espacial dos grupos ligados aos átomos de nitrogênio (*cis* = mesmo lado e *trans* = lados opostos).



16.



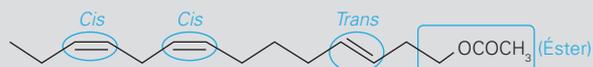
17. A



Estudo para o Enem

18. E

Fórmula do feromônio desenvolvido:

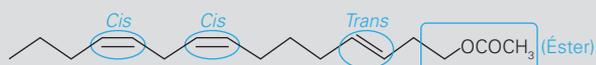


Função orgânica: éster de ácido carboxílico ou éster

Cadeia carbônica: normal

Isomeria geométrica: *cis* e *trans*

Fórmula estrutural do substituto adequado, que apresenta as características mencionadas:



Competência: Compreender interações entre organismos e ambiente, em particular aquelas relacionadas à saúde humana, relacionando conhecimentos científicos, aspectos culturais e características individuais.

Habilidade: Identificar padrões em fenômenos e processos vitais dos organismos, como manutenção do equilíbrio interno, defesa, relações com o ambiente, sexualidade, entre outros.

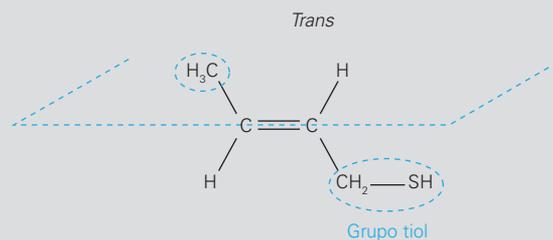
19. E

A estereoisomeria apresentada pelo bombicol é do tipo geométrica (*cis-trans*). Considerando as estruturas químicas fornecidas, a isomeria geométrica também está presente no feromônio utilizado no controle do inseto *Scrobipalpuloides absoluta*.

Competência: Compreender interações entre organismos e ambiente, em particular aquelas relacionadas à saúde humana, relacionando conhecimentos científicos, aspectos culturais e características individuais.

Habilidade: Identificar padrões em fenômenos e processos vitais dos organismos, como manutenção do equilíbrio interno, defesa, relações com o ambiente, sexualidade, entre outros.

20. B



Competência: Compreender interações entre organismos e ambiente, em particular aquelas relacionadas à saúde humana, relacionando conhecimentos científicos, aspectos culturais e características individuais.

Habilidade: Identificar padrões em fenômenos e processos vitais dos organismos, como manutenção do equilíbrio interno, defesa, relações com o ambiente, sexualidade, entre outros.

16 ISOMERIA ÓPTICA

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão abordados os conceitos de luz polarizada e de assimetria de moléculas, uma vez que a isomeria óptica está relacionada à capacidade que uma molécula assimétrica tem de desviar o plano da luz polarizada. Serão estudados, também, os conceitos de mistura racêmica; a identificação de molécula assimétrica, por meio da presença do carbono assimétrico; e a determinação do número de isômeros ópticos ativos em moléculas com carbonos assimétricos.

Para ir além

Desenhando isômeros ópticos. Disponível em:

http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc38_2/07-CCD-93-14.pdf

Acesso em: out. 2018.

Rotação de luz polarizada por moléculas quirais: uma abordagem histórica com proposta de trabalho em sala de aula. Disponível em:

<http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc21/v21a07.pdf>

Acesso em: out. 2018.

Fármacos e quiralidade. Disponível em:

<http://qnesc.s bq.org.br/online/cadernos/03/quiral.pdf>

Acesso em: out. 2018.

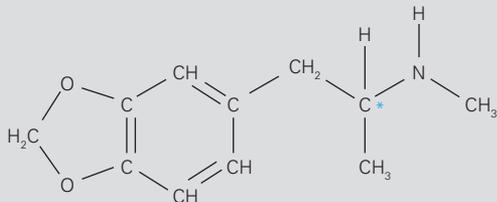
Exercícios propostos

7. D

Por possuírem carbonos assimétricos, a *l*-talidomida e a *d*-talidomida isômeros ópticos são denominados de enantiômeros.

8. B

A estrutura possui um carbono quiral ou assimétrico (*), logo apresenta dois isômeros ópticos.



9. B

I. Correta. Racemato ou mistura racêmica é a mistura de dois isômeros ópticos.

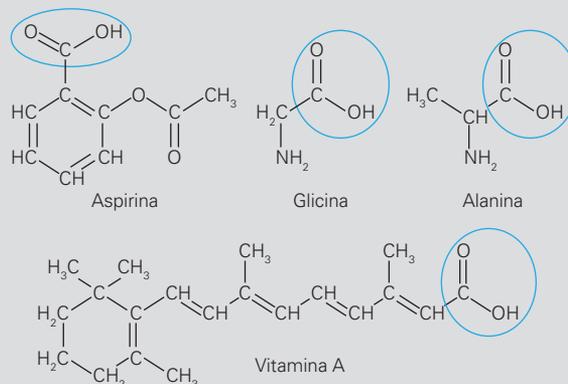
II. Incorreta. Diastereoisômeros são isômeros que não são imagens espaciais um do outro, mas, nesse caso, isso não ocorre.

III. Incorreta. Os dois isômeros são ópticos, pois

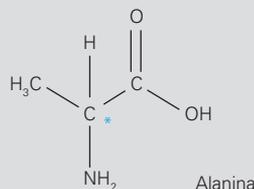
apresentam carbonos quirais.

IV. Correta. Isômeros ópticos apresentam mesmo ponto de fusão e de ebulição.

10. a) Ácido carboxílico

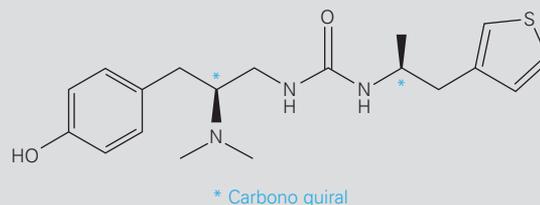


b) A alanina apresenta um átomo de carbono ligado a quatro ligantes diferentes entre si, ou seja, um átomo de carbono quiral ou assimétrico (*).



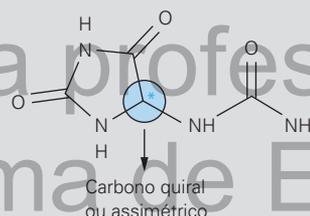
11. E

O PMZ21 possui dois carbonos quirais ou assimétricos, então:



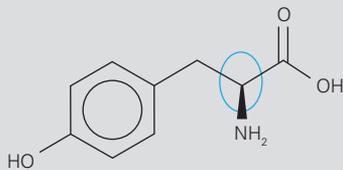
12. a) Composto 1: amida; composto 2: álcool

b) A estrutura 1 apresenta isomeria óptica, pois possui carbono quiral ou assimétrico (*).



13. D

Apenas a tirosina possui um carbono assimétrico.

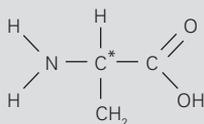


Tirosina

14. 22 (02 + 04 + 16)

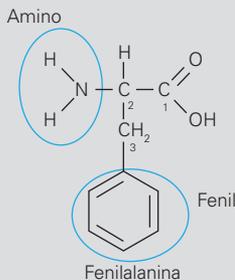
01) Incorreta. Um aminoácido obrigatoriamente possui um grupo amina e um grupo ácido carboxílico.

02) Correta. A molécula de fenilalanina apresenta um carbono assimétrico, possuindo isomeria óptica.



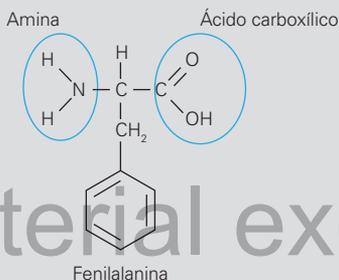
Fenilalanina

04) Correta. O nome IUPAC dessa molécula apresentada é ácido 2-amino-3-fenilpropanoico.



Fenilalanina

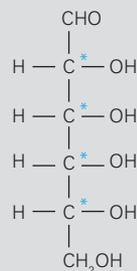
08) Incorreta. Podem-se identificar, nessa molécula, as funções orgânicas amina e ácido carboxílico.



Fenilalanina

16) Correta. A fórmula química da fenilalanina é $C_9H_{11}NO_2$.

15. E

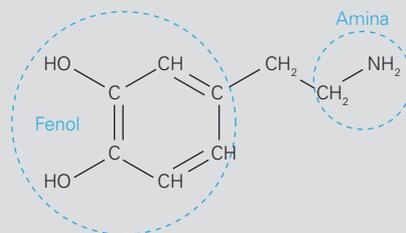


* Carbono quiral

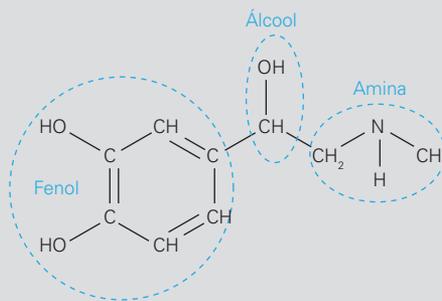
Número de estereoisômeros = $2^{(\text{Número de carbonos quirais})}$

Número de estereoisômeros = $2^4 = 16$

16. Função química que difere a dopamina da adrenalina: álcool.

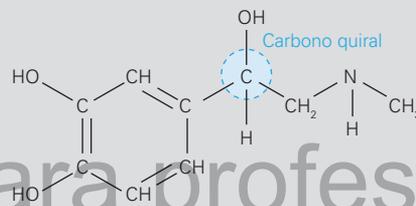


Dopamina



Adrenalina

Neurotransmissor com isomeria óptica: adrenalina, pois apresenta carbono quiral.

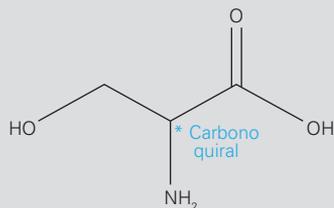


Adrenalina

Fórmula molecular da adrenalina: $C_9H_{13}NO_3$

17. A

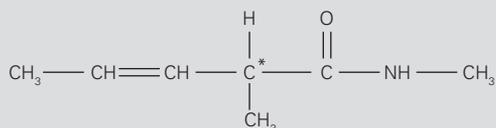
A molécula da serina apresenta um carbono quiral ou assimétrico.



Estudo para o Enem

18. B

O composto que possui moléculas assimétricas cuja cadeia carbônica é insaturada, heterogênea e ramificada está simbolizado na alternativa B.



Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Reconhecer as fórmulas estruturais dos possíveis isômeros de uma dada substância, a partir de fórmulas moleculares e nomes.

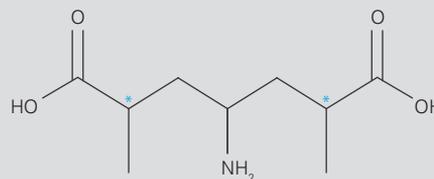
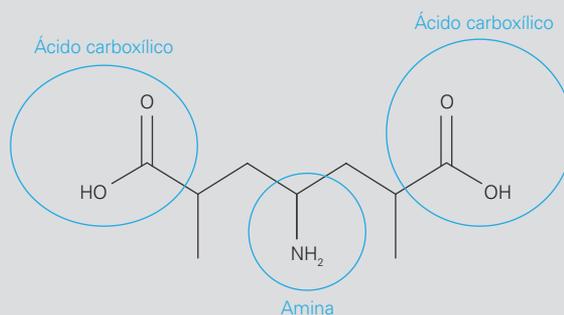
19. D

Os dois enantiômeros possuem propriedades iguais; o que difere um do outro é o desvio do plano da luz polarizada, sendo o R um dextrogiro (desvio da luz para a direita) e o S um levogiro (desvio da luz para a esquerda). Portanto, interação de maneira distinta com o organismo.

Competência: Compreender interações entre organismos e ambiente, em particular aquelas relacionadas à saúde humana, relacionando conhecimentos científicos, aspectos culturais e características individuais.

Habilidade: Identificar padrões em fenômenos e processos vitais dos organismos, como manutenção do equilíbrio interno, defesa, relações com o ambiente, sexualidade, entre outros.

20. A



* Carbono quiral

A presença de dois carbonos quirais iguais faz com que eles atuem como se fossem apenas um. Assim, a molécula apresenta apenas dois isômeros opticamente ativos.

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Reconhecer as fórmulas estruturais dos possíveis isômeros de uma dada substância, a partir de fórmulas moleculares e nomes.

Exercícios Interdisciplinares

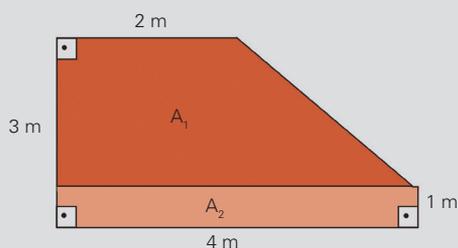
21. a) A cal virgem é um óxido de caráter básico, pois, na presença de água, forma uma base denominada hidróxido de cálcio, cuja reação está representada a seguir.



A dissociação da base promove a liberação dos íons hidróxido (OH^-), o que deve aumentar o pH da água.

b) Hidrocarbonetos policíclicos aromáticos (HPA) são não polares e lipofílicos. A membrana plasmática é lipoproteica (predominantemente não polar). Como não polar tende a dissolver não polar, conclui-se que o caráter lipofílico dos HPA facilita a entrada dos hidrocarbonetos nas células.

22. a) Para saber quantos quilogramas de calcário dolomítico são necessários para correção do solo, primeiramente é preciso medir a área do jardim.



Da figura, podemos escrever:

$$A_{\text{Jardim}} = A_1 + A_2 = \frac{(4+2) \cdot 2}{2} + 4 \cdot 1 \Rightarrow A_{\text{Jardim}} = 10 \text{ m}^2$$

Assim, se, para 1 m^2 , são necessários 300 g de calcário dolomítico para corrigir o pH, para 10 m^2 são necessários $3\,000 \text{ g}$ ou 3 kg .

b) A partir das informações do enunciado, sobre o calcário dolomítico Limeira (obtido pelo jardim), vem:

CaO..... 28%

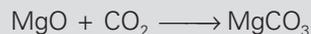
MgO..... 20%

$$m_{\text{Calcário}} = 3 \text{ kg} = 3\,000 \text{ g}$$

$$m_{\text{MgO}} = \frac{20}{100} \cdot 3\,000 \text{ g} = 600 \text{ g}$$

$$\text{MgO} = 40 \text{ g/mol}$$

$$\text{MgCO}_3 = 84 \text{ g/mol}$$



$$40 \text{ g} \text{ ————— } 84 \text{ g}$$

$$600 \text{ g} \text{ ————— } m_{\text{MgCO}_3}$$

$$m_{\text{MgCO}_3} = 1\,260 \text{ g}$$

$$\rho_{\text{MgCO}_3} = \frac{1\,260 \text{ g}}{3\,000 \text{ g}} = 0,42 = 42\%$$

$$\rho_{\text{MgCO}_3} = 42\%$$

23. a) Calculando o módulo da aceleração:

$$|a| = \frac{|\Delta v|}{\Delta t} = \frac{|0 - 10|}{0,2} \Rightarrow |a| = 50 \text{ m/s}^2$$

b) Reação química de decomposição da azida de sódio formando sódio metálico e nitrogênio gasoso: $2 \text{NaN}_{3(s)} \rightarrow 2 \text{Na}_{(s)} + 3 \text{N}_{2(g)}$.

c) Cálculo do volume V de gás nitrogênio formado pela decomposição de 65 g de azida de sódio sob pressão atmosférica de 1 atm e temperatura de $27 \text{ }^\circ\text{C}$:

$$\text{NaN}_3 = 65 \text{ g/mol}$$



$$2 \cdot 65 \text{ g} \text{ ————— } 3 \text{ mol}$$

$$65 \text{ g} \text{ ————— } 1,5 \text{ mol}$$

$$T = 27 + 273 = 300 \text{ K}$$

$$R = 0,08 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$1 \cdot V = 1,5 \cdot 0,08 \cdot 300$$

$$V_{\text{N}_2} = 36 \text{ L}$$

Material exclusivo para professores
conveniados ao Sistema de Ensino
Dom Bosco