

**MATERIAL DO
PROFESSOR**

• **Química**

VOLUME

2



PRÉ-VESTIBULAR
SEMIEXTENSIVO

**MATERIAL DO
PROFESSOR**

• **Química**

VOLUME

2

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

DOM BOSCO - SISTEMA DE ENSINO
PRÉ-VESTIBULAR SEMIEXTENSIVO 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
Edição de conteúdo	Luiz Molina Luz, Curso São Carlos Ltda.
Assistência de edição	Ana Carolina de Almeida Paulino
Leitura crítica	José Roberto Migliato, Thiago Ferreira Luz, Curso São Carlos Ltda.
Preparação e revisão	Fabiana Cosenza Oliveira
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	Andrea Bolanho, Cristiane Gameiro, Heraldo Colon, Maricy Queiroz, Sandra Sebastião, Shirlei Sebastião
Ilustrações	Carla Viana
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, Paulo Campos

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

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 Semiextensivo 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.

SUMÁRIO



5

QUÍMICA 1



153

QUÍMICA 2



223

QUÍMICA 3



BET_NOIRE/ISTOCKPHOTO

QUÍMICA 1

MATERIAL DE ENSINO
SISTEMA DE ENSINO VESPERTINO

CIÊNCIAS DA NATUREZA E SUAS TECNOLOGIAS



CLASSIFICAÇÃO E CONCENTRAÇÃO DAS SOLUÇÕES

- Estudo das soluções
- Tipos de solução
- Solubilidade
- Aspectos quantitativos das soluções
- Estudo das concentrações das soluções
- Estudo das diferentes maneiras de expressar concentração

HABILIDADES

- Reconhecer os diferentes tipos de solução.
- Caracterizar e classificar as soluções.
- Trabalhar com coeficientes de solubilidade.
- Interpretar uma curva de solubilidade.
- Expressar de várias formas a composição de uma solução.
- Perceber a utilidade de cada maneira de expressar a composição de uma solução.

Neste módulo, serão apresentados os diferentes tipos de abordagem referentes ao conceito de soluções. Para isso, inicialmente, precisamos entender alguns conceitos, como o de **dispersão**. Ela é um sistema no qual uma substância está distribuída, sob a forma de pequenas partículas, em outra substância. Definimos a primeira substância como **disperso** e a segunda, como **dispersante**.

Importante ressaltar que, para o estudo das soluções, o termo "disperso" equivale a **soluto** de uma solução, e o termo "dispersante" corresponde a **solvente** de uma solução.

Classificação das dispersões

Diversos critérios definem a classificação das dispersões: natureza das partículas dispersas, tamanho médio das partículas, visibilidade, sedimentação e separação por filtração.

	Principais características das dispersões		
	Solução verdadeira	Solução coloidal	Suspensão
	Açúcar na água	Gelatina	Terra suspensa na água
Natureza das partículas dispersas	Átomos, íons ou moléculas	Aglomerado de átomos, íons ou moléculas	Grandes aglomerados de átomos, íons ou moléculas
Tamanho médio das partículas	De 0 a 1 nm*	De 1 a 100 nm*	Acima de 100 nm*
Visibilidade das partículas (homogeneidade do sistema)	As partículas não são visíveis em nenhum aparelho (sistema homogêneo).	As partículas são visíveis ao ultramicroscópio (sistema heterogêneo).	As partículas são visíveis ao microscópio comum (sistema heterogêneo).
Sedimentação das partículas	As partículas não se sedimentam de modo algum.	As partículas sedimentam-se por meio de ultracentrífugas.	Há sedimentação espontânea ou por meio de centrífugas comuns.
Separação por filtração	A separação não é possível por nenhum tipo de filtro.	As partículas são separadas por meio de ultrafiltros.	As partículas são separadas por meio de filtros comuns (em laboratório com papel filtro).

*1 nm = $1 \cdot 10^{-9}$ m

SOLUÇÃO VERDADEIRA

Trata-se de entidades dispersas com diâmetro inferior a 1 nm.

Exemplo

Açúcar (sacarose) em água.

DISPERSÕES COLOIDAIS

Soluções coloidais são outros tipos de dispersão presentes no cotidiano, como sabonete, xampu, pasta de dente, espuma, creme de barbear, maquiagem, cosméticos, leite, café, manteiga, entre outros. Elas ainda aparecem nos estudos de biotecnologia e em diversos processos de produção de bens de consumo.

As entidades dispersas apresentam diâmetro entre 1 nm e 100 nm. As partículas, também chamadas de **micelas**, são bem maiores do que muitas moléculas, possibilitando o espalhamento da luz (**efeito Tyndall**), mas pequenas demais para serem vistas em um microscópio óptico. O espalhamento da luz explica por que o leite é branco, e não transparente, e por que podemos ver a luz dos holofotes e dos raios *laser* mais claramente em meio a um nevoeiro, à fumaça e às nuvens do que em meio ao ar seco.

No sistema coloidal, as partículas dispersas (micelas) estão misturadas no dispersante de forma heterogênea. De acordo com a fase dos constituintes da solução coloidal, é possível classificar os colóides.

SUSPENSÃO

Esse tipo de solução consiste em um aglomerado de macromoléculas, ou de macroíons, dispersos em outra substância. As entidades apresentam diâmetro superior a 100 nm. A preparação de muitos antibióticos remete a um exemplo típico de suspensão, visto que precisam ser agitados antes do uso, pois o disperso (material particulado) geralmente se encontra no fundo do frasco.

Tipos de solução

A classificação das soluções está relacionada ao estado de agregação das partículas formadoras da mistura, à condutibilidade elétrica e à proporção entre o soluto e o solvente.

ESTADO DE AGREGAÇÃO**Sólida**

Os componentes desse tipo de solução encontram-se no estado sólido, à temperatura ambiente, e são denominados ligas metálicas.

Gasosa

Os componentes desse tipo de solução apresentam-se no estado gasoso. Vale lembrar que toda mistura de gases é uma solução. O exemplo mais comum é o ar atmosférico, isento de poeira.

Líquida

Nesse caso, um dos componentes da mistura deve estar no estado líquido. Quando pensamos em soluções líquidas, é muito comum que o primeiro exemplo

lembrado se refira a alguma substância sólida dissolvida em água. Porém, não podemos pensar unicamente nesse tipo de solução líquida, uma vez que existem vários outros tipos. Veja, a seguir, alguns casos.

Soluções de gás com líquidos

Em um aquário, o oxigênio (O_2), responsável pela respiração dos peixes, está dissolvido na água.

Importante!

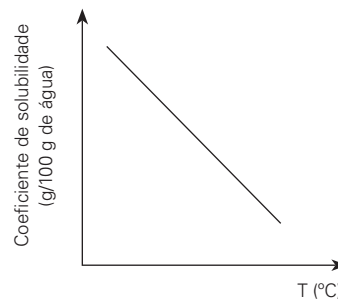
Dois fatores estão diretamente relacionados com a solubilidade dos gases em líquidos: a pressão e a temperatura.

- **Pressão**

O efeito da pressão na solubilidade dos gases, lei de Henry, foi estudado por William Henry (1775-1836) e atesta que “a solubilidade de um gás em um líquido é diretamente proporcional à pressão do gás sobre o líquido”.

- **Temperatura**

A solubilidade de um gás em um líquido é inversamente proporcional à temperatura, isto é, quanto maior a temperatura, menor a solubilidade do gás. Perceba tal efeito quando dois refrigerantes são servidos em copos: um em temperatura mais baixa e o outro em maior temperatura. O que está à temperatura mais elevada produz maior quantidade de bolhas, já que a solubilidade dele é menor no líquido.



O coeficiente de solubilidade diminui à medida que a temperatura aumenta.

Soluções formadas apenas por líquidos

É muito comum encontrar soluções que contenham líquidos dissolvidos em líquidos, por exemplo:

- água oxigenada: solução de peróxido de hidrogênio (H_2O_2) e água;
- álcool comercial: solução composta por álcool etílico e água.

Soluções de sólidos com líquidos

Constituem os tipos mais comuns de soluções e são foco dos avaliadores nas mais diversas provas de vestibular pelo país. Exemplo: sal de cozinha dissolvido em água.

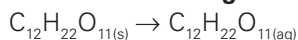
CONDUTIBILIDADE ELÉTRICA

De acordo com a condutibilidade elétrica, as soluções podem ser classificadas como **moleculares** (não eletrolíticas) ou **iônicas** (eletrolíticas). A classificação depende da existência ou não de íons livres em solução.

Os íons presentes nas soluções eletrolíticas podem ser obtidos de duas formas: pela dissolução de compostos iônicos em líquidos polares, processo denominado **dissociação**, e pela **ionização** de ácidos (a maioria covalente) ou hidróxido de amônio (base covalente) em água.

As soluções **moleculares** apresentam moléculas em solução e são obtidas pela dissolução de compostos covalentes nos solventes, com exceção feita às moléculas de ácidos e ao NH_4OH . Essas soluções não conduzem corrente elétrica pela ausência de íons em solução.

Sacarose em água



PROPORÇÃO ENTRE SOLUTO E SOLVENTE

De acordo com a quantidade de soluto e de solvente em uma solução, podemos classificá-la como **concentrada** ou **diluída**. Contudo, para que ocorra tal classificação, é preciso conhecer o conceito de coeficiente de solubilidade, que será abordado adiante neste livro.

Solubilidade

Você sabe como se forma uma solução? Imagine-se observando a dissolução, em nível iônico, de um cristal de NaCl em água. Quando as moléculas de água se aproximam do cristal, ocorrem interações do tipo íon-dipolo entre as moléculas e os íons de Na^+ e Cl^- . Essa interação dá origem ao processo de **solvatação**.

À capacidade de uma substância dissolver-se por toda a extensão do volume de outra determinada substância, dá-se o nome de **solubilidade**. Ela é uma característica qualitativa, determinada experimentalmente, que depende do fato de a estrutura da molécula ser polar ou apolar; assim, vale a regra clássica:

“Semelhante dissolve semelhante.”

Solvente **polar** dissolve soluto **polar**.

Solvente **não polar** dissolve soluto **não polar**.

Coeficiente de solubilidade (CS)

Esse coeficiente mede a quantidade máxima de soluto que se consegue dissolver em determinada quanti-

dade de solvente em certas condições de **temperatura** e **pressão**. Veja o exemplo da mudança de solubilidade do KNO_3 conforme o aumento da temperatura.

Solubilidade do KNO_3 em 100 g de H_2O	
Temperatura (°C)	Massa de KNO_3 (g)
0	13,3
10	20,9
20	31,6
30	45,8
40	63,0
50	85,5
60	110

Ao interpretar a tabela, observamos que $\text{CS} = 31,6$ g de $\text{KNO}_3/100$ g de H_2O a 20°C , isto é, em 20°C , para cada 100 g de água, o máximo de KNO_3 que conseguimos solubilizar são 31,6 g. Como o coeficiente de solubilidade é uma característica quantitativa e dependente da temperatura, a variação de temperatura faz com que a quantidade de partículas dissolvidas seja diferente.

Tipos de solubilização

Dizer que o coeficiente de solubilidade depende da temperatura não significa que se trate sempre de fatores diretamente proporcionais, ou seja, existem substâncias que, com a elevação da temperatura do sistema, têm sua capacidade máxima de solubilização diminuída. Assim, são possíveis dois tipos de solubilização em função da temperatura: endotérmica e exotérmica.

SOLUBILIZAÇÃO ENDOTÉRMICA

O aumento da temperatura aumenta o coeficiente de solubilidade, fazendo com que uma maior quantidade de soluto seja capaz de ser solubilizada em uma mesma massa de solvente. A maioria das substâncias aumenta sua solubilidade com o aumento da temperatura. É o caso, por exemplo, da sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) em água.

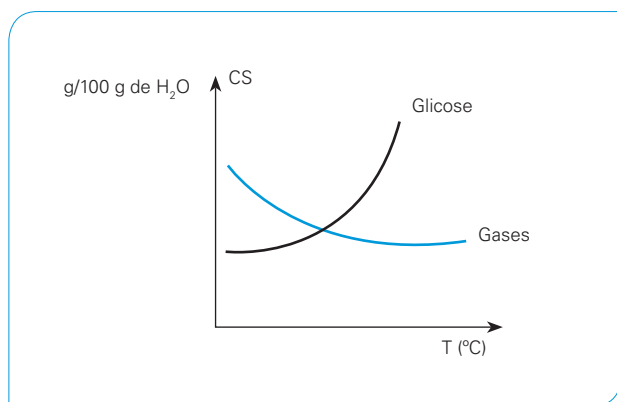
SOLUBILIZAÇÃO EXOTÉRMICA

Por outro lado, na solubilização exotérmica, o coeficiente de solubilidade aumenta pela diminuição da temperatura, fazendo com que uma maior quantidade de soluto seja capaz de ser solubilizada na mesma massa de solvente em um ambiente mais frio. Além dos gases, apenas uma pequena parcela das outras substâncias aumenta sua solubilidade com a diminui-

ção da temperatura. Podemos citar o sulfato de cério III ($\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$) em água.

Curvas de solubilidade

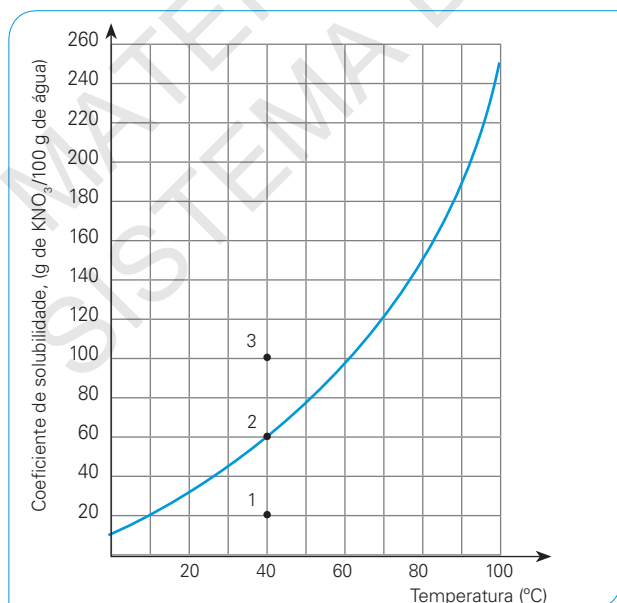
A relação entre solubilidade (S) e temperatura (T) pode ser representada, graficamente, colocando-se as temperaturas em abscissas e as solubilidades em ordenadas. As curvas obtidas são chamadas de **curvas de solubilidade**.



As curvas crescentes indicam as solubilizações de caráter endotérmico; as decrescentes, as solubilizações exotérmicas.

Tipos de solução

Os tipos de solução dependem da relação entre a quantidade de soluto dissolvido em determinada quantidade de solvente (água) em dada temperatura e o respectivo coeficiente de solubilidade dessa substância na mesma temperatura. Para analisar os tipos de solução, utilizaremos como referência a curva de solubilidade do KNO_3 em H_2O , em função da temperatura.



SOLUÇÃO SATURADA

Ocorre quando o valor da massa de soluto dissolvida em água é exatamente igual ao valor do coeficiente de solubilidade em determinada temperatura (**ponto 2 do gráfico**). Dessa maneira, a 40 °C, a adição de 60 g de sal KNO_3 corresponde a um valor de massa-limite para a solubilização total, igualando-se ao respectivo coeficiente de solubilidade, na mesma temperatura. Isso significa que não é possível colocar mais sal e o sistema continuar homogêneo, pois há a formação de um precipitado (excesso).

SOLUÇÃO INSATURADA (NÃO SATURADA)

Ocorre quando o valor da massa de soluto dissolvida em água é menor do que o valor do coeficiente de solubilidade em determinada temperatura (**ponto 1 do gráfico – abaixo da curva de solubilidade**). Dessa maneira, considerando-se a temperatura de 40 °C, a adição de 20 g de nitrato de potássio em 100 g de água corresponde a um valor de massa inferior ao respectivo coeficiente de solubilidade, na mesma temperatura. Isso significa que, colocando-se mais sal (até, obviamente, o limite de 60 g), o sistema continua homogêneo, pois não há formação de precipitado (excesso).

SOLUÇÃO SUPERSATURADA

Ocorre quando o valor da massa dissolvida em água é maior que o valor do coeficiente de solubilidade na mesma temperatura, como, por exemplo, 100 g de KNO_3 dissolvidos em 100 g de água, considerando-se a temperatura de 40 °C (**ponto 3**). Nesse caso, o sistema ainda é homogêneo. Em geral, soluções supersaturadas podem ser obtidas pelo aquecimento de uma solução saturada que tenha parte do soluto não dissolvido. O aquecimento deve ser realizado até que todo o soluto presente se dissolva. Um resfriamento lento, com a solução em repouso, até a temperatura inicial, pode permitir a obtenção da solução supersaturada, desde que o soluto não tenha se cristalizado.

Aqui, como a quantidade de soluto dissolvida (100 g) é maior que o limite máximo permitido (60 g), à temperatura de 40 °C, o sistema assume uma configuração metaestável de grande instabilidade, e qualquer perturbação no meio faz com que o excesso (40 g) de soluto precipite. Dentre as perturbações mais comuns, estão o choque mecânico e o grão de nucleação.

Concentrações de soluções

Em Química, a concentração de uma solução é a quantidade de um soluto que está contido em determinada quantidade de solvente ou solução. Conhecer a concentração de solutos é importante no controle da estequiometria dos reagentes para reações de solução.

$$\text{Concentração} = \frac{\text{Quantidade de soluto}}{\text{Quantidade de solvente (ou solução)}}$$

Por convenção, você deve utilizar a seguinte representação.

Índice	Espécie
1	Informação relativa ao soluto. Exemplo: m_1 : massa do soluto
2	Informação relativa ao solvente. Exemplo: n_2 : número de mols de solvente
Sem índice	Informação relativa à solução. Exemplo: V : volume da solução

Veja quais são as diferentes maneiras de indicar a concentração de soluções.

Concentração comum ou concentração em g/L (C)

Mostra a relação entre a massa de soluto (em gramas) e o volume da solução (em litros); pode ser expressa em outras unidades de massa e volume, como g/m^3 , mg/L , kg/mL etc.

$$C = \frac{m_1}{V}$$

Densidade de uma solução (d)

É a relação estabelecida pela quantidade de massa existente em cada unidade de volume da amostra.

Assim:

$$d = \frac{m}{V}$$

m = massa da solução, em gramas

V = volume da solução, em mL ou L

A densidade, geralmente, é expressa em gramas por litro (g/L) ou em miligramas por mililitros (mg/mL).

Comparando concentração comum e densidade:

Densidade (d)	Concentração comum (C)
m : massa da solução ($m = m_1 + m_2$)	m_1 : massa do soluto
V : volume da solução	V : volume da solução

A densidade é uma grandeza que varia com a temperatura.

Título em massa (\mathcal{E}_m)

É o tipo de concentração muito presente na indústria, pois utiliza a relação entre a massa do soluto, em gramas, e a massa da solução, também em gramas.

$$\mathcal{E}_m = \frac{m_1}{m} \text{ ou } \frac{m_1}{m_1 + m_2}$$

O título (\mathcal{E}_m) não tem unidade, pois trata-se de um número adimensional e pode ser expresso em porcentagem; nesse caso, é chamado de porcentagem em massa do soluto ($\mathcal{E}_\%$). A porcentagem é muito utilizada em rótulos de medicamentos e em produtos alimentares, ao indicar o teor de massa do soluto em relação à massa da solução.

$$\mathcal{E}_\% = \mathcal{E}_m \cdot 100$$

Título em volume (\mathcal{E}_v)

Indica a relação entre o volume do soluto e o volume da solução.

$$\mathcal{E}_v = \frac{V_1}{V} \text{ ou } \frac{V_1}{V_1 + V_2}$$

V_1 = volume do soluto

V = volume da solução

\mathcal{E}_v não tem unidade e pode ser expresso em porcentagem; nesse caso, é chamado de porcentagem em volume de soluto ($\mathcal{E}_\%$).

$$\mathcal{E}_\% = \mathcal{E}_v \cdot 100$$

Concentração em quantidade de matéria por litro ou concentração em mol por litro (\mathcal{M})

É a relação entre o número de mols do soluto e o volume da solução (em litros), expressa na unidade mol/L ou $mol \cdot L^{-1}$.

$$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V_{(L)}} \text{ ou } \mathcal{M} = \frac{m_1}{M_1 \cdot V}$$

Fração em quantidade de matéria ou fração molar

Relaciona o número de mols da parte considerada (soluto ou solvente) e o número de mols da solução (soluto + solvente).

$$X_1 = \frac{n_1}{n} = \frac{n_1}{n_1 + n_2} \text{ (fração molar do soluto)}$$

$$X_2 = \frac{n_2}{n} = \frac{n_2}{n_1 + n_2} \text{ (fração molar do solvente)}$$

Os valores da fração em quantidade de matéria (X) e título (\mathcal{E}) ou porcentagem em massa não variam com a temperatura, porque independem do volume. A fração em quantidade de matéria é um número puro.

Relação entre as expressões de concentração

Há várias maneiras de expressar a concentração das soluções.

- Concentração comum, título e densidade

$$C = \frac{m_1}{V} \text{ e } \rho = \frac{m}{m}$$

$$m_1 = C \cdot V \text{ e } m_1 = \rho \cdot m$$

$$C \cdot V = \rho \cdot m \Rightarrow C = \frac{\rho \cdot m}{V} \Rightarrow \frac{m}{V} = d \therefore C = \rho \cdot d$$

- Concentração comum e concentração em quantidade de matéria por litro

$$C = \frac{m_1}{V} \Rightarrow m_1 = C \cdot V$$

$$\eta = \frac{m_1}{M_1 \cdot V} \Rightarrow m_1 = \eta \cdot M_1 \cdot V$$

$$m_1 = m_1 \therefore C \cdot V = \eta \cdot M_1 \cdot V$$

$$C = \eta \cdot M_1$$

Unindo as duas expressões, temos:

$$C = d \cdot \rho = \eta \cdot M_1 \text{ ou}$$

$$C = 1000 \cdot d \cdot \rho = \eta \cdot M_1$$

Observação

O fator 1 000 vem da relação $d \text{ (g/mL)} \cdot 1000 = d \text{ (g/L)}$.

Partes por milhão (ppm)

Muitos alimentos industrializados contêm conservantes, substâncias que retardam a alteração provocada por micro-organismos no alimento. Por exemplo, o benzoato de sódio é bastante utilizado na conservação de sucos de frutas e refrigerantes, adicionado em concentração de, no máximo, 0,1%. Isso significa que, em cada 100 g de alimento, há 0,1 g do aditivo.

Para indicar baixas concentrações, os cientistas utilizam também a relação ppm, sendo que 1 ppm significa 1 g de soluto em relação a 1 milhão de gramas de solução.

$$1,0 \text{ ppm} = \frac{1,0 \text{ g de soluto}}{10^6 \text{ g da solução}}$$

Observação

A mesma análise é válida para partes por bilhão (ppb): indica quantas partes do soluto existem em um bilhão de partes do sistema.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

ROTEIRO DE AULA

DISPERSÕES

Solução

Coloide

Suspensão

Solubilidade

Estado de agregação

Condutibilidade elétrica

Gelatina

Terra em água

Eletrolítica

Não eletrolítica

Coeficiente de solubilidade:

quantidade de soluto que pode ser dissolvida em certa quantidade de solvente

em dada temperatura.

Curva de solubilidade: indica graficamente a variação da solubilidade com a temperatura.

Insaturada

Saturada

Supersaturada

A massa do soluto dissolvida é inferior à massa do valor da solubilidade.

A massa do soluto dissolvida é exatamente a mesma do valor da solubilidade.

A massa do soluto dissolvida é maior que o valor da solubilidade.

ROTEIRO DE AULA

Concentração das soluções

Concentração comum (C)

$$C = \frac{m_1}{V}$$

Título em massa (\mathcal{E}_m)% em massa ($\mathcal{E}_\%$)

$$\mathcal{E}_m = \frac{m_1}{m} \text{ ou } \mathcal{E}_m = \frac{m_1}{m_1 + m_2}$$

$$\mathcal{E}_\% = \frac{m_1}{m} \cdot 100$$

Título em volume (\mathcal{E}_v)% em volume ($\mathcal{E}_\%$)

$$\mathcal{E}_v = \frac{V_1}{V}$$

$$\mathcal{E}_\% = \frac{V_1}{V} \cdot 100$$

Concentração em parte por milhão (ppm)

$$\text{ppm} = \frac{\text{g de soluto (} m_1 \text{)}}{1\,000\,000 \text{ g da solução (} m \text{)}} \text{ ou } \frac{m_1 \text{ (mg)}}{m \text{ (kg)}}$$

Concentração em quantidade de matéria (\mathcal{M})

$$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} \text{ ou } \mathcal{M} = \frac{m_1}{M_1 \cdot V}$$

Fração molar (X)

$$X_1 = \frac{n_1}{n} \text{ ou } X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} \quad X_2 = \frac{n_2}{n} \text{ ou } X_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

Relação entre expressões de concentração

Concentração comum e molar

$$C = \mathcal{M} \cdot M_1$$

Concentração comum e título

$$C = 1\,000 \cdot d \cdot \mathcal{E}$$

Outras relações

$$C = 1\,000 \cdot d \cdot \mathcal{E} = \mathcal{M} \cdot M_1$$

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. Acafe-SC – Sobre o sistema coloidal, analise as afirmações a seguir.

- I. O diâmetro médio das moléculas de glicose em uma solução aquosa é maior que as partículas dispersas em um sistema coloidal.
- II. Creme de leite e maionese são exemplos de sistemas coloidais.
- III. Micelas podem ser representadas por um agregado de moléculas anfipáticas dispersas em um líquido, constituindo uma das fases de um sistema coloidal.
- IV. O efeito Tyndall pode ocorrer quando há a dispersão da luz pelas partículas dispersas em um sistema coloidal.

Todas as afirmações corretas estão em

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

I) Incorreta. O diâmetro médio das moléculas de glicose (inferior a 10^{-7} cm) em uma solução aquosa é menor que as partículas dispersas em um sistema coloidal (entre 10^{-7} cm e 10^{-4} cm).

II, III e IV estão corretas.

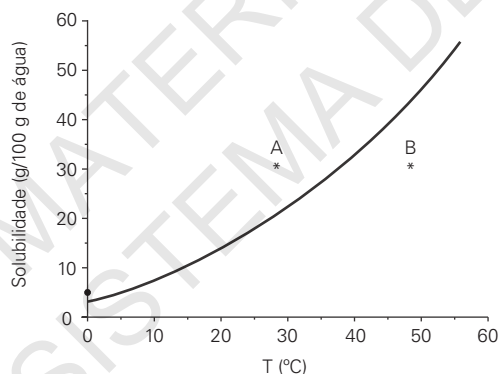
2. UEMA – Um aluno do ensino médio, ao utilizar um argumento criativo para classificar uma solução com base em seu coeficiente de solubilidade, apresentou a seguinte resposta:

“Solução insaturada – limonada com pouco açúcar.

Solução saturada – açúcar na medida certa, sente-se um suco de limão adocicado.

Solução supersaturada – uma limonada em que não se sente mais o gosto do limão, só do açúcar.”

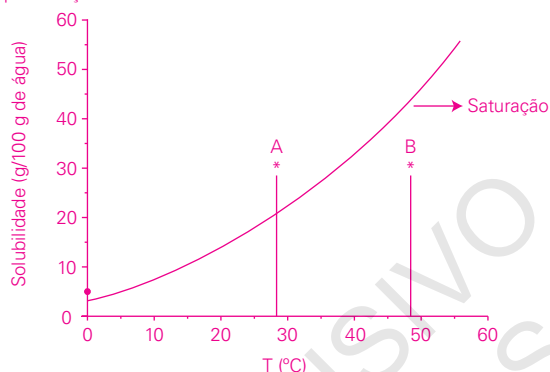
A professora explicou que o coeficiente de solubilidade varia de acordo com o soluto, com a quantidade de solvente e com a temperatura em que se encontra a solução, fazendo uso do gráfico a seguir, cuja curva mostra a quantidade máxima de soluto dissolvido para uma dada temperatura.



Analisar o gráfico utilizado pela professora e explique, com base nos exemplos do aluno, qual seria a situação representada pela solução A e qual seria pela solução B. Justifique sua resposta.

O gráfico permite concluir que a solução A, com temperatura próxima aos 30 °C, é supersaturada. Dos exemplos dados pelo aluno, seria “Uma limonada em que não se sente mais o gosto do limão, só do açúcar”.

A solução B equivale a uma solução insaturada (temperatura próxima aos 50 °C). Dos exemplos dados pelo aluno, seria uma “Limonada com pouco açúcar”.



3. Facisb-SP

C7-H24

A expressão “solução aquosa” caracteriza adequadamente diversas misturas de substâncias presentes no cotidiano. Entre elas, pode-se citar

- a) o creme de leite.
- b) o sorvete.
- c) o leite de magnésia.
- d) a água sanitária.
- e) a gelatina.

Classifica-se como solução aquosa a água sanitária.

- a) Creme de leite (coloide)
- b) Sorvete (emulsão sólida)
- c) Leite de magnésia (coloide)
- e) Gelatina (coloide).

Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química 1A para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química 1A para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

4. UERJ – Para o tratamento de 60 000 L de água de um reservatório, foram adicionados 20 L de solução saturada de sulfato de alumínio, sal que possui as seguintes propriedades:

Massa molar = $342 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Solubilidade em água = $900 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

Desprezando a variação de volume, a concentração de sulfato de alumínio no reservatório, em $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$, corresponde a

- a) $8,8 \cdot 10^{-4}$
 b) $4,4 \cdot 10^{-4}$
 c) $1,1 \cdot 10^{-3}$
 d) $2,2 \cdot 10^{-3}$

$$1 \text{ L} \text{ ————— } 900 \text{ g de } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$$

$$20 \text{ L} \text{ ————— } m_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}$$

$$m_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 18\,000 \text{ g}$$

$$n_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{m}{M} = \frac{18\,000 \text{ g}}{342 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \approx 52,63 \text{ mol}$$

$$V = 60\,000 \text{ L}$$

$$\eta_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{n_1}{V} = \frac{52,63 \text{ mol}}{60\,000 \text{ L}}$$

$$\eta_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} \approx 8,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

5. UERJ – Em análises metalúrgicas, emprega-se uma solução denominada nital, obtida pela solubilização do ácido nítrico em etanol.

Um laboratório de análises metalúrgicas dispõe de uma solução aquosa de ácido nítrico com concentração de 60% m/m, densidade de 1,4 kg/L. O volume de 2,0 mL dessa solução é solubilizado em quantidade de etanol suficiente para obter 100,0 mL de solução nital.

Com base nas informações, a concentração de ácido nítrico, em $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$, na solução nital é igual a

- a) 10,5 A densidade da solução é 1,4 kg/L, portanto temos:
 b) 14,0 1,4 kg ————— 1 L
 c) 16,8 x ————— $2 \cdot 10^{-3}$ L
 d) 21,5 x = $2,8 \cdot 10^{-3}$ kg = 2,8 g

Porém, somente 60% dessa massa é de ácido nítrico, então $0,6 \cdot 2,8 = 1,68$ g de ácido nítrico. Essa massa de ácido nítrico foi diluída em etanol de forma que resultou em 100 mL de solução, então podemos encontrar quanto de massa de ácido nítrico temos em um litro de solução.

$$1,68 \text{ g} \text{ ————— } 0,1 \text{ L}$$

$$C \text{ ————— } 1 \text{ L}$$

$$C = 16,8 \text{ g/L}$$

6. IFBA – A solução de hipoclorito de sódio (NaOCl) em água é chamada comercialmente de água sanitária. O rótulo de determinada água sanitária apresentou as seguintes informações:

Solução = 20% m/m

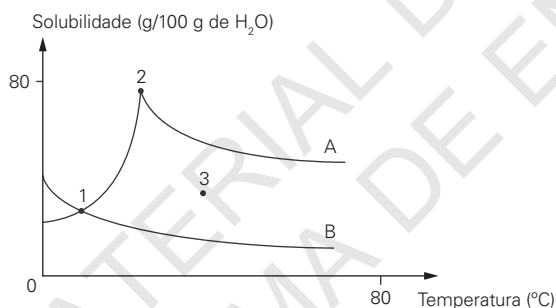
Densidade = 1,10 g/mL

Com base nessas informações, a concentração da solução comercial desse NaOCl será

- a) 1,10 mol/L. $M_1 \cdot \eta = \rho \cdot d$
 b) 2,00 mol/L. $\eta = \frac{0,20 \cdot 1\,100}{74,5} \rightarrow \eta = 2,95 \text{ mol/L}$
 c) 3,00 mol/L.
 d) 2,95 mol/L.
 e) 3,50 mol/L.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

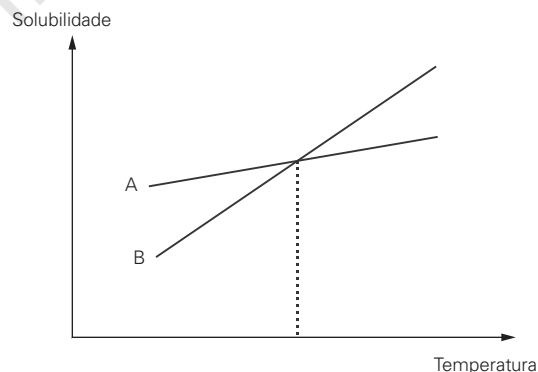
7. IME-RJ – A figura a seguir representa as curvas de solubilidade de duas substâncias A e B.



Com base no gráfico, pode-se afirmar que

- a) as soluções, no ponto 1, apresentam a mesma temperatura, mas as solubilidades de A e B são diferentes.
 b) a solução da substância A está supersaturada no ponto 2.
 c) as soluções são instáveis no ponto 3.
 d) as curvas de solubilidade não indicam mudanças na estrutura dos solutos.
 e) a solubilidade da substância B segue o perfil esperado para a solubilidade de gases em água.

8. UFRGS-RS – Observe o gráfico e a tabela a seguir, que representam a curva de solubilidade aquosa (em gramas de soluto por 100 g de água) do nitrato de potássio e do nitrato de sódio em função da temperatura.



T (°C)	KNO_3	NaNO_3
60	115	125
65	130	130
75	160	140

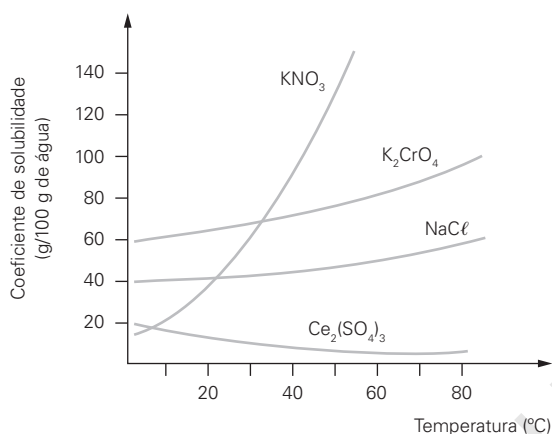
Assinale a alternativa que preenche corretamente as lacunas do enunciado a seguir, na ordem em que aparecem.

A curva A diz respeito ao _____, e a curva B, ao _____. Considerando duas soluções aquosas saturadas e sem precipitado, uma de KNO_3 e outra de NaNO_3 , a 65 °C, o efeito da diminuição da temperatura acarretará a precipitação de _____.

- a) nitrato de potássio – nitrato de sódio – nitrato de potássio

- b) nitrato de potássio – nitrato de sódio – nitrato de sódio
 c) nitrato de sódio – nitrato de potássio – nitrato de sódio
 d) nitrato de sódio – nitrato de potássio – ambas
 e) nitrato de potássio – nitrato de sódio – ambas

9. EBMSP-BA – O conhecimento da solubilidade de sais em água é importante para a realização de atividades em laboratórios e nos procedimentos médicos que envolvam a utilização desses compostos químicos. A dissolução dessas substâncias químicas em água é influenciada pela temperatura, como mostra o gráfico que apresenta as curvas de solubilidade do nitrato de potássio, $\text{KNO}_3(\text{s})$, do cromato de potássio, $\text{K}_2\text{CrO}_4(\text{s})$, do cloreto de sódio, $\text{NaCl}(\text{s})$, e do sulfato de cério III, $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s})$.

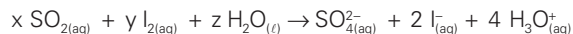


A análise do gráfico permite-nos afirmar:

- a) O processo de dissolução dos sais constituídos pelos metais alcalinos, em água, é endotérmico.
 b) A mistura de 120 g de cromato de potássio com 200 g de água forma uma solução saturada a 60 °C.
 c) O coeficiente de solubilidade do sulfato de cério III aumenta com o aquecimento do sistema aquoso.
 d) A solubilidade do nitrato de potássio é maior do que a do cromato de potássio à temperatura de 20 °C.
 e) O nitrato de potássio e o cloreto de sódio apresentam o mesmo coeficiente de solubilidade a 40 °C.
- 10. UERJ** – Em condições ambientes, o cloreto de hidrogênio é uma substância molecular gasosa de fórmula HCl . Quando dissolvida em água, ioniza-se e passa a apresentar caráter ácido. Admita uma solução aquosa saturada de HCl com concentração percentual mássica de 36,5% e densidade igual a $1,2 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$. Calcule a concentração dessa solução, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, e nomeie a força intermolecular existente entre o HCl e a água.
- Dado:** massa molar do $\text{HCl} = 36,5 \text{ g/mol}$

11. UNESP – Considere as seguintes informações.

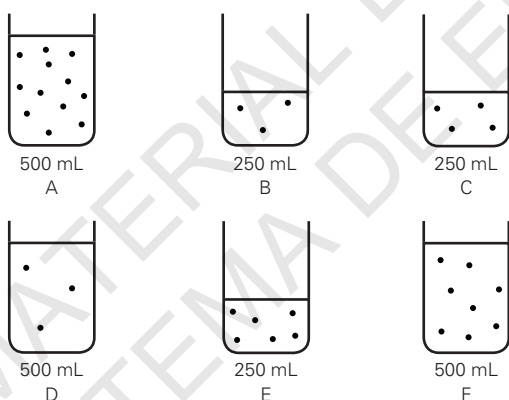
- O dióxido de enxofre (SO_2) é um aditivo utilizado como conservador em diversos tipos de produtos alimentícios industrializados, entre eles os sucos de frutas. De acordo com o Informe Técnico da Anvisa nº 58/2014, o suco de caju integral ou reconstituído pode conter esse aditivo até o limite de 0,02 g/100 mL.
- O teor de dióxido de enxofre presente em uma bebida pode ser determinado por reação com iodo, de acordo com a equação a seguir:



Calcule a concentração máxima permitida de SO_2 , em mol/L, no suco de caju, dê os valores numéricos dos coeficientes x, y e z da equação apresentada e calcule a quantidade, em mol, de iodo necessária para reagir completamente com um volume de 10 mL de um suco de caju que contenha SO_2 no limite máximo permitido.

Dados: O = 16; S = 32

12. UEL-PR – Cada um dos béqueres representados a seguir contém soluções aquosas com partículas de um determinado soluto. O soluto é o mesmo em todos os béqueres.



Com base nos conhecimentos sobre concentração de soluções, responda aos itens a seguir.

a) Quais soluções são as mais concentradas? Explique sua resposta.

b) Quando as soluções B e E são combinadas, a solução resultante tem a mesma concentração da solução contida no béquer A? Explique sua resposta.

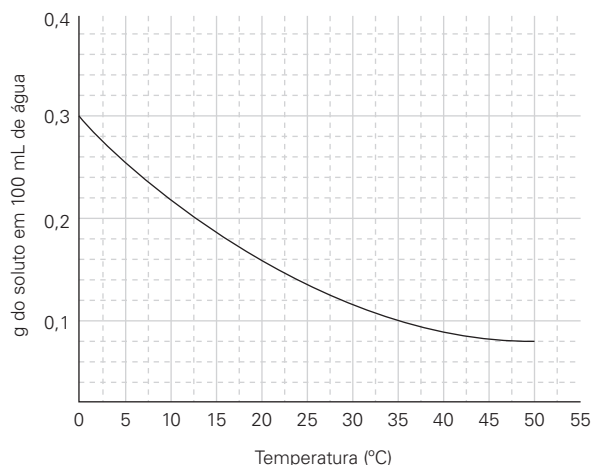
13. FGV-SP – O nitrito de sódio, NaNO_2 , é um conservante de alimentos processados a partir de carnes e peixes. Os dados de solubilidade desse sal em água são apresentados na tabela.

Temperatura (°C)	20 °C	50 °C
Massa de NaNO_2 em 100 g de H_2O	84 g	104 g

Em um frigorífico, preparou-se uma solução saturada de NaNO_2 em um tanque contendo $0,5 \text{ m}^3$ de água a 50 °C . Em seguida, a solução foi resfriada para 20 °C e mantida nessa temperatura. A massa de NaNO_2 , em kg, cristalizada após o resfriamento da solução, é

- a)** 10 **c)** 50 **e)** 200
b) 20 **d)** 100

- 14. Fasm-SP** – Analise o gráfico que representa a solubilidade do CO_2 (massa molar igual a $44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$) em água à pressão de 1 atm.

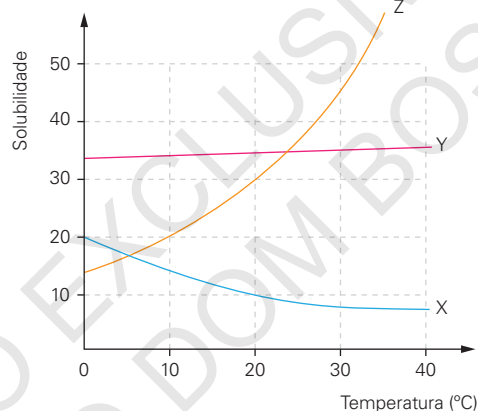


- a) A dissolução do gás carbônico em água é um processo endotérmico ou exotérmico? Justifique sua resposta.

- b) Calcule a quantidade de gás carbônico, em mol, dissolvida em 1 L de água, a 10°C e a 1 atm, saturada com esse gás. Apresente os cálculos efetuados.

- 15. UERJ (adaptado)** – Um laboratorista precisa preparar 1,1 kg de solução aquosa saturada de um sal de dissolução exotérmica, utilizando como soluto um dos três sais disponíveis em seu laboratório: X, Y e Z. A temperatura final da solução deve ser igual a 20°C .

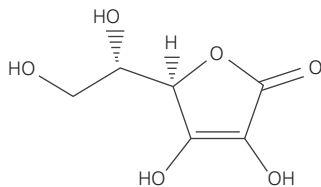
Observe as curvas de solubilidade dos sais, em gramas de soluto por 100 g de água.



Calcule a massa de soluto necessária, em gramas, para o preparo da solução.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

16. UFTM-MG – A fórmula representa a estrutura da vitamina C.



Nas farmácias, a comercialização da vitamina C é feita principalmente na forma de comprimidos efervescentes, contendo cada um 1 g dessa vitamina.

Dado: massa molar aproximada = $1,8 \cdot 10^2$ g/mol

a) Escreva a fórmula molecular da vitamina C.

b) Quando um comprimido efervescente é acrescentado a 200 mL de água, ocorre a efervescência e, ao final dela, resta uma solução aquosa. Calcule a concentração em mol/L de vitamina C nessa solução.

17. IFPE – O permanganato de potássio (KMnO_4) é uma substância vendida nas farmácias, sendo utilizado como antisséptico que possui ação antibacteriana em feridas, o que facilita a cicatrização das mesmas. Ele é encontrado no mercado na forma de comprimidos de 100 mg, e seu modo de preparo é o seguinte: para cada 25 mg do permanganato, completa-se com água para 1 litro de solução, nesse caso, a concentração é de 25 mg/L. Admita que um médico recomende para um indivíduo preparar uma solução de permanganato de potássio para utilizar em seus ferimentos e, na hora da preparação, em vez de o paciente colocar um comprimido e completar com água para 4 litros de solução, acabe adicionando três comprimidos de permanganato de potássio, de 100 mg cada um, e completando com água para 4 litros de solução. Admitindo que, para ajustar a concentração da solução de permanganato de potássio, deve-se acrescentar água, assinale a única alternativa que indica corretamente o volume de água, em litros, que deve ser acrescentado à solução já preparada para chegar à concentração correta, ou seja, 25 mg/L.

- a) 5
- b) 14
- c) 10
- d) 8
- e) 3

ESTUDO PARA O ENEM

18. UEG-GO

C5-H17

Uma solução foi preparada a 30°C pela dissolução de 80 g de um sal inorgânico hipotético em 180 g de água. A solubilidade dessa substância modifica-se com a variação da temperatura conforme a tabela a seguir.

Temperatura ($^\circ\text{C}$)	Solubilidade (g/100 g de água)
20	32
30	46

Se a solução for resfriada para 20°C , a massa, em gramas, do sal que vai precipitar será igual a

- a) 48
- b) 28
- c) 22,4
- d) 13,8
- e) 14

19. Enem

C7-H24

A obtenção de sistemas coloidais estáveis depende das interações entre as partículas dispersas e o meio onde se encontram. Em um sistema coloidal aquoso, cujas partículas são hidrofílicas, a adição de um solvente orgânico miscível em água, como etanol, desestabiliza o coloide, podendo ocorrer a agregação das partículas preliminarmente dispersas.

A desestabilização provocada pelo etanol ocorre porque

- a) a polaridade da água no sistema coloidal é reduzida.
- b) as cargas superficiais das partículas coloidais são diminuídas.
- c) as camadas de solvatação de água nas partículas são diminuídas.
- d) o processo de miscibilidade da água e do solvente libera calor para o meio.
- e) a intensidade dos movimentos brownianos das partículas coloidais é reduzida.

20. IFBA

C5-H17

Problemas e suspeitas vêm abalando o mercado do leite longa-vida há alguns anos. Adulterações com formol, álcool etílico, água oxigenada e até soda cáustica no passado não saem da cabeça do consumidor precavido. Supondo que a concentração do contaminante formol (CH_2O) no leite "longa-vida integral" é cerca de 3,0 g por 100 mL do leite, qual será a concentração em mol de formol por litro de leite?

- a) 100,0 mol/L
- b) 10,0 mol/L
- c) 5,0 mol/L
- d) 3,0 mol/L
- e) 1,0 mol/L

18

DILUIÇÃO, MISTURA DE SOLUÇÕES E TITULAÇÃO

- Diluição de soluções
- Estudo da quantidade de soluto após a diluição
- Relação entre a concentração e o volume, após a adição de solvente
- Misturas de soluções de mesmo soluto
- Misturas de soluções de solutos diferentes e sem reação química
- Misturas de soluções com solutos diferentes e com reação química
- Titulação de soluções
- Uso de indicadores

HABILIDADES

- Contrapor dissolução e diluição.
- Perceber que, nos processos de diluição, a quantidade de soluto permanece a mesma.
- Explicar o que acontece com a concentração de uma solução quando ela é diluída.
- Deduzir expressões que relacionem a concentração antes e depois da diluição e utilizá-las em cálculos.
- Trabalhar com os diferentes tipos de mistura de soluções.
- Trabalhar com estequiometria de reações.
- Conhecer a técnica analítica denominada titulação.
- Conhecer o uso dos indicadores na titulação.
- Trabalhar com estequiometria de reações ácido-base

Diluição de soluções

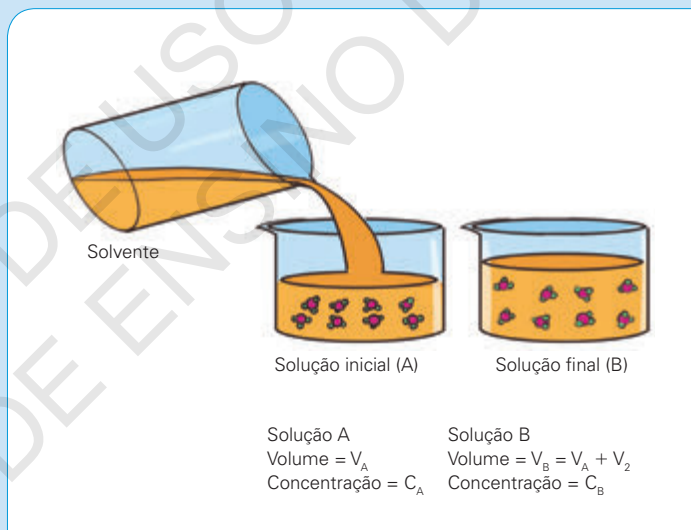
Não confunda dissolver com diluir!

Ao se misturar o pó de um refresco em água e mexer bem, o pó é dissolvido no solvente água.

Ao se acrescentar mais solvente à solução para diminuir a concentração, ocorre uma **diluição**.

Diluir uma solução consiste em adicionar solvente puro, provocando uma alteração de volume e alterando a proporção entre soluto/solvente. Consequentemente, a concentração da solução também é afetada.

Considere o esquema a seguir, em que há uma concentração inicial A e, após a adição de solvente, passa a haver uma concentração B, menos concentrada que a anterior.



Perceba que as duas soluções, concentrada A e diluída B, possuem o mesmo número de moléculas, ou seja, como apenas foi adicionado solvente, a **quantidade de soluto não foi alterada**, portanto:

$$m_A = m_B \text{ ou } m = m'$$

$$C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_B \text{ ou } C \cdot V = C' \cdot V''$$

Utilizando o título, temos:

$$\xi = \frac{m_1}{m} \Rightarrow m_1 = \xi \cdot m$$

$$\xi = \frac{m'_1}{m'} \Rightarrow m_1 = \xi' \cdot m'$$

$$\xi \cdot m = \xi' \cdot m'$$

Usando a concentração em quantidade de matéria, temos:

$$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} \Rightarrow n_1 = \mathcal{M} \cdot V$$

$$\mathcal{M}' = \frac{n'_1}{V'} \Rightarrow n'_1 = \mathcal{M}' \cdot V'$$

$$\mathcal{M} \cdot V = \mathcal{M}' \cdot V'$$

Atenção!

O aumento da concentração de uma solução pode ocorrer de duas maneiras distintas: pela retirada de solvente, por meio da evaporação, e pela adição do soluto. As fórmulas utilizadas são as mesmas apresentadas anteriormente; a única diferença é que, em vez de aumentar o volume final, ele deve ser diminuído.

$$V' = V - V_2$$

V' = volume da solução após a evaporação

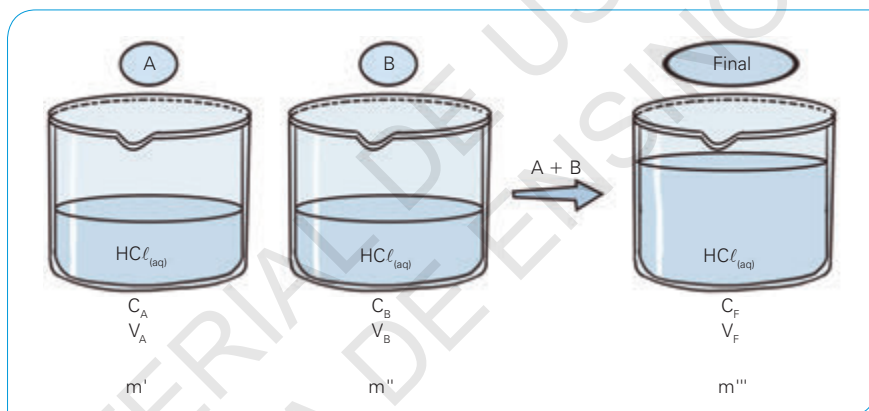
V = volume da solução inicial

V_2 = volume do solvente evaporado

Mistura de soluções de mesmo soluto

Em diversas situações, é comum fazer-se a mistura de soluções de mesmo soluto e mesmo solvente, seja para aproveitar o material, seja para conseguir uma concentração distinta das iniciais.

Consideremos o esquema a seguir.



Para a solução A:

$$C_A = \frac{m'_1}{V_A}$$

Para a solução B:

$$C_B = \frac{m''_1}{V_B}$$

Como estão sendo misturadas duas soluções de um mesmo soluto, tem-se que:

$$m''' = m'_1 + m''_1 \text{ ou } C_F \cdot V_F = C_A \cdot V_A + C_B \cdot V_B$$

Utilizando o título, o raciocínio é o mesmo:

$$\mathcal{E}_F \cdot m''' = \mathcal{E}_A \cdot m' + \mathcal{E}_B \cdot m''$$

E, finalmente, a concentração, em quantidade de matéria, é:

$$\mathcal{M}_F \cdot V_F = \mathcal{M}_A \cdot V_A + \mathcal{M}_B \cdot V_B$$

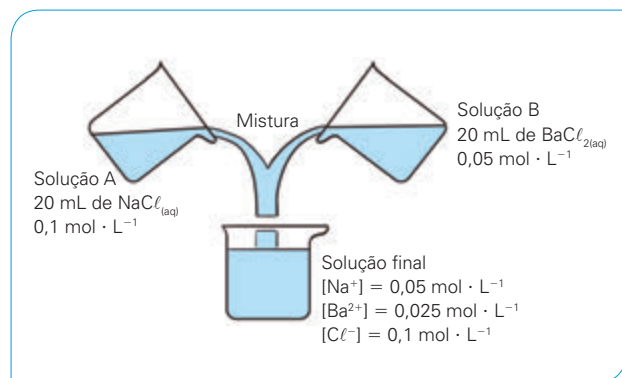
Importante lembrar que:

$$V_F = V_A + V_B \text{ e } m''' = m'_1 + m''_1$$

Mistura de soluções de solutos diferentes sem reação química

Quando misturamos duas ou mais soluções de solutos diferentes, sem que ocorra reação, cada soluto aparece inalterado na solução final, estando apenas dissolvido em um volume maior que o inicial.

O esquema a seguir representa uma mistura de duas soluções de diferentes solutos em que não ocorre reação química.



Mistura de soluções com reação química

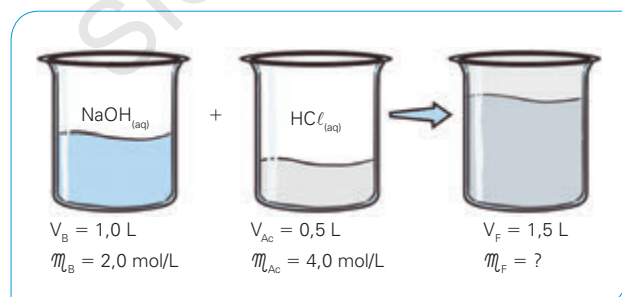
Nessa situação, deve-se utilizar a mesma forma de raciocínio trabalhada nos módulos de estequiometria. Você não se lembra mais de como trabalhar com estequiometria? Não se preocupe! Veja, a seguir, uma breve revisão.

Siga estes passos:

1. escreva a equação química;
2. balanceie a equação química;
3. determine a quantidade, em mols, de cada reagente participante da mistura;
4. faça a proporção, em mols.

Exemplo

Misturam-se, para reagir, 1,0 L de solução 2,0 mol/L de NaOH e 0,5 L de solução 4,0 mol/L de HCl .



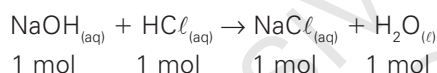
Com base nessas informações, faça o que se pede.

- a) A solução final, após a mistura, será ácida, básica ou neutra?
- b) Calcule a concentração molar da solução final em relação ao sal formado.

Resolução

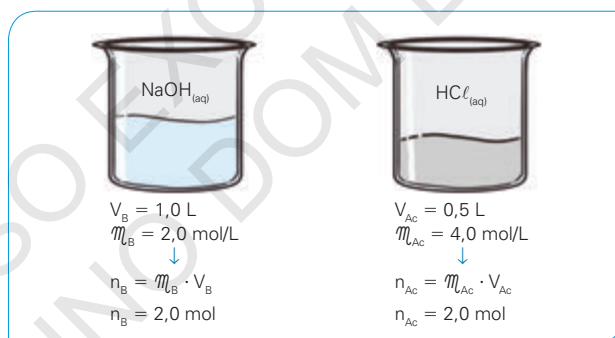
1º passo

Montar a equação envolvida na mistura, balanceá-la e relacionar os coeficientes com quantidades, em mols, de reagentes e produtos.



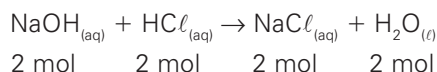
2º passo

Determinar a quantidade, em mols, de cada soluto nas soluções a serem misturadas.



3º passo

Verificar se a quantidade de cada reagente (em mols) está na proporção indicada pela equação do problema. Como as quantidades de NaOH e HCl estão na proporção correta, todo o ácido e toda a base reagirão (sem restar excesso), produzindo 2 mols de NaCl , que estarão dissolvidos em 1,5 L de solução (volume da solução final).



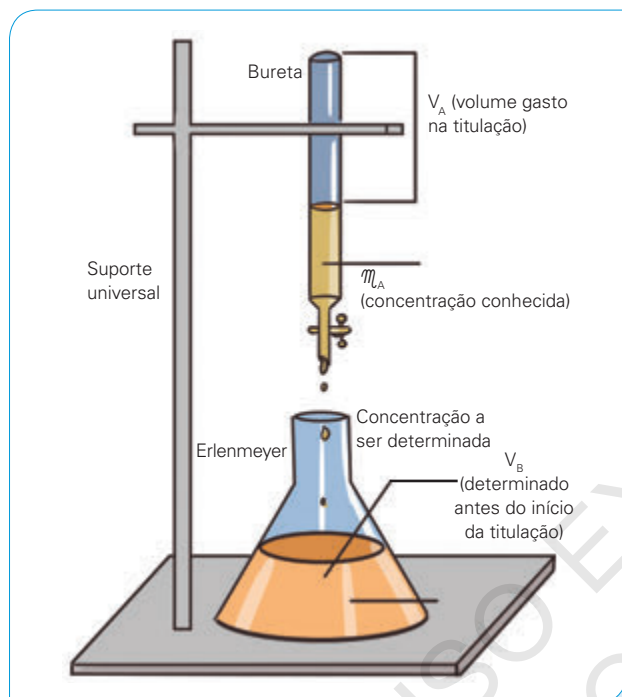
Portanto,

- a) a solução resultante será neutra;
- b) a concentração do sal será de 1,33 mol/L, pois teremos 2 mols de cloreto de sódio em 1,5 L de solução.

Análise volumétrica ou titulação

Análise volumétrica, titulação ou volumetria é o processo experimental que permite determinar a concentração de uma **solução-problema**, com o auxílio de outra substância de concentração conhecida. A titulação envolve sempre um ácido, uma base e dois

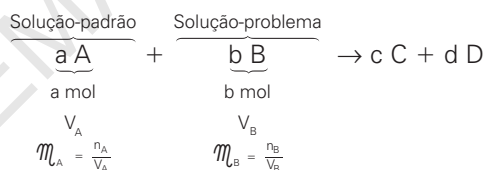
aparelhos laboratoriais: a bureta (aparelho que mede volume de líquidos com grande precisão), onde se coloca o titulante, ou solução-padrão (solução de concentração conhecida), e o erlenmeyer (usado no lugar do béquer, evitando o respingo da solução que é agitada), onde se coloca um volume da solução-problema (aquela cuja concentração se pretende determinar).



Aparelhagem utilizada na titulação para determinar a concentração de uma solução.

O princípio geral da titulação consiste na adição do titulante ao erlenmeyer até o ponto de equivalência, momento em que se observa uma mudança de cor pelo uso de um indicador, mostrando-se que os reagentes estão em proporções estequiométricas. A concentração da solução-problema pode ser calculada pela concentração em quantidade de matéria. O cálculo da concentração em quantidade de matéria consiste nos seguintes passos:

1. escrever a equação química da titulação;
2. equilibrar a reação (relação de mols dos reagentes);
3. determinar os volumes da solução titulante e da solução-problema.



Logo:

$$\frac{n_A}{n_B} = \frac{a}{b}$$

Portanto:

$$\frac{\mathcal{M}_A \cdot V_A}{\mathcal{M}_B \cdot V_B} = \frac{a}{b}$$

$$\mathcal{M}_A \cdot V_A \cdot b = \mathcal{M}_B \cdot V_B \cdot a$$

Indicadores

Os indicadores utilizados em uma titulação ácido-base são, geralmente, constituídos de um ácido ou uma base fraca (cor 1) que entra em equilíbrio com seu conjugado (cor 2). A mudança de coloração na solução, que chamamos de ponto de viragem, é essencial para determinar a relação estequiométrica entre o titulante e o titulado quando ocorre a neutralização.

Em um laboratório, há diversos indicadores que podem ser utilizados na titulação, tanto em solução quanto em papel, e a escolha de um deles depende do ponto de viragem requerido pela titulação a ser realizada. Veja alguns exemplos dos indicadores sintéticos mais utilizados.

Indicador	Cor abaixo do ponto de viragem	Intervalo aproximado de pH para a viragem	Cor acima do ponto de viragem
Violeta de metila	Amarelo	0-1,6	Azul-púrpura
Azul de bromofenol	Amarelo	3,0-4,6	Violeta
Alaranjado de metila	Vermelho	3,1-4,4	Amarelo
Azul de bromotimol	Amarelo	6,0-7,6	Azul
Vermelho de fenol	Amarelo	6,6- 8,0	Vermelho
Fenolftaleína	Incolor	8,2-10,0	Rosa-claro

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

ROTEIRO DE AULA

DILUIÇÃO DE SOLUÇÕES

É a adição de solvente à solução.

Relações matemáticas

Concentração comum

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

Concentração em mol/L

$$m_1 \cdot V_1 = m_2 \cdot V_2$$

Título

$$\vartheta_1 \cdot V_1 = \vartheta_2 \cdot V_2$$

MISTURAS DE SOLUÇÕES

Mesmo soluto

Solutos diferentes com reação química

Solutos diferentes sem reação química

Ocorre a união de soluções de concentrações diferentes em que o volume obtido é a soma dos volumes das soluções iniciais.

Ocorre reação química entre os solutos das soluções. É necessário fazer o balanço da reação.

Ocorre a diluição das concentrações das soluções formadoras da mistura.

$$C_F \cdot V_F = C_A \cdot V_A + C_B \cdot V_B$$

$$m_F \cdot V_F = m_A \cdot V_A + m_B \cdot V_B$$

$$\vartheta_F \cdot m_F = \vartheta_A \cdot m_A + \vartheta_B \cdot m_B$$

ROTEIRO DE AULA

Titulação

Determina a concentração de uma solução-problema, utilizando uma solução de concentração e volume conhecidos.

$$m_a \cdot V_a \cdot b = m_b \cdot V_b \cdot a$$

Indicadores

Auxiliam na titulação, indicando o ponto de viragem.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

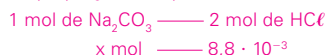
1. **UDESC** – Considere a determinação da capacidade antiácida de um medicamento, cujo princípio ativo é carbonato de sódio, que pode ser feita pela reação com ácido clorídrico. Um comprimido de 1,8656 g foi triturado e dissolvido em água, necessitando de 22,0 mL de HCl 0,4000 mol · L⁻¹ para ser completamente neutralizado. Assinale a alternativa que corresponde à porcentagem, em massa, de carbonato de sódio no comprimido.

- a) 12,50
b) 19,57
c) 25,00
d) 14,15
e) 50,00



$$\left\{ \begin{array}{l} 22 \text{ mL} \\ 0,4000 \text{ mol/L} \\ n = 22 \cdot 10^{-3} \cdot 0,4000 = 8,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \end{array} \right.$$

Na proporção estequiométrica dos reagentes, temos:



$$x = 4,4 \cdot 10^{-3}$$



$$y = 0,4664 \text{ g}$$



$$z = 25\%$$

2. **ITA-SP (adaptado)** – Assinale a opção que apresenta os instrumentos mais indicados para a realização de uma titulação.

- a) Bureta e erlenmeyer
b) Proveta e erlenmeyer
c) Pipeta volumétrica e erlenmeyer
d) Proveta e bquer
e) Pipeta volumétrica e bquer

Os instrumentos mais indicados para a realização de uma titulação são bureta, que mede o volume de titulante consumido, e erlenmeyer, onde é colocada a solução de concentração desconhecida, a titulada.

3. **CPS-SP**

C7-H25

Leia o texto, que brinca com dois conceitos químicos, para responder à questão a seguir.

– Por que tomar água no meio da aula prejudica o aprendizado?

Resposta: Porque ela diminui a concentração.

– Um nêutron entra num bar e pergunta: — Qual o valor da bebida?

O garçom responde: — Pra você? É zero!

A ideia química 1A, no primeiro exemplo, refere-se ao conceito de

- a) diluição.
b) dissolução.
c) evaporação.
d) destilação fracionada.
e) separação de misturas.

A ideia química, no primeiro exemplo, se refere ao conceito de diluição, ou seja, acrescentar solvente à mistura homogênea ("tomar água").

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. **UDESC** – Um estudante de química obteve uma solução indicadora ácido-base, triturando, no liquidificador, algumas folhas de repolho roxo com água. Em seguida, ele dividiu a solução obtida em três tubos de ensaio (A, B e C) e, no primeiro tubo, adicionou uma pequena quantidade de vinagre (solução de ácido acético); no segundo, alguns cristais de soda cáustica (NaOH), e, no terceiro, alguns cristais de sal para churrasco (NaCl), obtendo o resultado conforme mostra o quadro a seguir.

Tubo de ensaio	Substância	Coloração inicial	Coloração final
A	Vinagre	Roxa	Vermelha
B	Hidróxido de amônio	Roxa	Verde
C	Sal para churrasco	Roxa	roxa

Se o estudante realizar outro experimento adicionando no tubo A KOH, no B, HNO₃ e, no C, KNO₃, contendo a solução inicial extraída do repolho roxo, a coloração final, respectivamente, será

- a) roxa, verde e roxa.
b) roxa, vermelha e verde.
c) verde, roxa e vermelha.
d) vermelha, verde e roxa.
e) verde, vermelha e roxa.

Olhando para o quadro, concluímos que a substância ácida (ácido acético), na presença do indicador, muda a coloração da solução de roxa para vermelha; a substância básica (soda cáustica) muda a coloração de roxa para verde; e a substância neutra (sal) não altera a cor do indicador.

KOH é uma base forte, logo a solução final terá um caráter básico: verde.

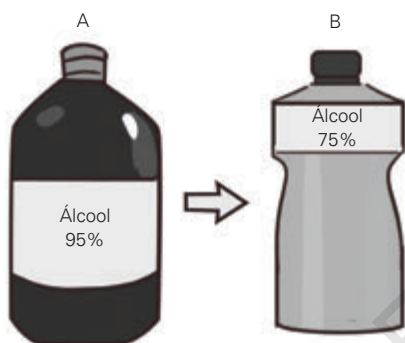
HNO₃ é um ácido forte, logo a solução final terá um caráter ácido: vermelha.

KNO₃ é um sal, logo a solução permanecerá neutra: roxa.

14. **Cefet-MG** – Um técnico de laboratório necessita preparar 500 mL de uma solução de HNO_3 que tenha a concentração igual a 0,5 mol/L. No estoque do laboratório, há uma solução concentrada desse ácido a 63% m/m, com uma densidade aproximadamente igual a 1,5 g/mL. O volume aproximado, da solução concentrada, que o técnico deve medir, em mL, para preparar a solução de ácido nítrico, é

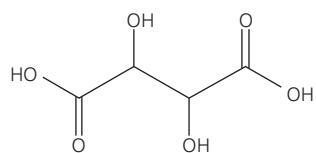
- a) 7 c) 17 e) 67
b) 11 d) 25

15. **IFSul-RS (adaptado)** – Em um laboratório, tem-se o álcool A e deseja-se preparar 1 000 mL do álcool B, ambos mostrados na figura a seguir.



Qual volume de água (em mL) deve ser adicionado à quantidade de álcool retirada do frasco A para atingir esse objetivo?

16. **Famema-SP** – Considere a fórmula estrutural e as informações sobre o ácido tartárico.



Ácido tartárico

Dados: massa molar = 150 g/mol; solubilidade em água a 20 °C = 139 g/100 mL de água

- a) A adição de 100 g de ácido tartárico em 100 mL de água a 20 °C resultará em uma solução saturada ou insaturada? Justifique sua resposta.
b) Calcule o volume, em mililitros, de solução aquosa 0,5 mol/L de KOH necessário para neutralizar completamente 3,0 g de ácido tartárico.

17. **Famerp-SP** – O hidróxido de cobre II, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, composto utilizado como antifúngico na agricultura, pode ser obtido como precipitado pela reação entre soluções aquosas de sulfato de cobre II e de hidróxido de sódio. A solução aquosa sobrenadante contém sulfato de sódio dissolvido.

- a) Cite dois processos de separação de misturas pelos quais o precipitado pode ser separado da solução sobrenadante.
b) Escreva a equação da reação entre a solução aquosa de sulfato de cobre II e a de hidróxido de sódio. Considerando que o precipitado seja totalmente insolúvel em água, calcule a quantidade, em mol, de hidróxido de cobre II obtida pela mistura de 100 mL de uma solução aquosa de sulfato de cobre II com 200 mL de uma solução aquosa de hidróxido de sódio, ambas de concentração 1 mol/L.

ESTUDO PARA O ENEM

18. Fuvest-SP

C5-H18

Soluções aquosas de ácido clorídrico, $\text{HCl}_{(aq)}$, e de ácido acético, $\text{H}_3\text{CCOOH}_{(aq)}$, ambas de concentração $0,10 \text{ mol/L}$, apresentam valores de pH iguais a $1,0$ e $2,9$, respectivamente.

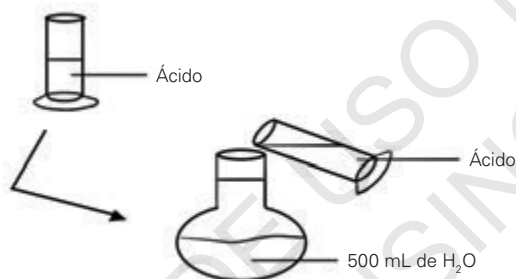
Em experimentos separados, volumes iguais de cada uma dessas soluções foram titulados com uma solução aquosa de hidróxido de sódio, $\text{NaOH}_{(aq)}$, de concentração adequada. Nessas titulações, a solução de NaOH foi adicionada lentamente ao recipiente contendo a solução ácida, até reação completa. Sejam V_1 o volume da solução de NaOH para reação completa com a solução de HCl e V_2 o volume da solução de NaOH para reação completa com a solução de H_3CCOOH . A relação entre V_1 e V_2 é

- a) $V_1 = 10^{-3,9} V_2$
- b) $V_1 = \left(\frac{1,0}{2,9}\right) V_2$
- c) $V_1 = V_2$
- d) $V_1 = 2,9 V_2$
- e) $V_1 = 10^{1,9} V_2$

19. Unimontes-MG

C7-H25

Em um laboratório, o seguinte procedimento foi realizado, conforme mostrado no esquema a seguir.



20 mL de ácido clorídrico a 36,5% de massa por volume, presentes em uma proveta, foram adicionados a um balão volumétrico de 1 litro, e completou-se o volume com água. Em relação a esse procedimento, é correto afirmar que

- a) a condutividade elétrica é menor na solução do balão volumétrico.
- b) a concentração molar do ácido clorídrico no balão é $0,1 \text{ mol/L}$.
- c) o número de mols de íons cloreto é maior na solução da proveta.
- d) as concentrações das soluções da proveta e do balão são iguais.

20. Fuvest-SP

C7-H25

Uma usina de reciclagem de plástico recebeu um lote de raspas de dois tipos de plásticos, um deles com densidade $1,10 \text{ kg/L}$ e o outro com densidade $1,14 \text{ kg/L}$. Para efetuar a separação dos dois tipos de plásticos, foi necessário preparar 1000 L de uma solução de densidade apropriada, misturando-se volumes adequados de água (densidade = $1,00 \text{ kg/L}$) e de uma solução aquosa de NaCl disponível no almoxarifado da usina, de densidade $1,25 \text{ kg/L}$. Esses volumes, em litros, podem ser, respectivamente,

- a) 900 e 100
- b) 800 e 200
- c) 500 e 500
- d) 200 e 800
- e) 100 e 900

19

PROPRIEDADES COLIGATIVAS

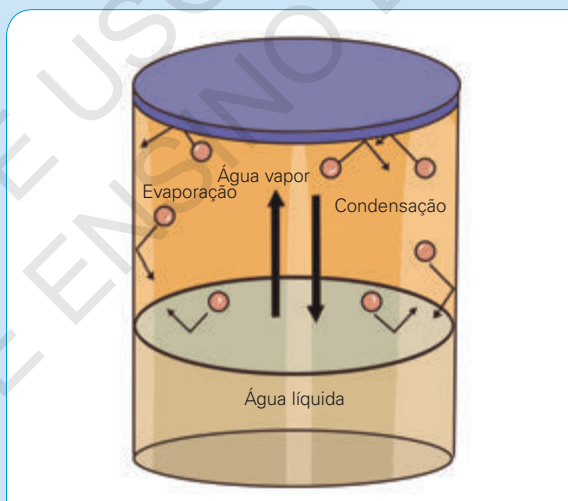
- Pressão de vapor
- Pressão máxima de vapor
- Temperatura de ebulição
- Propriedades coligativas
- Aspectos quantitativos das propriedades coligativas
- Efeitos coligativos em soluções iônicas
- Fator de correção de Van't Hoff

HABILIDADES

- Compreender os conceitos de evaporação e volatilidade de um líquido e os fatores capazes de influenciá-los, como a temperatura.
- Compreender o conceito de pressão de vapor.
- Trabalhar com o conceito de pressão máxima de vapor e forças intermoleculares.
- Relacionar a pressão de vapor com a temperatura de ebulição de um líquido.
- Interpretar um gráfico de pressão de vapor \times temperatura e encontrar a temperatura de ebulição de uma substância por meio dessa análise.
- Trabalhar com aspectos qualitativos das propriedades coligativas.
- Trabalhar com aspectos quantitativos de propriedades coligativas.

Pressão de vapor

É comum a chuva provocar a formação de poças de água que, após algum tempo, desaparecem. Isso acontece porque o líquido evapora lentamente. Embora a evaporação não seja visível, sabe-se que ela ocorre. Em relação a um copo com água deixado em um ambiente arejado, percebe-se, após certo tempo, que parte do líquido evaporou. Imagine, agora, um recipiente fechado com determinada quantidade de água e sem a presença de ar dentro dele. O líquido começaria a evaporar de maneira muito rápida, resultando em um acúmulo de vapor e, conseqüentemente, levando ao aumento da pressão interna do recipiente. De maneira simultânea à evaporação, ocorreria a condensação do líquido. O equilíbrio estabelecido entre a concentração da solução na forma de vapor e a da solução na forma líquida é chamado de **pressão de vapor**. A **pressão máxima de vapor** de uma substância é a maior pressão que seus vapores exercem em determinada temperatura.



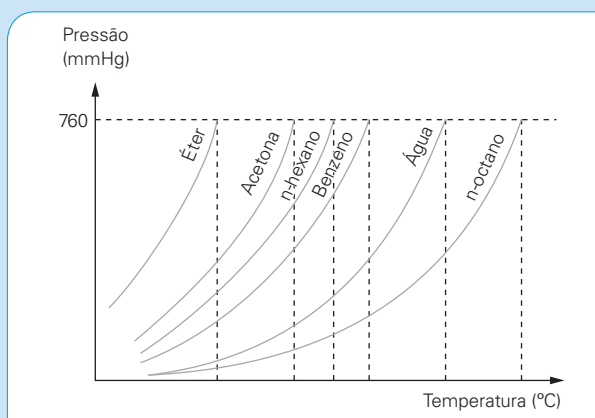
FATORES QUE INFLUENCIAM A PRESSÃO MÁXIMA DE VAPOR

A pressão máxima de vapor depende de alguns fatores:

Natureza do líquido

Líquidos mais voláteis, como o éter, a acetona etc., evaporam-se mais intensamente, o que acarreta uma pressão de vapor maior.

O gráfico ao lado mostra a variação da pressão de vapor de alguns líquidos em função da temperatura.

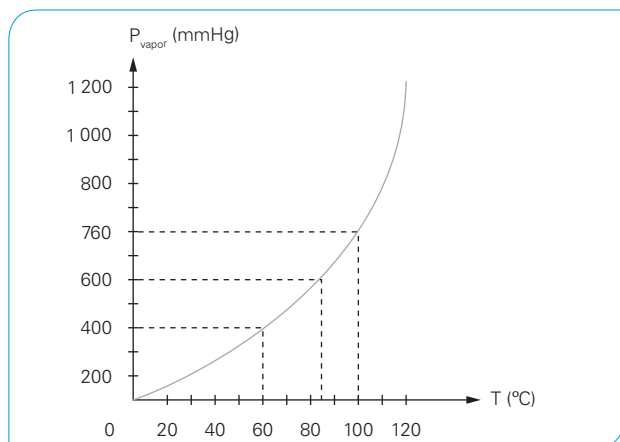


Perceba que, quanto maior é a pressão de vapor de um líquido (mais volátil), mais rapidamente ele entra em ebulição.

Temperatura

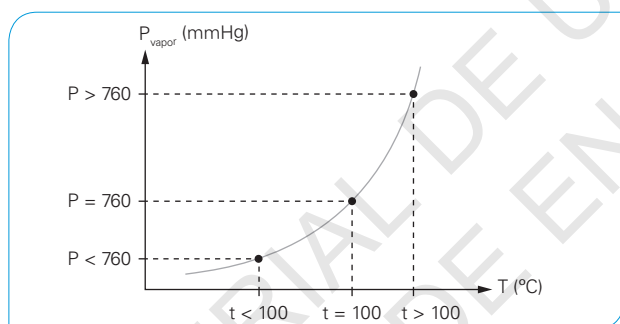
Ao se aumentar a temperatura, qualquer líquido evapora mais rapidamente, acarretando uma maior pressão de vapor.

Observe a variação da pressão máxima de vapor da água em função da temperatura no gráfico a seguir.



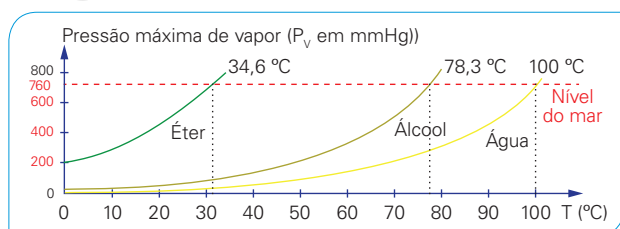
Exemplo

O gráfico a seguir mostra a variação da pressão de vapor da água em função da temperatura.



Ao nível do mar, onde a pressão atmosférica é de 760 mmHg, a água ferve a 100 $^{\circ}\text{C}$. Isso quer dizer que, a 100 $^{\circ}\text{C}$, a pressão da água é igual a 760 mmHg. A temperaturas diferentes, o líquido também pode ferver, bastando, para isso, que se altere a pressão externa que atua sobre ele.

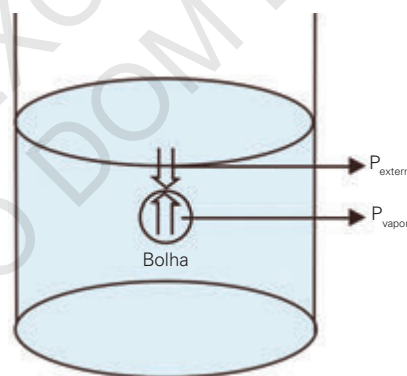
Dessa forma, conseguimos entender o porquê de, no alto de uma montanha, onde a pressão atmosférica é menor que 1 atm, a água ferver abaixo de 100 $^{\circ}\text{C}$, enquanto, em uma panela de pressão, onde a pressão é superior a 1 atm, a água ferve acima de 100 $^{\circ}\text{C}$.



Observação

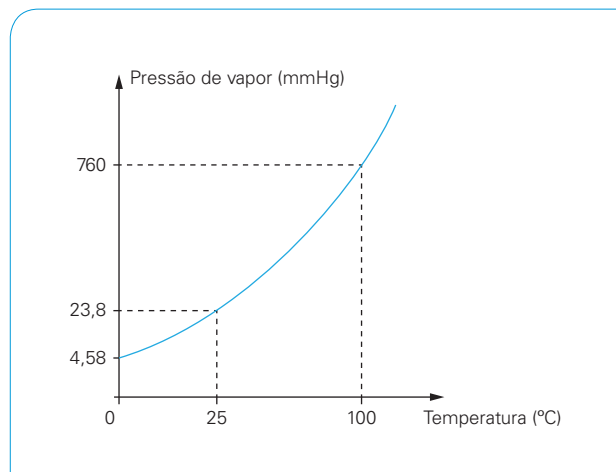
A passagem de uma substância da fase líquida para a fase gasosa pode ocorrer de duas formas: pela evaporação e pela ebulição.

- **Evaporação:** consiste em uma vaporização relativamente lenta, em que as moléculas mais velozes vencem as forças de atração intermoleculares e passam para o estado gasoso.
- **Ebulição:** é uma vaporização turbulenta, na qual a passagem da fase líquida para a gasosa pode ocorrer em qualquer ponto da fase líquida, e não apenas na superfície. Esse processo apresenta como característica a formação de bolhas, isto é, porções de vapor cercadas por uma película de líquido. As bolhas só podem existir quando a pressão de seu vapor for igual ou maior que a pressão externa ($P_{\text{vapor}} = P_{\text{atm}}$). A temperatura na qual o líquido ferve, sob pressão de 1 atm, é chamada de temperatura de ebulição normal.



Influência da temperatura na pressão de vapor

A temperatura, quando aumentada, faz elevar a energia cinética das moléculas e, conseqüentemente, favorece o acréscimo do número de moléculas na forma de vapor. O resultado disso é o aumento da pressão máxima de vapor da substância.



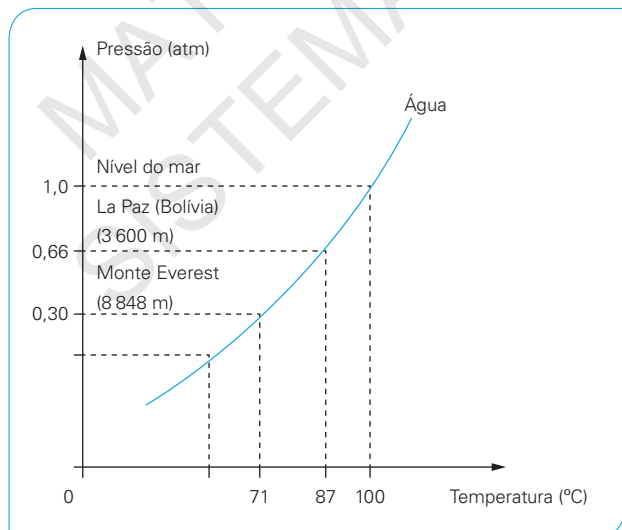
Quanto maior a temperatura, mais elevada a pressão máxima de vapor da água. Por esse motivo, uma poça de água evapora-se mais rapidamente em dias quentes do que em dias frios.

Pressão de vapor e ebulição

A pressão de vapor também está intimamente relacionada à ebulição dos líquidos. Quando aquecidos, algumas de suas moléculas agitam-se com mais intensidade que outras, despreendendo-se delas e formando pequenas porções de vapor no seu interior (bolhas), além daquelas dissolvidas. Uma pressão de vapor no interior delas, inferior à pressão externa do líquido, impede-as de deixar o líquido, porém, quando aquecido, a pressão de vapor iguala-se à pressão externa, e as bolhas conseguem “escapar” da solução.

Temperatura de ebulição e altitude

A informação de que a temperatura de ebulição da água é sempre de 100 °C é incorreta. O líquido só atinge a vaporização nessa temperatura caso a pressão externa (atmosférica) seja igual a 760 mmHg (1 atm), o que ocorre somente ao nível do mar. Essa experiência em outro lugar, mais alto ou mais baixo em relação ao nível do mar, mostra que a variação ocorre de acordo com a altitude. Cidades como São Paulo, situadas à altitude média de 750 m acima do nível do mar, apresentam a ebulição da água em torno de 97,7 °C. Em locais ainda mais altos, como o Monte Everest (8 848 m), a água ferve à temperatura de 71 °C. Assim, quanto maior a altitude, menor a temperatura de ebulição. O gráfico a seguir mostra a relação entre a pressão de vapor da água e a temperatura de ebulição em diferentes altitudes.



Efeitos coligativos

Em locais muito quentes, é comum adicionar ao radiador dos carros um pouco de etilenoglicol, substância que eleva a temperatura de ebulição da água para evitar que ela ferva. O mesmo se faz em locais muito frios, evitando que a água congele. A elevação da temperatura de ebulição e a diminuição do ponto de congelamento são duas das propriedades coligativas que dependem somente do número de partículas.

A mudança de comportamento de um solvente puro provocada pela adição de um soluto não volátil pode ser do tipo:

- tonoscópica: a **pressão de vapor** do líquido diminui;
- ebulioscópica: a **temperatura de ebulição** do líquido aumenta;
- crioscópica: o **ponto de congelamento** do líquido diminui;
- osmoscópica: trata da variação da **pressão osmótica** do líquido.

TONOSCOPIA

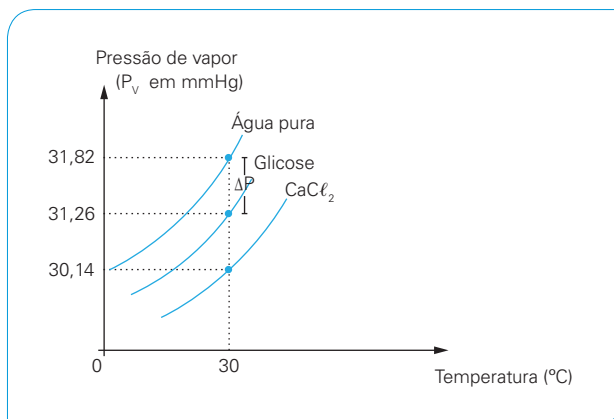
A tonoscopia estuda o abaixamento da pressão máxima de vapor de um líquido pela dissolução de um soluto não volátil. Experimentalmente, comparando a pressão máxima de vapor de dois recipientes – um contendo água pura a 25 °C e o outro, uma solução de açúcar e água também a 25 °C –, observa-se menor pressão de vapor na solução de açúcar do que no solvente puro, pois as partículas de soluto não voláteis dificultam a passagem das moléculas líquidas de água para a forma de vapor. A representação da queda de pressão é a seguinte:

$$\Delta P = P_2 - P$$

ΔP : abaixamento da pressão máxima de vapor

P_2 : pressão máxima de vapor do solvente puro

P : pressão máxima de vapor do solvente na solução



Por meio das curvas do gráfico, notamos uma queda na pressão de vapor do líquido (ΔP) em relação à pressão máxima de vapor do solvente puro, em determinada temperatura.

EBULIOSCOPIA

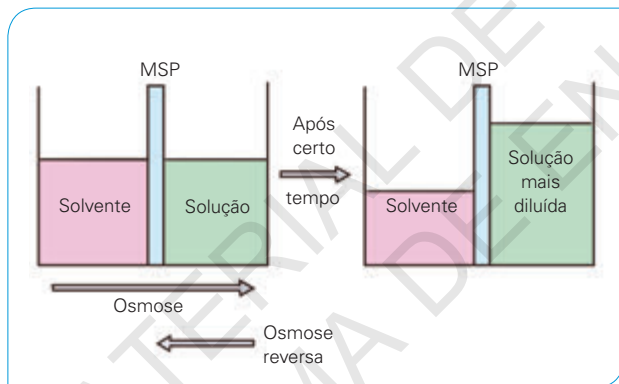
Em casa, ao acrescentar sal de cozinha à água já em ebulição em uma panela, verificamos uma queda na fervura quase que instantânea. Isso ocorre porque a adição de um soluto não volátil (sal) a um solvente puro (água) diminui a pressão máxima de vapor do líquido. Assim, a pressão ambiente (atmosférica) fica maior que a pressão de vapor, impedindo a ebulição. Para o líquido entrar novamente em ebulição, é preciso aumentar a temperatura até que ela se torne maior que a temperatura de ebulição do líquido puro. A esse efeito coligativo, ligado ao aumento da temperatura de ebulição (ΔT_e), dá-se o nome de ebulioscopia.

CRIOSCOPIA OU CRIOMETRIA

Nos países em que o inverno é rigoroso, com muita precipitação de neve, é necessário espalhar sal sobre a neve para diminuir o seu acúmulo. O sal, um soluto não volátil, provoca a modificação da temperatura de congelamento, fazendo com que os cristais de gelo derretam.

OSMOSE

Osmose é a passagem passiva de um solvente de uma solução mais concentrada para uma solução menos concentrada através de uma membrana semipermeável (MSP). Quando é o soluto que passa de um meio mais concentrado para um meio menos concentrado, o processo é chamado de **difusão**.



Perceba que o nível do solvente diminui após certo tempo, enquanto o nível da solução aumenta. Isso acontece porque a membrana semipermeável (MSP) é seletiva, ou seja, ela deixa passar apenas o solvente, sem o soluto.

PRESSÃO OSMÓTICA (OSMOSCOPIA)

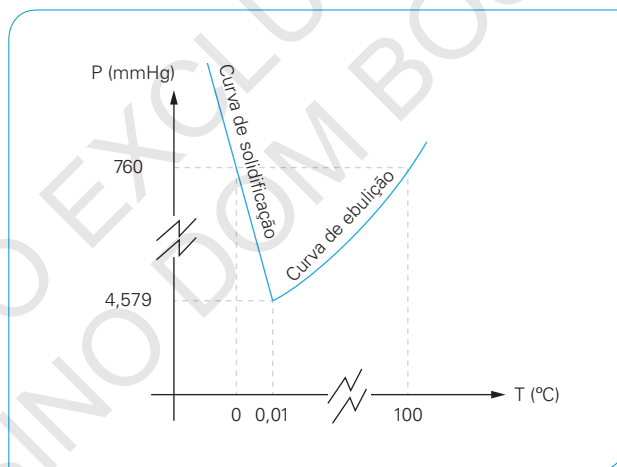
A pressão osmótica é a pressão que se deve aplicar sobre uma solução para impedir a passagem do solvente através da membrana semipermeável e é equivalente à pressão exercida pelo solvente na passagem através da membrana. A representação dessa pressão é dada pela letra grega ρ (*rho*), e os aparelhos que a medem, experimentalmente, são chamados de osmômetros.

Atenção!

Soluções isotônicas são aquelas de mesma pressão osmótica. Uma solução é **hipotônica** em relação a outra quando tem menor pressão osmótica; e é **hipertônica** quando apresenta maior pressão osmótica. Uma solução 0,4 mol/L de um soluto, por exemplo, é hipertônica em relação a uma solução 0,1 mol/L do mesmo soluto, no mesmo solvente e à mesma temperatura.

Diagrama de fases da água

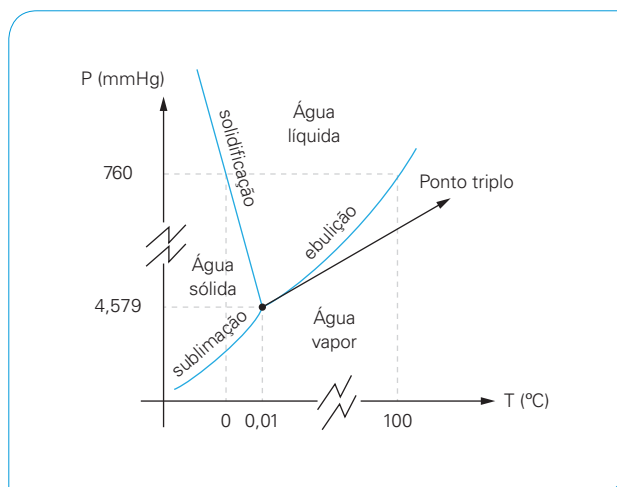
Em um mesmo gráfico, podemos plotar a variação da temperatura de ebulição e a variação da temperatura de solidificação da água, em função de sua pressão de vapor, como no exemplo a seguir.



Perceba que, no ponto onde a pressão apresenta valor igual a 4,579 mmHg, a temperatura é igual a 0,01 °C e a curva de ebulição coincide com a curva de solidificação da água. Isso significa que, nessa pressão e temperatura, o seguinte equilíbrio é estabelecido:



Esse ponto (4,579; 0,01) é chamado de **ponto triplo** da água, onde conseguimos observar a coexistência dos três estados físicos dela.



O gráfico anterior é conhecido como diagrama de fases da água, e é possível verificar:

- No ponto triplo, coexistem as três fases de equilíbrio:

Água sólida \rightleftharpoons Água líquida \rightleftharpoons Água vapor

- Na curva de sublimação, coexistem as fases sólida e vapor:

Água sólida \rightleftharpoons Água vapor

- Na curva de solidificação, coexistem as fases sólida e líquida:

Água sólida \rightleftharpoons Água líquida

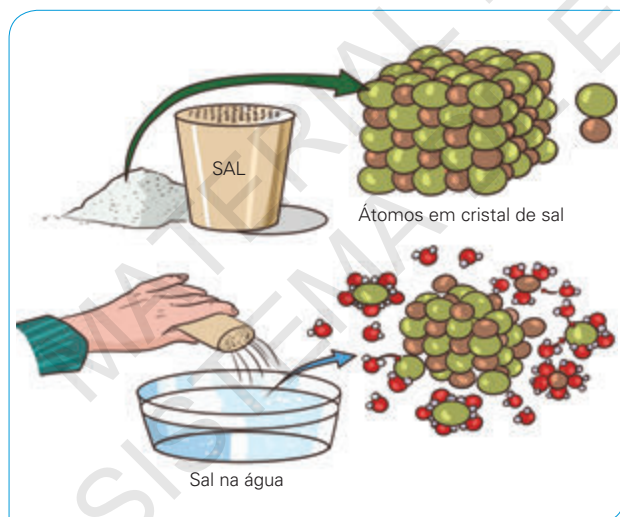
- Na curva de ebulição, coexistem as fases líquida e vapor:

Água líquida \rightleftharpoons Água vapor

Em toda a região à direita das curvas de ebulição e sublimação, existe somente a fase de vapor; em toda a região entre as curvas de solidificação e ebulição, há apenas a fase líquida da água.

ASPECTOS QUANTITATIVOS

Os solutos não voláteis podem ser moleculares ou iônicos. Um exemplo de soluto não volátil molecular é o açúcar de mesa (sacarose – $C_{12}H_{22}O_{11}$), e um soluto iônico não volátil é o sal de cozinha (cloreto de sódio – $NaCl$). O sal, diferentemente do açúcar, interage com as moléculas do solvente, causando uma dissociação iônica.



Aspectos quantitativos das propriedades coligativas

Medidas experimentais mostram que os efeitos tonoscópico, ebulioscópico e crioscópico são proporcionais à concentração molar (**molalidade**) da solução.

$$W = \frac{m_1}{m_2 \cdot M_1}$$

em que:

m_1 : massa do soluto (g)

m_2 : massa do solvente (kg)

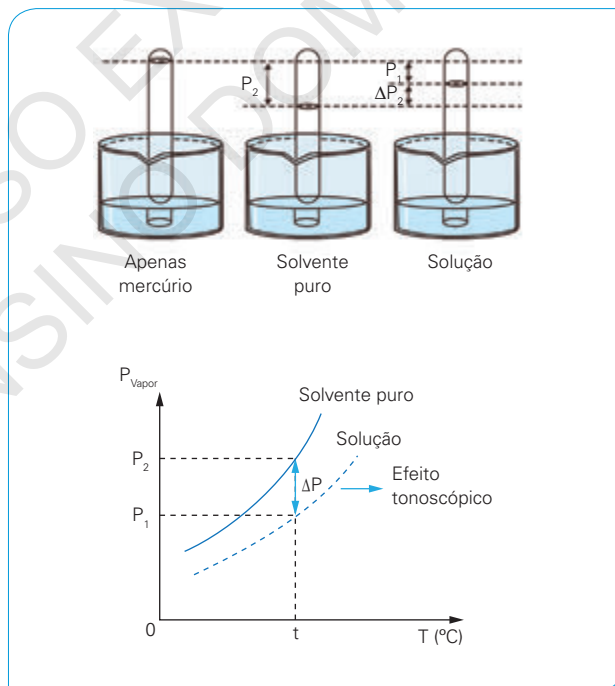
M_1 : massa molar do soluto (g/mol)

TONOSCOPIA (LEI DE RAULT)

O cálculo do abaixamento da pressão de vapor é feito levando-se em consideração a variação relativa da pressão de vapor, e, dessa forma, não depende da temperatura na qual o procedimento está ocorrendo. A variação relativa da pressão de vapor é representada por:

$$\frac{\Delta P}{P_2}$$

em que $\Delta P = P_2 - P_1$ (P_2 : pressão de vapor do solvente puro; P_1 : pressão de vapor do solvente na solução).



A pressão de vapor do solvente na solução (P_1) é menor que a do solvente puro (P_2) $\Rightarrow P_2 > P_1$.

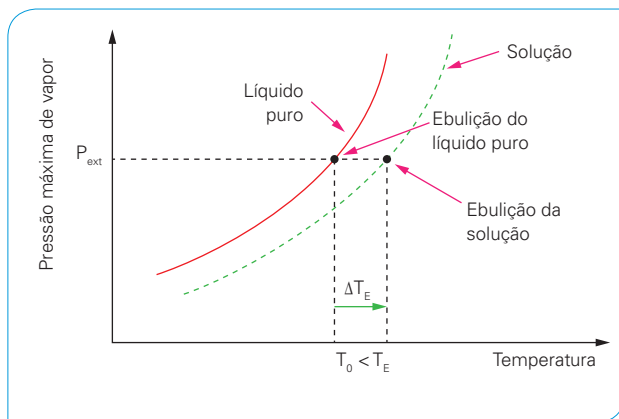
Matematicamente, tem-se:

$$\frac{\Delta P}{P_2} = K_T \cdot W$$

Em que: K_T = constante tonoscópica $\left(K_T = \frac{M_2}{1000} \right)$

EBULIOSCOPIA

O aumento da temperatura de ebulição (ΔT_E) não depende apenas da quantidade de partículas dissolvidas em solução, mas também da constante ebulioscópica (K_E), que varia de acordo com a característica do solvente e é determinada experimentalmente.



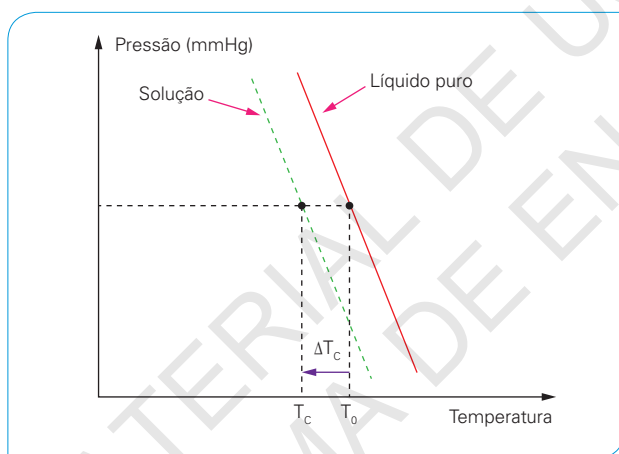
Matematicamente, tem-se:

$$\Delta T_E = K_E \cdot W$$

Em que: K_E = constante ebulioscópica $\left(K_E = \frac{M_2}{1000} \right)$

CRISCOPIA

A diminuição da temperatura de congelamento ou temperatura de fusão (ΔT_C ou ΔT_F) não depende apenas da quantidade de partículas dissolvidas em solução, mas também da constante crioscópica ou constante de fusão (K_C ou K_F), que varia de acordo com a característica do solvente e é determinada experimentalmente.



Matematicamente, tem-se:

$$\Delta T_C = K_C \cdot W$$

ou

$$\Delta T_F = K_F \cdot W$$

Em que: K_C = constante crioscópica $\left(K_C = \frac{M_2}{1000} \right)$

PRESSÃO OSMÓTICA (OSMOSCOPIA)

Calcula-se a pressão osmótica (π) nas soluções que possuem comportamento semelhante à pressão de um gás ideal. Com base na equação de estado de gás ideal, tem-se que:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Considerando que $P = \pi$, então:

$$\pi = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T$$

$$\pi = \mathcal{M} \cdot R \cdot T$$

Em que:

R: constante universal dos gases ideais

$$\left(R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \text{ ou } R = 62,3 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right);$$

π : pressão osmótica da solução (atm ou mmHg);

V: volume da solução (litros);

n: quantidade em mols do soluto;

T: temperatura absoluta da solução (Kelvin);

\mathcal{M} : concentração em mol por litro da solução (mol/L).

EFEITOS COLIGATIVOS EM SOLUÇÕES IÔNICAS

Todos os raciocínios matemáticos até aqui foram dirigidos a soluções moleculares, isto é, aquelas que, em solução aquosa, não formam íons. Para a mesma concentração de um composto iônico, haverá uma maior quantidade de partículas. Como os efeitos coligativos não dependem da natureza dessas partículas, mas das concentrações, é importante haver uma pequena correção quando o soluto em questão for iônico. Esse procedimento foi realizado pela primeira vez pelo químico alemão Jacobus Henricus Van't Hoff, que recebeu o Prêmio Nobel por trabalhos realizados na área da química, em 1901.

Fator de correção de Van't Hoff (i)

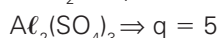
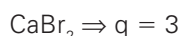
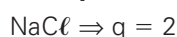
O fator de correção de Van't Hoff (i) é calculado com base na expressão a seguir:

$$i = 1 + \alpha \cdot (q - 1)$$

α : grau de dissociação iônica;

q: número de íons gerado a cada fórmula do soluto.

Exemplo



Tratando-se de um soluto molecular, o grau de dissociação iônica (α) é zero. Assim:

$$i = 1$$

Dessa forma, as expressões dos efeitos coligativos continuam válidas. Se o soluto for iônico e o grau de dissociação iônica (α) for 100%, então:

$$i = q$$

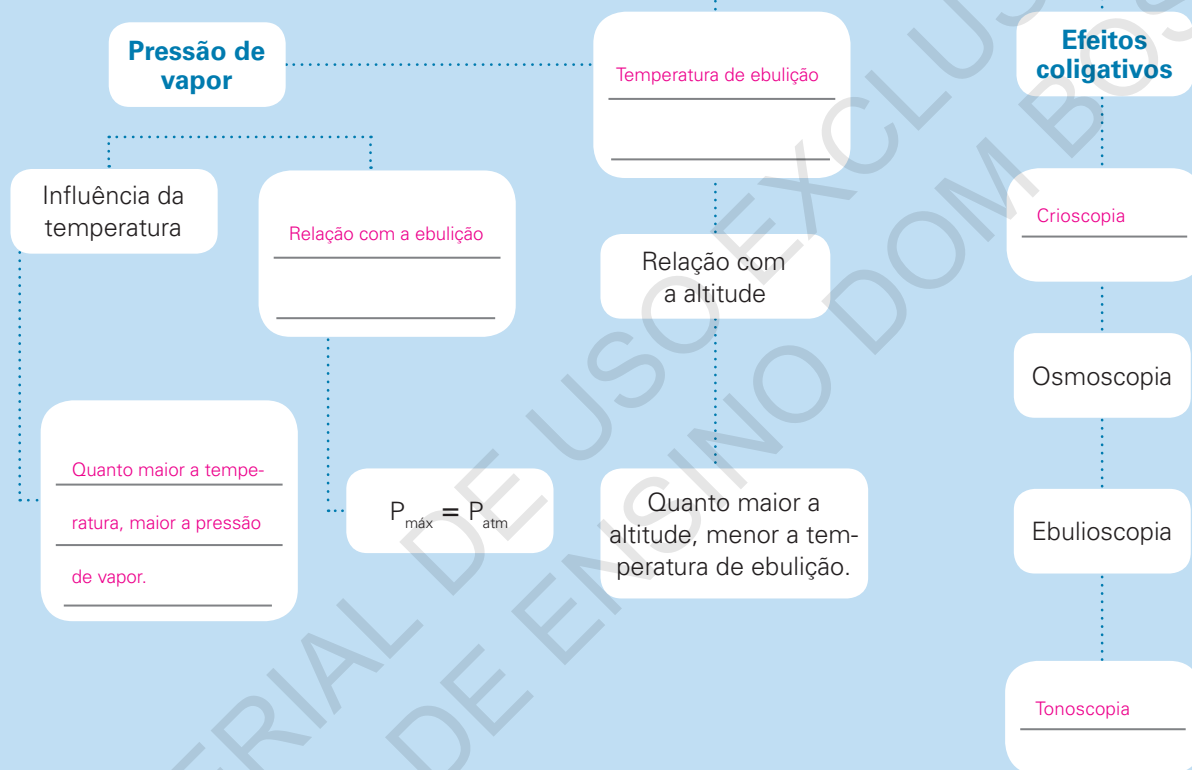
Nesse caso, todas as expressões dos efeitos coligativos contêm essa correção. A tabela a seguir resume as equações usadas nas propriedades coligativas com as devidas correções de Van't Hoff (i).

Fórmula matemática	Efeito coligativo
$\frac{\Delta P}{P_2} = K_T \cdot W \cdot i$	Tonoscopia
$\Delta T_E = K_E \cdot W \cdot i$	Ebulioscopia
$\Delta T_C = K_C \cdot W \cdot i$	Crioscopia
$\pi \cdot V = n \cdot R \cdot T \cdot i$	Osmoscopia

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

ROTEIRO DE AULA

PROPRIEDADES COLIGATIVAS



ROTEIRO DE AULA

EFEITOS COLIGATIVOS

Tonoscopia

Diminuição da pressão
de vapor do solvente

$$\frac{\Delta P}{P_2} = K_T \cdot W \cdot i$$

Ebulioscopia

Aumento da
temperatura de
ebulição

$$\Delta T_E = K_E \cdot W \cdot i$$

Crioscopia

Diminuição da tempe-
ratura de solidificação

$$\Delta T_C = K_C \cdot W \cdot i$$

Osmoscopia

Pressão exercida,
a fim de evitar a
osmose

$$\pi = \eta \cdot R \cdot T \cdot i$$

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. Fuvest-SP (adaptado) – Louis Pasteur realizou experimentos pioneiros em microbiologia. Para tornar estéril um meio de cultura, o qual poderia estar contaminado com agentes causadores de doenças, Pasteur mergulhava o recipiente que o continha em um banho de água aquecida à ebulição, na qual adicionava cloreto de sódio.

Com a adição de cloreto de sódio, a temperatura de ebulição da água do banho com relação à da água pura era maior, menor ou a mesma? Explique sua resposta.

Com a adição de cloreto de sódio, a temperatura de ebulição da água do

banho com relação à da água pura era maior, em razão do aumento do

número de partículas de soluto (efeito ebulioscópico).

2. PUC-RS – Quando se compara a água do mar com a água destilada, pode-se afirmar que a primeira, em relação à segunda, tem menor _____, mas maior _____.

- a) densidade – temperatura de ebulição
- b) condutividade elétrica – densidade
- c) pressão de vapor – condutividade elétrica
- d) concentração de íons – temperatura de ebulição
- e) ponto de congelamento – facilidade de vaporização do solvente

Quando se compara a água do mar com a água destilada, pode-se afirmar que a primeira, em relação à segunda, tem menor pressão de vapor (apresenta maior quantidade de partículas, maior efeito coligativo) e maior condutividade elétrica (maior quantidade de íons livres em solução).

3. Enem

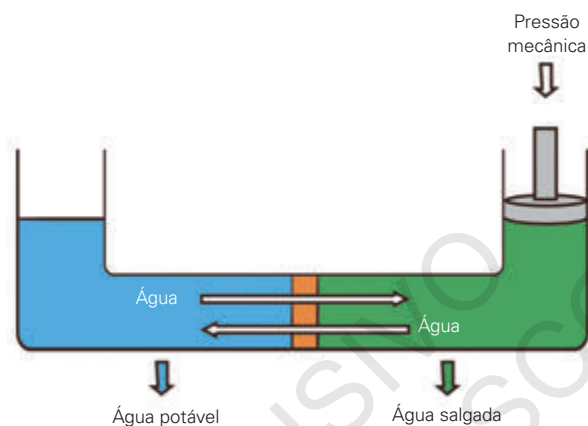
C5-H17

Alguns tipos de dessalinizadores usam o processo de osmose reversa para obtenção de água potável a partir da água salgada. Nesse método, utiliza-se um recipiente contendo dois compartimentos separados por uma membrana semipermeável: em um deles, coloca-se água salgada e, no outro, recolhe-se a água potável. A aplicação de pressão mecânica no sistema faz a água fluir de um compartimento para o outro. O movimento das moléculas de água através da membrana é controlado pela pressão osmótica e pela pressão mecânica aplicada.

Para que ocorra esse processo, é necessário que as resultantes das pressões osmótica e mecânica apresentem

- a) mesmo sentido e mesma intensidade.
- b) sentidos opostos e mesma intensidade.
- c) sentidos opostos e maior intensidade da pressão osmótica.
- d) mesmo sentido e maior intensidade da pressão osmótica.
- e) sentidos opostos e maior intensidade da pressão mecânica.

Para que ocorra esse processo, é necessário que as resultantes das pressões osmótica e mecânica apresentem sentidos opostos e maior intensidade da pressão mecânica; assim, o solvente migra do meio mais concentrado para o meio menos concentrado em um processo não espontâneo.



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. UEM-PR – Sobre as propriedades coligativas, assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

Dados: massa molar em g/mol: Na = 23; Cl = 35,5; K = 39

- 01) Tonoscopia, ebulioscopia, microscopia e crioscopia são exemplos de propriedades coligativas.
- 02) A pressão de vapor de uma solução de 100 g de água e 1 g de KCl é maior que a de uma solução de 100 g de água e 1 g de NaCl.
- 04) Uma pessoa pode morrer de desidratação celular se beber apenas água do mar.
- 08) A temperatura de ebulição de uma solução preparada pela dissolução de 1 mol de ureia ($\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$) em 1 000 g de água é igual a temperatura de ebulição de uma solução preparada pela dissolução de 1 mol de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) em 1 000 g de água.
- 16) Se a temperatura de fusão de uma solução de 1 mol de glicose em 1 000 g de água é $-1,86^\circ\text{C}$, então a temperatura de fusão de uma solução de 1 mol de NaCl em 1 000 g de água será de $-3,72^\circ\text{C}$.

Dê a soma das alternativas corretas.

30 (02 + 04 + 08 + 16)

01. Incorreta. Somente tonoscopia, ebulioscopia e crioscopia são exemplos de propriedades coligativas.

02. Correta. A pressão de vapor de uma solução de 100 g de água e 1 g de KCl é maior que a de uma solução de 100 g de água e 1 g de NaCl.

$KCl = 39 + 35,5 = 74,5 \text{ g/mol}$; $NaCl = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ g/mol}$.

$$n_{KCl} = \frac{m_{KCl}}{M_{KCl}} = \frac{1}{74,5} \text{ mol}$$

$$n_{NaCl} = \frac{m_{NaCl}}{M_{NaCl}} = \frac{1}{58,5} \text{ mol}$$

Quanto menor o número de mols do soluto, maior será a pressão de vapor.

$$\frac{1}{74,5} \text{ mol} < \frac{1}{58,5} \text{ mol} \therefore p_{\text{vapor}}(\text{KCl}) > p_{\text{vapor}}(\text{NaCl})$$

04. Correta. Uma pessoa pode morrer de desidratação por causa da osmose. A água presente nas células migra para o meio mais concentrado (água do mar) e as células murcham.

08. Correta. A temperatura de ebulição de uma solução preparada pela dissolução de 1 mol de ureia ($\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$) em 1 000 g de água é igual a temperatura de ebulição de uma solução preparada pela dissolução de 1 mol de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) em 1 000 g de água, pois essas soluções são moleculares e apresentam o mesmo número de mols de moléculas.

16. Correta. Se a temperatura de fusão de uma solução de 1 mol de glicose (composto molecular) em 1 000 g de água é $-1,86^\circ\text{C}$, então a temperatura de fusão de uma solução de 1 mol de NaCl em 1 000 g de água será de $-3,72^\circ\text{C}$ ($2 \cdot (-1,86^\circ\text{C})$), pois a solução de NaCl apresenta o dobro de mol de partículas.

5. UERJ – Um medicamento utilizado como laxante apresenta, em sua composição química, os sais Na_2HPO_4 e NaH_2PO_4 nas concentrações de 142 g/L e 60 g/L, respectivamente. A eficácia do medicamento está relacionada à alta concentração salina, que provoca a perda de água das células presentes no intestino.

Admitindo que cada um dos sais se encontra 100% dissociado, calcule a concentração de íons Na^+ em mol/L no medicamento.

Em seguida, também em relação ao medicamento, nomeie o sal com menor concentração e a propriedade coligativa correspondente à sua ação laxante.

Dados: massas molares (g/mol): H = 1; O = 16; Na = 23; P = 31

Cálculo da concentração de íons Na^+ , em mol/L, no medicamento:

$$\text{Na}_2\text{HPO}_4 = 2 \cdot 23 + 1 + 31 + 4 \cdot 16 = 142 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{Na}_2\text{HPO}_4} = 142 \text{ g/mol}$$

$$C_{\text{Na}_2\text{HPO}_4} = 142 \text{ g/L} \Rightarrow \eta_{\text{Na}_2\text{HPO}_4} = 1 \text{ mol/L}$$

$$1 \text{ mol de Na}_2\text{HPO}_4 \text{ ————— } 2 \text{ mol de Na}$$

$$1 \text{ mol/L de Na}_2\text{HPO}_4 \text{ ————— } 2 \text{ mol/L de Na}$$

$$\text{NaH}_2\text{PO}_4 = 23 + 2 \cdot 1 + 31 + 4 \cdot 16 = 120$$

$$M_{\text{NaH}_2\text{PO}_4} = 120 \text{ g/mol}$$

$$1 \text{ mol ————— } 120 \text{ g}$$

$$0,5 \text{ mol ————— } 60 \text{ g}$$

$$C_{\text{NaH}_2\text{PO}_4} = 60 \text{ g/L} \Rightarrow \eta_{\text{NaH}_2\text{PO}_4} = 0,5 \text{ mol/L}$$

$$1 \text{ mol de NaH}_2\text{PO}_4 \text{ ————— } 1 \text{ mol de Na}$$

$$0,5 \text{ mol/L de NaH}_2\text{PO}_4 \text{ ————— } 0,5 \text{ mol/L de Na}$$

Concentração de íons Na^+ no medicamento = 2 mol/L + 0,5 mol/L

Concentração de íons Na^+ no medicamento = 2,5 mol/L

Nome do sal de menor concentração (60 g/L):

NaH_2PO_4 : dihidrogenofosfato de sódio.

De acordo com o texto, a eficácia do medicamento está relacionada à alta concentração salina, que provoca uma perda de água das células presentes no intestino. A propriedade coligativa correspondente à ação laxante decorrente dessa descrição é a osmometria (ocorre osmose).

6. UFPR – Adicionar sal de cozinha ao gelo é uma prática comum quando se quer “gelar” bebidas dentro da geleira. A adição do sal faz com que a temperatura de fusão se torne inferior à da água pura.

Dados: $K_F = 1,86^\circ\text{C} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$; Na = 23 g/mol; Cl = 35,5 g/mol

A diferença na temperatura de fusão (em $^\circ\text{C}$) na mistura obtida, ao se dissolver 200 g de sal de cozinha em 1 kg de água, em relação à água pura, é de

a) 0,23

b) 4,2

c) 6,3

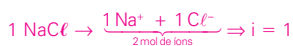
d) 9,7

e) 13

A variação da temperatura de fusão está relacionada com a concentração molar da seguinte maneira:

$$W = \frac{n_{\text{solute}}}{m_{\text{solvente em kg}}}$$

i: fator de Van't Hoff



$$m_{\text{solvente (água)}} = 1 \text{ kg}$$

$$n_{\text{solute (sal)}} = \frac{m}{M} = \frac{200}{58,5}$$

$$\Delta T_{\text{fusão}} = K_F \cdot W \cdot i$$

$$\Delta T_{\text{fusão}} = K_F \cdot \frac{n_{\text{solute}}}{m_{\text{solvente em kg}}} \cdot i$$

$$\Delta T_{\text{fusão}} = 1,86^\circ\text{C} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \frac{200 \text{ g}}{58,5 \text{ g/mol}} \cdot 2$$

$$\Delta T_{\text{fusão}} = 12,717948^\circ\text{C} \Rightarrow \Delta T_{\text{fusão}} \approx 12,72^\circ\text{C} \approx 13^\circ\text{C}$$

10. UEM-PR (adaptado) – Ebulioscopia é a propriedade coligativa, relacionada ao aumento da temperatura de ebulição de um líquido, quando se acrescenta a ele um soluto não volátil.

Considerando as três soluções aquosas a seguir, ordene-as em ordem crescente de acordo com suas temperaturas de ebulição.

Solução A = NaCl 0,1 mol/L

Solução B = sacarose 0,1 mol/L

Solução C = CaCl₂ 0,1 mol/L

11. Acafe-SC – Considere soluções aquosas diluídas e de mesma concentração das seguintes soluções:

I. Mg₃(PO₄)₂

II. K₂Cr₂O₇

III. Na₂S₂O₃ · 5 H₂O

IV. Al(NO₃)₃

A ordem crescente da temperatura de ebulição dessas soluções é

a) 2 = 3 > 4 > 1

c) 2 > 4 > 1 > 3

b) 2 < 4 < 1 < 3

d) 2 = 3 < 4 < 1

12. Unitau-SP – Em países muito frios, é adicionado ao líquido de arrefecimento do motor o propanotriol (glicerol), composto de água e aditivos anticorrosivos, para evitar que a solução congele, pois provocaria danos ao motor e aos seus componentes. Qual a quantidade de propanotriol que deve ser adicionada a cada 100 g de água, para que a temperatura de solidificação da solução seja inferior a -30 °C?

Dado: constante criométrica da água = 1,86 °C/mol

13. UPE

A sardinha vem sendo utilizada na pesca industrial de atum. Quando jogados ao mar, os cardumes de sardinha atraem os cardumes de atuns, que se encontram em águas profundas. Porém, estudos têm mostrado que o lambari, conhecido na Região Nordeste como piaba, é mais eficiente para essa atividade. O lambari movimenta-se mais na superfície da água, atraindo os atuns com maior eficiência. Apesar de ser um peixe de água doce, o lambari não causa nenhum prejuízo ao ecossistema. Ao ser colocado no oceano, ele sobrevive por cerca de 30 minutos, no máximo.

Disponível em: <<http://revistagloborural.globo.com/>>. Acesso em: 8 fev. 2019. Adaptado. Adaptado.

No uso dessa tecnologia pesqueira, os lambaris morrem porque

- são tipicamente hiposmóticos e não sobrevivem em concentrações isosmóticas.
- desidratam, pois estavam em um ambiente isotônico onde a salinidade variava muito.
- passam para um ambiente aquático hipertônico, apresentando uma contínua perda de água por osmose.
- absorvem muita água e não têm como eliminá-la dos seus organismos, por isso incham até explodir.
- passam para um ambiente aquático hipotônico, apresentando uma contínua absorção de água por osmose.

14. UFRGS-RS (adaptado) – Para a análise da qualidade do leite, são monitorados vários parâmetros físico-químicos. As avaliações de propriedades, como, por exemplo, densidade, crioscopia e teor de proteína, as quais são calculadas pelo teor médio de nitrogênio, são utilizadas para detectar possíveis adulterações. É possível determinar a adição de água ao leite pela avaliação do efeito crioscópico? Explique sua resposta.

15. UPE – Leia o trecho a seguir.

— Bom dia, disse um senhor ao se sentar em um banco de um quiosque à beira-mar.

Depois, ele pediu:

— Um caldinho de feijão, uma porção de salada, uma caipirinha e um pão de alho.

Enquanto saboreava o seu pedido, puxou uma conversa com o pessoal e, ao longo do papo, fez os comentários indicados a seguir.

- I. As verduras de uma salada temperada com sal tendem a perder água e a murchar por causa do efeito osmótico.
- II. O açúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) adicionado a essa bebida é batido com cachaça, fatias de limão e gelo. Além de adoçá-la, por osmose, ele auxilia na extração do suco da fruta.
- III. O fermento biológico utilizado na preparação de pães, como este, tem, em sua composição, bicarbonato de sódio, que libera CO_2 no aquecimento do produto e faz a massa crescer.
- IV. O uso de panela de pressão faz, na produção do caldinho, o cozimento do feijão ser mais rápido, porque, ao se aumentar a pressão do sistema, ocorre a redução da temperatura de ebulição da água.

Após consumir todos os produtos, o cliente perguntou ao dono do quiosque:

— Gostou da aula? Como sabe, estou me preparando para entrar na universidade. (E emendou...) Posso deixar no pendura, dessa vez?

O dono do bar sorriu de ladinho e disse:

— Eu até poderia deixar no fiado, principalmente pelo fato de o senhor, como sempre, só ter tomado uma caipirinha. Mas, como nem todas essas suas afirmativas estão corretas, ou o senhor paga a conta ou chamo aquele policial ali! (E deu uma risada.)

Depois, pegou uns livros, pediu que uma pessoa da cozinha assumisse o quiosque e, sorrindo, falou para o cliente: até mais, te espero na universidade. Boa sorte!

Quais dos comentários do cliente do quiosque, citados anteriormente, estão corretos?

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

16. UECE – O soro fisiológico e a lágrima são soluções de cloreto de sódio a 0,9% em água, sendo isotônicos em relação às hemácias e a outros líquidos do organismo. Considerando a densidade absoluta da solução 1 g/mL a 27 °C, calcule a pressão osmótica do soro fisiológico.

Dados: Massas molares (g/mol): Na = 23; Cl = 35,5; R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹

17. UFT-TO – Uma solução foi preparada adicionando-se 6,85 g de um carboidrato em 100 g de água. A solução resultante possui uma pressão osmótica de 4,61 atm e uma densidade de 1,024 g/mL a 20 °C. A massa molar do carboidrato (em g/mol) é

- | | | |
|--------|--------|--------|
| a) 250 | c) 300 | e) 343 |
| b) 280 | d) 323 | |

ESTUDO PARA O ENEM

18. Univag-MT

C5-H17

Considere as seguintes soluções aquosas.

Glicose ($C_6H_{12}O_6$) 0,2 mol/L

Cloreto de sódio (NaCl) 0,1 mol/L

Iodeto de potássio (KI) 0,2 mol/L

Sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) 0,1 mol/L

Dentre as soluções citadas, aquelas que devem apresentar a mesma temperatura de congelamento são

- a) glicose e iodeto de potássio.
- b) cloreto de sódio e iodeto de potássio.
- c) glicose e sacarose.
- d) sacarose e cloreto de sódio.
- e) glicose e cloreto de sódio.

19. Unicamp-SP

C5-H17

Alguns trabalhos científicos correlacionam as mudanças nas concentrações dos sais dissolvidos na água do mar com as mudanças climáticas. Entre os fatores que poderiam alterar a concentração de sais na água do mar, podemos citar: evaporação e congelamento

da água do mar, chuva e neve, além do derretimento das geleiras. De acordo com o conhecimento químico, podemos afirmar corretamente que a concentração de sais na água do mar

- a) aumenta com o derretimento das geleiras e diminui com o congelamento da água do mar.
- b) diminui com o congelamento e com a evaporação da água do mar.
- c) aumenta com a evaporação e o congelamento da água do mar e diminui com a chuva ou neve.
- d) diminui com a evaporação da água do mar e aumenta com o derretimento das geleiras.

20. Acafe-SC

C5-H17

Assinale a alternativa que contém a temperatura de congelamento de uma solução aquosa de nitrato de cromo III na concentração 0,25 mol/kg.

Dado: constante crioscópica molal da água (K_c) = 1,86 °C · kg · mol⁻¹

- | | |
|-------------|-------------|
| a) -0,46 °C | c) -0,93 °C |
| b) -1,39 °C | d) -1,86 °C |

20

TERMOQUÍMICA - CONCEITOS E CLASSIFICAÇÃO DAS REAÇÕES E ENTALPIA DE FORMAÇÃO E COMBUSTÃO

- Conceitos termoquímicos
- Classificações dos processos termoquímicos
- Conceito de entalpia
- Fatores que afetam a entalpia
- Conceito de condições-padrão
- Conceito de entalpia-padrão de formação
- Conceito de entalpia-padrão de combustão

HABILIDADES

- Distinguir reação exotérmica e endotérmica.
- Escrever uma equação termoquímica e representá-la graficamente.
- Interpretar o conceito de entalpia.
- Compreender que a variação de entalpia corresponde ao calor da reação sob pressão constante.
- Entender que os sinais que acompanham o valor numérico das variações de entalpia indicam a entrada ou a saída de energia.
- Conhecer as definições das entalpias de formação e combustão.
- Manipular as equações termoquímicas de formação e combustão para calcular a variação de entalpia de reações.
- Utilizar entalpias-padrão de formação para calcular a variação de entalpia de uma reação.

A termoquímica

O estudo da termoquímica, como Ciência moderna, começa na primeira metade do século XVIII, com os estudos de Antoine Lavoisier e Pierre-Simon Laplace. Esse ramo da Química procura determinar a troca de calor que ocorre durante as reações químicas. Os valores encontrados para essas reações representam importante fator para a utilização dessa energia em várias operações nos mais diversos setores das indústrias e em nosso dia-a-dia, como, por exemplo, ao assar um bolo, ao ligar seu carro para ir até a escola, dentre outros. Assim, a determinação dos valores do calor envolvido nos inúmeros processos, sejam eles físicos sejam químicos, tornam-se essenciais para a compreensão das transformações da matéria.

Dessa forma, define-se a termoquímica como sendo o **ramo da Química que estuda as alterações térmicas ocorridas nos processos de transformação da matéria, seja ela química seja física.**

O calor liberado ou absorvido pelas transformações é expresso em joule (J) ou quilojoule (kJ), no Sistema Internacional, ou em caloria (cal), lembrando que uma caloria corresponde à quantidade de calor necessária para aquecer um grama de água de 14,5 °C a 15,5 °C.

A seguir, está descrita a relação entre as unidades cal e joule.

$$1 \text{ kcal} = 1\,000 \text{ cal}$$

$$1 \text{ J} = 0,239 \text{ cal ou } 1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$$

$$1 \text{ kcal} = 4,18 \text{ kJ}$$

Para realizar a medida da quantidade de calor envolvido nas transformações físicas ou químicas, de forma experimental, utiliza-se o **calorímetro**, um sistema isolado, composto basicamente de um termômetro em um sistema adiabático, isto é, sem troca de calor e matéria com o meio externo. Como não há troca de calor com o meio, conseguimos inferir que a mudança na temperatura foi causada somente pelo calor liberado, ou absorvido, em uma reação química.

Com esse equipamento, o valor energético de um material pode ser calculado com o auxílio da seguinte expressão que relaciona o calor envolvido na reação com a variação de temperatura que ela provoca:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$$

Em que

Q = calor liberado ou absorvido no processo (em cal)

m = massa do sistema (em g)

c = calor específico do sistema (em cal/g · °C)

ΔT = variação de temperatura ($T_{\text{final}} - T_{\text{inicial}}$).

Conceito de entalpia (H)

Define-se entalpia como o **conteúdo de energia** de um sistema à pressão constante. Na prática, não é possível determinar diretamente a entalpia de uma reação; o que é possível realizar é a medida da variação da entalpia, ΔH , utilizando os calorímetros. Essa variação é entendida como a diferença entre a entalpia final

(dos produtos de uma reação) e a entalpia inicial (dos reagentes da reação). A entalpia é uma propriedade extensiva, ou seja, o valor do ΔH é diretamente proporcional à quantidade de reagente consumida no processo.

$$\Delta H = H_f - H_i \quad \text{ou} \quad \Delta H = H_p - H_r$$

ΔH = variação de entalpia

H_f ou H_p = soma das entalpias dos produtos da reação

H_i ou H_r = soma das entalpias dos reagentes da reação

Classificações dos processos termoquímicos

PROCESSOS EXOTÉRMICOS

São aqueles que liberam calor para fora do sistema (perde calor), isto é, para o ambiente (ganha calor). Assim, percebe-se a sensação de “quente”.

Exemplo

Queima da madeira, explosão, condensação da água etc.

Há uma diminuição do conteúdo calorífico do sistema. Em função da liberação de calor, pode-se concluir que, ao final do processo, a quantidade de calor (H_f) contida no sistema é menor que aquela existente no seu início (H_i). Assim:



Como $\Delta H = H_f - H_i$, logo $\Delta H < 0$, então o ΔH dos processos exotérmicos é negativo.

Observação

De acordo com a convecção usada na termoquímica, o **sinal negativo de ΔH** indica que a energia térmica do sistema diminui (reação exotérmica).

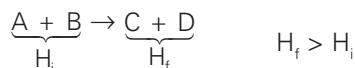
PROCESSOS ENDOTÉRMICOS

São aqueles que absorvem o calor da vizinhança (o ambiente perde calor) e levam-no para dentro do sistema (ganha calor). Assim, percebe-se a sensação de “frio” (pense quando você sai da água de dentro de uma piscina).

Exemplo

Fotossíntese, decomposição térmica da água, evaporação da água etc.

Há um aumento do conteúdo calorífico do sistema. Em função da absorção de calor, conclui-se que, ao final do processo, a quantidade de calor (H_f) contida no sistema é maior que aquela do início da reação (H_i).



Como $\Delta H = H_f - H_i$, logo $\Delta H > 0$, então o ΔH dos processos endotérmicos é positivo.

Observação

De acordo com a convecção usada na termoquímica, o sinal positivo de ΔH indica que a energia térmica do sistema aumentou (reação endotérmica).

EQUAÇÃO TERMOQUÍMICA

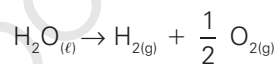
É a representação de uma reação química indicando os participantes envolvidos no processo, o estado físico de cada participante, a temperatura, a pressão e a variação de entalpia da reação. Quando, na equação, não são indicadas a temperatura e a pressão, significa que o processo ocorreu a 25 °C e 1 atm (condições-padrão). O calor não apresenta valores positivos ou negativos; usa-se essa simbologia apenas para indicar pela entalpia se o calor foi liberado ou absorvido do meio reacional.

Tanto para processos exotérmicos quanto para os endotérmicos, a variação de entalpia na reação pode ser representada de três maneiras:

Tradicional (ΔH ao fim da reação)

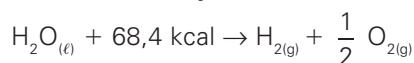
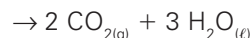


$$\Delta H = -327,4 \text{ kcal}$$



$$\Delta H = +68,4 \text{ kcal}$$

O calor envolvido aparece no reagente



O calor envolvido aparece no produto

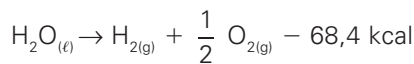
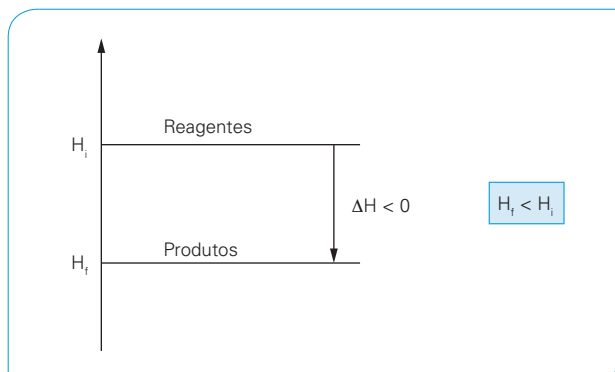


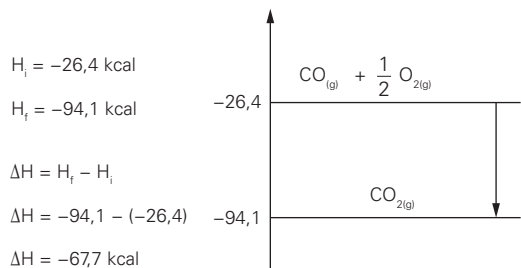
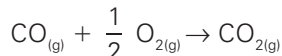
DIAGRAMA DE ENERGIA

O diagrama de energia representa, graficamente, a variação de entalpia em uma reação química. No diagrama de um processo exotérmico, verifica-se que os reagentes possuem maior energia do que os produtos. Assim, percebe-se que o sistema perde calor para o ambiente, diminuindo o conteúdo energético do sistema.

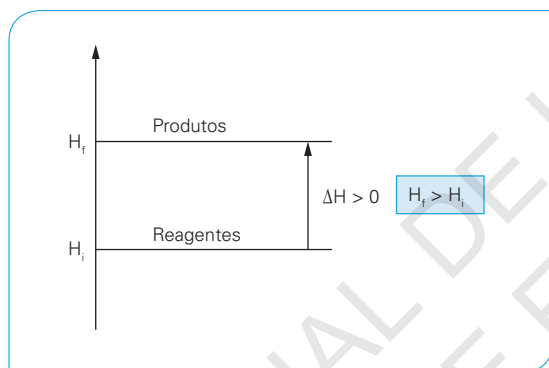


Dessa forma, como a entalpia dos produtos é menor que a dos reagentes em razão da perda de calor, o ΔH é negativo.

Exemplo

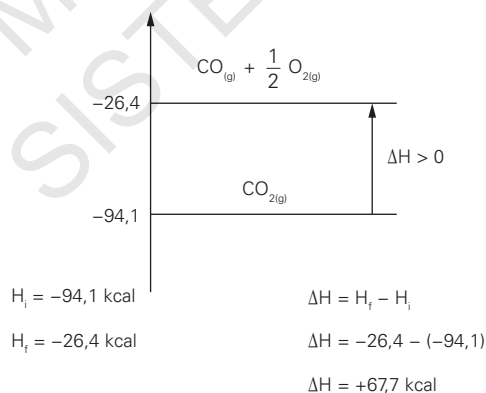


No diagrama de energia de um processo endotérmico, verifica-se que os produtos possuem maior energia que os reagentes. Assim, percebe-se que o sistema absorve calor do ambiente, aumentando o conteúdo energético do sistema.



Os produtos possuem entalpia maior que os reagentes pelo ganho de calor, o que resulta em um ΔH positivo.

Exemplo



Fatores que alteram o ΔH

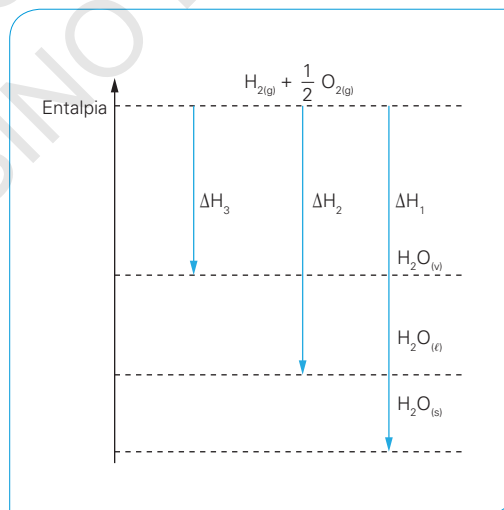
ESTADO FÍSICO DE REAGENTES E PRODUTOS

Em um determinado processo ocorrido com os mesmos reagentes, sempre no mesmo estado físico e formando sempre os mesmos produtos em estados físicos diferentes, o calor envolvido nos processos apresentará valores diferentes. Considere a formação de água pela combustão de gás hidrogênio. Experimentalmente, sabe-se que a liberação de energia é maior quando o produto está no estado sólido e, menor, quando está no estado gasoso. Isso acontece porque o vapor é um estado mais energético que o sólido.

Exemplo



Perceba que os produtos diferem apenas no estado físico. Graficamente, utiliza-se a seguinte representação:



ESTADO ALOTRÓPICO DOS PARTICIPANTES

Já estudamos que um mesmo elemento químico pode ter diferentes substâncias simples, conferindo a ele a propriedade da alotropia.

Veja, a seguir, os principais elementos possuidores de tal propriedade, bem como os seus alótropos.

Carbono: grafite ($C_{(gr)}$), diamante ($C_{(d)}$); nanotubo de carbono, fulereno (*buckball* ou futeboleno) ou C_{60} , grafeno, dentre outros;

Enxofre: rômico $S_{(r)}$ e monoclinico $S_{(m)}$;

Fósforo: vermelho $P_{(r)}$ e branco $P_{(b)}$;

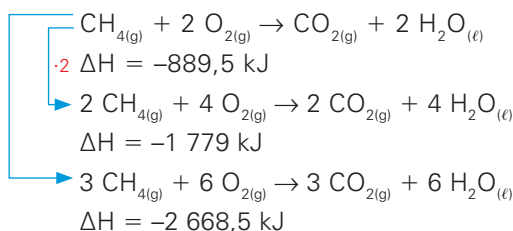
Oxigênio: gás oxigênio $O_{2(g)}$ e ozônio $O_{3(g)}$.

TEMPERATURA

A determinação do ΔH deve ser feita sempre à temperatura constante, pois verifica-se, experimentalmente, que a variação de temperatura tem influência sobre o valor do ΔH . Normalmente, as determinações do ΔH são feitas em condições-padrão, ou seja, numa temperatura de 25 °C.

QUANTIDADE DOS PARTICIPANTES

O ΔH de qualquer reação é determinado pela quantidade de reagentes presentes, sendo, portanto, diretamente proporcional à concentração das substâncias envolvidas no processo.



O estado-padrão

Como comentado anteriormente, é impossível determinar experimentalmente o valor absoluto da entalpia de um sistema (ou de uma substância), por isso adota-se um padrão. Por convenção, o padrão segue as seguintes condições:

- substância simples – um único elemento em sua constituição;
- estado físico mais comum a 25 °C e 1 atm. Exemplos: $\text{H}_{2(g)}$, $\text{O}_{2(g)}$, $\text{Al}_{(s)}$, $\text{Hg}_{(l)}$, $\text{F}_{2(g)}$;
- estado alotrópico mais estável. Exemplos: $\text{C}_{(gr)}$, $\text{O}_{2(g)}$, $\text{S}_{(r)}$;
- temperatura de interesse, geralmente a escolhida é de 25 °C;
- pressão de 1 atm.

Toda substância no estado-padrão terá uma atribuição do valor **zero** de entalpia.

Substância simples no estado-padrão



Entalpia (H) = 0 (zero)

Exemplos

$\text{CO}_{2(s)}$ → não é padrão, logo $H \neq 0$ (não é substância simples).

$\text{H}_{2(g)}$ → é padrão e substância simples, logo $H = 0$.

$\text{N}_{2(l)}$ → é substância simples, mas não é padrão, logo $H \neq 0$ (não está no estado físico comum).

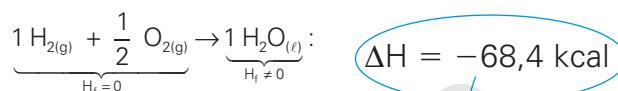
$\text{C}_{(gr)}$ → é substância simples e está no estado alotrópico mais estável, logo $H = 0$.

Entalpia-padrão de formação (ΔH_f°)

É a quantidade de calor liberada ou absorvida na formação de 1 mol de uma substância composta, por meio

de substâncias simples, no estado-padrão, e é simbolizada por (ΔH_f°), em que o grau sobrescrito (°) indica que o dado se refere ao estado-padrão. Assim, fundamentando-se nesse conceito, é possível realizar a determinação da entalpia relativa de uma substância qualquer.

Veja a seguinte reação a 25 °C e 1 atm:



$$\begin{aligned} \Delta H &= H_f - H_i \\ -68,4 \text{ kcal} &= H_{\text{H}_2\text{O}_{(l)}} - 0 \end{aligned}$$

Obtido experimentalmente

Como as entalpias do $\text{H}_{2(g)}$ e do $\text{O}_{2(g)}$ são iguais a zero (estado-padrão), o valor da entalpia do sistema inicial também será igual a zero ($H_i = 0$). Logo:

$$\Delta H_f^\circ = H_f - H_i = H_f - 0$$

$$\Delta H_f^\circ = H_f$$

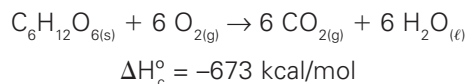
$$\Delta H_{f, \text{H}_2\text{O}_{(l)}}^\circ = -68,4 \text{ kcal}$$

Dessa forma, a entalpia de formação da água líquida, sempre nas condições-padrão, é igual a $-68,4 \text{ kcal/mol}$ e será considerada, para fins de cálculo, como sendo a energia correspondente a 1 mol de água na fase líquida e será denominada de entalpia-padrão de formação da água ($\Delta H_f^\circ = -68,4 \text{ kcal/mol}$).

Entalpia padrão de combustão (ΔH_c°)

É o calor liberado na combustão de 1 mol de qualquer substância a 25 °C e 1 atm. É expresso geralmente em kJ/mol.

Exemplo



Perceba que a combustão de 1 mol de glicose libera 673 kcal.

TODAS AS REAÇÕES DE COMBUSTÃO SÃO EXOTÉRMICAS

$\Delta H_c^\circ \rightarrow$ **sempre exotérmico** ($\Delta H_c^\circ < 0$)

COMBUSTÃO = COMBUSTÍVEL + COMBURENTE (O_2)

Atenção!

Nas reações de combustão em que o reagente “com-

combustível" é uma substância simples no estado-padrão, é indiferente chamarmos o ΔH de entalpia de formação do produto ou de calor de combustão do reagente.

Exemplo



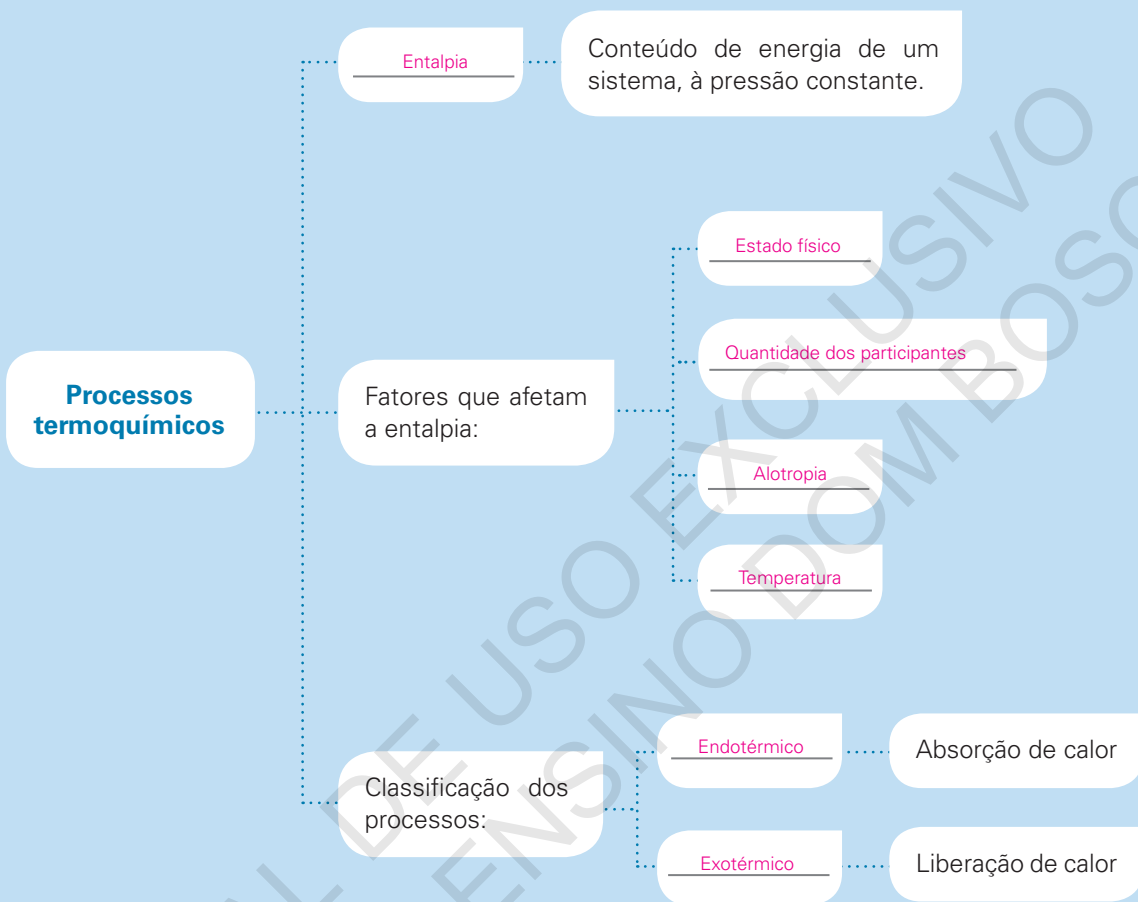
Assim, $\Delta H = -94,1 \text{ kcal/mol}$ pode ser chamado tanto como entalpia-padrão de formação do $CO_{2(g)}$ ($\Delta H_f^\circ = -94,1 \text{ kcal}$) quanto como entalpia-padrão de combustão do $C_{(g)}$ ($\Delta H_c^\circ = -94,1 \text{ kcal}$).

PODER CALORÍFICO

É a medida da quantidade de energia liberada na queima de uma unidade de massa (em geral, em gramas) de um reagente combustível, podendo ser medida em kcal/g, kcal/kg, kJ/g etc. Dessa forma, diminui-se o impacto da influência dos fatores externos nos processos de medida da quantidade de energia envolvida na queima de um combustível, pois uma mesma quantidade de substância pode ocupar volumes diferentes em cada uma das infinitas condições de temperatura e pressão.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

ROTEIRO DE AULA



ROTEIRO DE AULA

PROCESSOS TERMOQUÍMICOS

Entalpia-padrão de formação

Energia liberada ou absorvida na formação de 1 mol de substância composta, por meio de substâncias simples, no estado-padrão.

Entalpia-padrão de combustão

Energia liberada na combustão de 1 mol de qualquer substância, no estado-padrão.

Poder calorífico

É a medida da quantidade de energia liberada na queima de uma unidade de massa de um reagente combustível.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. UFRGS-RS – A crise energética mundial impulsionou a procura por combustíveis alternativos e renováveis.

Considere os dados contidos no quadro a seguir.

Combustível	Poder calorífico (kJ/g)	Densidade (g/mL)
Hidrogênio	140	$8,2 \cdot 10^{-5}$
Propano	50	$1,8 \cdot 10^{-3}$
Gasolina	45	0,750
Etanol	30	0,790

Com base nesses dados, é correto afirmar que

- a) o hidrogênio é o combustível mais eficaz entre os relacionados, considerando iguais volumes de combustível.
- b) o propano é o combustível mais eficaz entre os relacionados, considerando massas iguais de combustível.
- c) todos os combustíveis do quadro anterior geram CO_2 na sua combustão total.
- d) o poder calorífico do etanol, medido em kJ por litro, por sua maior densidade, é o maior entre todos.
- e) o poder calorífico do hidrogênio, medido em kJ por litro, por causa de sua baixa densidade, é muito baixo.**

Para encontrarmos o poder calorífico, em kJ/L, basta multiplicarmos o poder calorífico, em kJ/g, pela densidade, em g/L.

Combustível	Poder calorífico (kJ/g)	Densidade (g/L)	Poder calorífico (kJ/L)
Hidrogênio	140	$8,2 \cdot 10^{-2}$	$140 \cdot 8,2 \cdot 10^{-2} = 11,48$
Propano	50	1,8	$50 \cdot 1,8 = 90$
Gasolina	45	750	$45 \cdot 750 = 33\,750$
Etanol	30	790	$30 \cdot 790 = 23\,700$

Por causa de sua baixa densidade, o poder calorífico do hidrogênio, medido em kJ por litro, é muito baixo.

2. Mackenzie-SP – O etanol, produzido por meio da fermentação do açúcar extraído da cana-de-açúcar, é um combustível renovável, extremamente difundido no território nacional, e possui entalpia-padrão de combustão de $-1\,368$ kJ/mol.

Considerando-se os dados fornecidos na tabela a seguir, é correto afirmar que a entalpia-padrão de formação do etanol é de

Substância	H_f° (kJ/mol)
$\text{CO}_{2(g)}$	-394
$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-286

- a) $+278$ kJ/mol.
- b) $+3\,014$ kJ/mol.
- c) $+1\,646$ kJ/mol.
- d) -278 kJ/mol.**
- e) $-3\,014$ kJ/mol.



$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

$$-1\,368 \text{ kJ} = [2 \cdot (-394 \text{ kJ}) + 3 \cdot (-286 \text{ kJ})] - [H_{\text{etanol}} + 0 \text{ kJ}]$$

$$H_{\text{etanol}} = (1\,368 - 788 - 858 + 0) \text{ kJ}$$

$$H_{\text{etanol}} = -278 \text{ kJ/mol}$$

3. UFTM-MG

C6-H21

O poder calorífico do GLP (Gás Liquefeito de Petróleo), cuja combustão é praticamente completa, é cerca de $48\,000$ kJ/kg. Considere que a composição desse gás seja de 50% em massa de butano e 50% em massa de propano e que a entalpia de combustão completa do butano seja $\Delta H = -3\,000$ kJ/mol. Com base nessas informações, pode-se estimar que a entalpia de combustão completa do propano, em kJ/mol, seja próxima de

- a) 3 000 c) 5 000 e) 1 000
- b) 2 000 d) 4 000**

Teremos 50% em massa de propano, então:

$$\frac{50}{100} \cdot 1 \text{ kg} = 500 \text{ g}$$

$$\frac{50}{100} \cdot 48\,000 \text{ kJ} = 24\,000 \text{ kJ (liberados)}$$

$$500 \text{ g de } \text{C}_3\text{H}_8 \text{ — } 24\,000 \text{ kJ (liberados)}$$

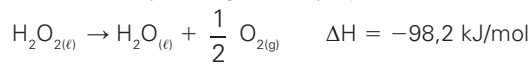
$$44 \text{ g de } \text{C}_3\text{H}_8 \text{ — } E$$

$$E = 2\,112 \text{ kJ} \approx 2\,000 \text{ kJ liberados}$$

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

Habilidade: Utilizar leis físicas e/ou químicas para interpretar processos naturais ou tecnológicos inseridos no contexto da termodinâmica e/ou do eletromagnetismo.

4. Sistema Dom Bosco – A decomposição da água oxigenada é dada pela seguinte equação:



- a) A reação é exotérmica ou endotérmica? Justifique sua resposta.
- b) Calcule a variação de entalpia na decomposição de toda a água oxigenada contida em 100 mL de uma solução aquosa 30 volumes (concentração de 9 g de $\text{H}_2\text{O}_2/100$ mL de solução).

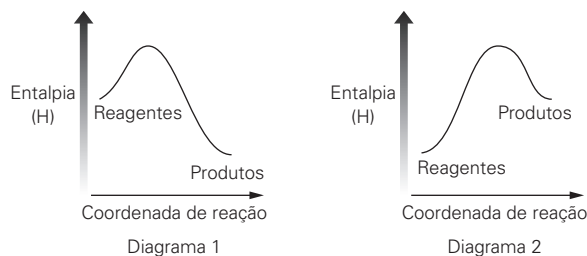
a) Como o $\Delta H < 0$, concluímos que a reação é exotérmica.

b) $34,02 \text{ g}$ — libera $98,2 \text{ kJ}$

9 g — libera x

$x = 25,98 \text{ kJ liberados} \rightarrow \Delta H = -25,98 \text{ kJ/9 g de } \text{H}_2\text{O}_{2(l)}$

5. Unisinos-SP – A síntese e a transformação de fármacos envolvem a quebra e a formação de várias ligações. Algumas dessas reações ocorrem com absorção de energia, e outras, com liberação de energia. Dois diagramas de energia genéricos são mostrados a seguir.



No que se refere aos diagramas anteriores, podemos afirmar:

- I. O diagrama 1 mostra uma reação exotérmica, isto é, aquela que ocorre com absorção de energia.
- II. O diagrama 2 mostra uma reação endotérmica, isto é, aquela que ocorre com absorção de energia.
- III. O diagrama 1 mostra uma reação energeticamente favorável, enquanto o diagrama 2 mostra uma reação que ocorre sem variação de energia.

Sobre as proposições anteriores, assinale a alternativa correta.

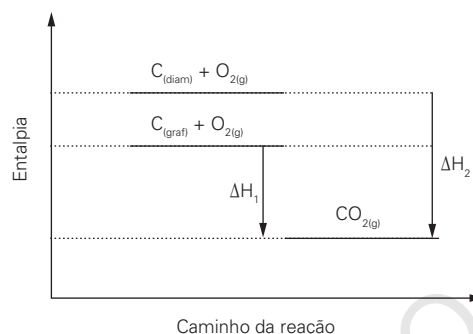
- a) Apenas I está correta.
- b) Apenas II está correta.
- c) Apenas I e II estão corretas.
- d) Apenas II e III estão corretas.
- e) I, II e III estão corretas.

I) Incorreta. O diagrama 1 apresenta uma reação exotérmica, porém esta ocorre com liberação de energia, e não com absorção de energia.

II) Correta. O diagrama 2 apresenta uma reação endotérmica que ocorre com absorção de energia.

III) Incorreta. Os dois diagramas apresentam reações que ocorrem com variação de energia.

6. UFG-GO – A alotropia dos elementos químicos afeta a entalpia da reação. Duas das formas alotrópicas do carbono são o grafite e o diamante. Observe o diagrama de entalpia a seguir.



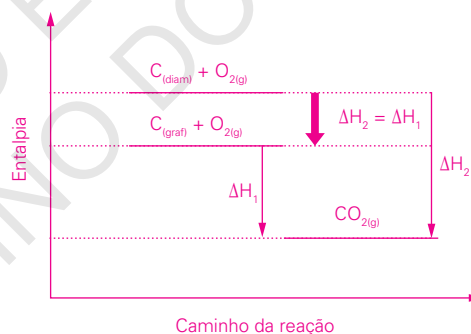
Dados:

$$\Delta H_1 = -393,1 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_2 = -395,0 \text{ kJ/mol}$$

Ante o exposto, conclui-se que a conversão de diamante em grafite envolve

- a) absorção de 1,9 kJ/mol.
- b) liberação de 1,9 kJ/mol.
- c) absorção de 788 kJ/mol.
- d) liberação de 788 kJ/mol.
- e) absorção de 395 kJ/mol.



$$\Delta H_2 - \Delta H_1 = -395,0 - (-393,1) = -1,9 \text{ kJ (liberação de energia)}$$

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. UEM-PR – A reação de decomposição térmica do carbonato de cálcio pode ser representada por:



Dado que a entalpia de formação do $\text{CaO}_{(s)}$ é de -635 kJ/mol e que a entalpia de formação do $\text{CO}_{2(g)}$ é de -394 kJ/mol , assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

Dados: massas molares (g/mol): C = 12; O = 16; Ca = 40

- 01) A entalpia de formação do $\text{CaCO}_{3(s)}$ é de -1206 kJ/mol .
- 02) A reação de formação de $\text{CaCO}_{3(s)}$ a partir de $\text{CaO}_{(s)}$ e de $\text{CO}_{2(g)}$ é um processo endotérmico.
- 04) A decomposição térmica de 1 kg de $\text{CaCO}_{3(s)}$ absorve 1 770 kJ.
- 08) A decomposição térmica de 1 kg de $\text{CaCO}_{3(s)}$ produz 440 g de $\text{CaO}_{(s)}$.
- 16) A entalpia de formação de qualquer composto químico tem sempre valor negativo.

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

8. Espcex-SP/Aman-RJ – Algumas viaturas militares administrativas possuem motores a combustão que utilizam como combustível a gasolina. A queima (combustão) de combustíveis, como a gasolina, nos motores a combustão, fornece a energia essencial para o funcionamento dessas viaturas militares. Considerando uma gasolina na condição-padrão (25 °C e 1 atm), composta apenas por n-octano (C₈H₁₈) e que a sua combustão seja completa (formação exclusiva de CO₂ e H₂O gasosos como produtos), são feitas as seguintes afirmativas:

Dados:

Entalpias de formação (ΔH ^o)			Massas atômicas		
H ₂ O _(g)	CO _{2(g)}	C ₈ H _{18(l)}	H	C	O
-242 kJ/mol	-394 kJ/mol	-250 kJ/mol	1 u	12 u	16 u

- I. A combustão da gasolina (C₈H₁₈) é uma reação exotérmica.
- II. Na combustão completa de 1 mol de gasolina, são liberados 16 mols de gás carbônico (CO₂).
- III. A entalpia de combustão (calor de combustão) dessa gasolina é -5 080 kJ/mol (ΔH_c = -5 080 kJ/mol).
- IV. O calor liberado na combustão de 57 g de gasolina é de 1 270 kJ.

Das afirmativas apresentadas, estão corretas apenas

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

9. Unicid-SP – A sublimação é um processo que pode interferir na qualidade de produtos farmacêuticos. Considere um analgésico comercializado em pílulas que tem como princípio ativo o ibuprofeno (C₁₃H₁₈O₂) e os seguintes dados:

$$\Delta H_{\text{vaporização}} = 70,12 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{fusão}} = 21,7 \text{ kJ/mol}$$

- a) Calcule a entalpia de sublimação do ibuprofeno e classifique-a como endotérmica ou exotérmica.
- b) Por que se recomenda que comprimidos à base de ibuprofeno sejam mantidos a temperaturas entre 15 °C e 25 °C?

10. UFSM-RS – Geralmente usados por atletas, existem dispositivos de primeiros socorros que, através de reações endotérmicas ou exotérmicas, podem gerar compressas frias ou quentes. Esses dispositivos, constituídos por bolsas plásticas em que o sólido e a água estão separados, misturam-se e esfriam ou aquecem, quando golpeados.

Exemplos de compostos usados nas referidas compressas são mostrados nas equações a seguir.

A	$\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$	$\Delta H = +26,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
B	$\text{CaCl}_2(\text{s}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$	$\Delta H = -82,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

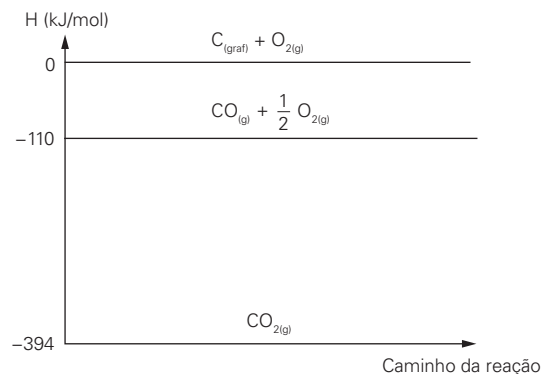
Em relação às equações, analise as afirmativas:

- I. A equação A irá produzir uma compressa fria, e a equação B, uma compressa quente.
- II. Na equação B, a entalpia dos produtos é menor que a entalpia dos reagentes.
- III. Se, na equação A, forem usados 2 moles de nitrato de amônio, o valor de ΔH ficará inalterado.

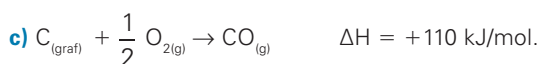
Está(ão) correta(s)

- a) apenas a afirmativa I.
- b) apenas a afirmativa III.
- c) apenas as afirmativas I e II.
- d) apenas as afirmativas II e III.
- e) as afirmativas I, II e III.

11. Mackenzie-SP – Observe o gráfico de entalpia a seguir, obtido por meio de experimentos realizados no estado-padrão:



Com base em seus conhecimentos de termoquímica e nas informações do gráfico anterior, a equação termoquímica **incorretamente** representada é

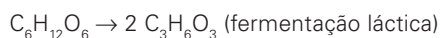
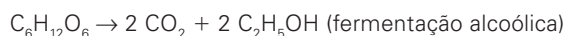


12. UEM-PR (adaptado) – Assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

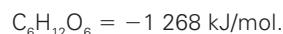
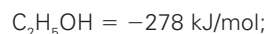
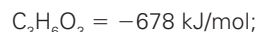
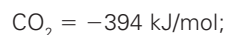
- 01)** Quando um processo endotérmico ocorre em um sistema à pressão constante, esse sistema absorve calor do ambiente e sua entalpia aumenta.
- 02)** O ΔH de uma reação depende do estado físico dos reagentes e dos produtos.
- 04)** O ΔH de uma reação depende da quantidade de reagentes e de produtos.
- 08)** A queima de 1 mol de carbono grafite libera a mesma quantidade de energia liberada na queima de 1 mol de carbono diamante.

Dê a soma das alternativas corretas.

13. Fac. Albert Einstein-SP – A fermentação é um processo anaeróbico de síntese de ATP, fornecendo energia para o metabolismo celular. Dois dos processos de fermentação mais comuns por meio da glicose são a fermentação alcoólica e a fermentação láctica.



Dados: entalpia de formação (ΔH_f°):



Sobre a energia envolvida nesses processos de fermentação, é possível afirmar que

- a) a fermentação láctica absorve energia enquanto a fermentação alcoólica libera energia.
- b) os dois processos são endotérmicos, absorvendo a mesma quantidade de energia para uma mesma massa de glicose fermentada.
- c) a fermentação alcoólica libera uma quantidade de energia maior do que a fermentação láctica para uma mesma massa de glicose envolvida.
- d) a fermentação láctica libera uma quantidade de energia maior do que a fermentação alcoólica para uma mesma massa de glicose envolvida.

14. UFRGS-RS – Considere as seguintes afirmações sobre termoquímica.

- I. A vaporização do etanol é um processo exotérmico.
- II. Os produtos de uma reação de combustão têm entalpia inferior aos reagentes.
- III. A reação química da cal viva (óxido de cálcio) com a água é um processo em que ocorre absorção de calor.

Analisando as afirmações anteriores, está(ão) correta(s)

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

15. Mackenzie-SP – A respeito da combustão completa de 1 mol de gás propano, no estado-padrão, são feitas as seguintes afirmações:

- I. Trata-se de um processo endotérmico.
- II. Ocorre com liberação de energia para o meio externo.
- III. Há a formação de 3 mols de dióxido de carbono e 4 mols de água.
- IV. São consumidos 5 mols de gás oxigênio.

Analisando as afirmações anteriores, estão corretas somente

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

16. PUC-RJ – A decomposição de uma amostra de carbonato de cálcio consumiu 266 kJ. Com base nesse resultado e na equação termoquímica a seguir, conclui-se:



- a) A reação de decomposição do CaCO_3 é exotérmica.
- b) A massa de CaCO_3 que se decompôs foi 200 g.
- c) O volume de CO_2 formado ocupa 22,4 L a 1 atm e 0°C .
- d) Não há variação de energia nesse processo reacional.
- e) A massa produzida de CO_2 é igual a 44 g.

17. IFSP – As reações químicas globais da fotossíntese e da respiração aeróbia são representadas, respectivamente, pelas equações balanceadas:

Fotossíntese:



Respiração aeróbica:



Comparando-se essas duas reações químicas, pode-se afirmar corretamente que

- ambas são exotérmicas.
- ambas são endotérmicas.
- ambas são combustões completas.
- os reagentes da fotossíntese são os mesmos da respiração.
- os reagentes da fotossíntese são os produtos da respiração.

ESTUDO PARA O ENEM

18. Enem

C6-H21

Para comparar a eficiência de diferentes combustíveis, costuma-se determinar a quantidade de calor liberada na combustão por mol ou grama de combustível. O quadro a seguir mostra o valor de energia liberada na combustão completa de alguns combustíveis.

Combustível	ΔH_c° a 25 °C (kJ/mol)
Hidrogênio (H ₂)	-286
Etanol (C ₂ H ₅ OH)	-1 368
Metano (CH ₄)	-890
Metanol (CH ₃ OH)	-726
Octano (C ₈ H ₁₈)	-5 471

As massas molares dos elementos H, C e O são iguais a 1 g/mol, 12 g/mol e 16 g/mol, respectivamente.

Qual combustível apresenta maior liberação de energia por grama?

- Hidrogênio
- Etanol
- Metano
- Metanol
- Octano

19. FCM-PB

C6-H21

O número total de bovinos no país foi de 215,2 milhões de cabeças em 2015, um aumento de 1,3% em relação a 2014. O maior rebanho era o de São Félix do Xingu (PA), com 2 222 949 cabeças no último dia do ano, seguido por Corumbá (MS), Ribas do Rio Prado (MS), Cáceres (MT) e Marabá (PA). Os dados são da Pesquisa Pecuária Municipal 2015, divulgada nesta quinta-feira, dia 29, pelo Instituto Brasileiro de Geografia e Estatística (IBGE). Por dia, cada cabeça de gado produz cerca de (50/365) kg de metano. Se fosse possível recolher essa quantidade de gás, poderia haver valiosa aplicação, uma vez que, na combustão total do metano, é gerada energia térmica que poderia ser utilizada para aquecer água.



ALF RIBEIRO/SHUTTERSTOCK

Com essa massa de metano, quantos kg de água poderiam ser aquecidos de 25 °C a 43 °C?

Dados: calor de combustão do metano = 210 kcal/mol

massa molar do metano = 16 g/mol

calor específico da água = 1,0 cal · g⁻¹ · °C⁻¹

- 1,0 · 10 kg
- 1,0 · 10² kg
- 1,0 · 10³ kg
- 2,0 · 10⁴ kg
- 2,0 · 10⁵ kg

20. Fatec-SP

C6-H21

Fazer a mala para uma viagem poderá ser tão simples como pegar algumas latas de *spray*, que contêm uma mistura de polímero coloidal, para fazer suas próprias roupas "*spray-on*". Tanto faz se é uma camiseta ou um traje noturno, o tecido "*spray-on*" é uma novidade para produzir uma variedade de tecidos leves. A fórmula consiste em fibras curtas interligadas com polímeros e um solvente que produz o tecido em forma líquida. Esse tecido provoca uma sensação fria ao ser pulverizado no corpo, mas adquire a temperatura corporal em poucos segundos. O material é pulverizado diretamente sobre a pele nua de uma pessoa, onde seca quase instantaneamente.



SCIENCE SOURCE/PHOTORESEARCHERS/LATINSTOCK

A sensação térmica provocada pelo tecido "*spray-on*", quando pulverizado sobre o corpo, ocorre porque o solvente

- absorve calor do corpo, em um processo endotérmico.
- absorve calor do corpo, em um processo exotérmico.
- condensa no corpo, em um processo endotérmico.
- libera calor para o corpo, em um processo exotérmico.
- libera calor para o corpo, em um processo endotérmico.

21

LEI DE HESS E ENTALPIA DE LIGAÇÃO

- Lei de Hess
- Entalpia de ligação

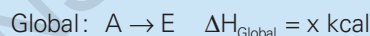
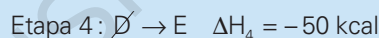
HABILIDADES

- Aplicar a lei de Hess e compreender que ela é especialmente útil para determinar indiretamente as entalpias de formação de muitas substâncias.
- Compreender que a separação de dois átomos ligados por covalência absorve energia e que, portanto, o processo inverso (a formação da ligação) libera energia.
- Compreender que essa separação de átomos refere-se sempre ao estado gasoso.
- Manipular as energias de ligação tabeladas para calcular a variação de entalpia de uma reação.

Lei de Hess

Por volta de 1840, Germain Henri Hess, trabalhando na determinação de certos calores de reação, cuja medida experimental era muito difícil, constatou que “a variação de entalpia (ΔH) de uma reação química depende apenas dos **estados final e inicial**, não importando o caminho da reação”. Isso significa que, mesmo que um determinado processo exija a realização de várias etapas intermediárias, o ΔH continuará sendo a diferença entre a entalpia final e a inicial. Essa importante lei experimental foi chamada de lei do estado final ou inicial, lei de adição de calores ou, simplesmente, lei de Hess.

Assim, considere uma reação genérica $A \rightarrow B$, da qual se quer determinar o ΔH . Perceba que essa reação pode ser realizada por diversos caminhos e cada um deles apresenta um valor característico de ΔH “intermediário”. Para que A se transforme em E, é apresentado o seguinte mecanismo, dividido em quatro etapas intermediárias:



Podemos observar que a variação global de energia pode ser determinada pelo somatório das várias etapas intermediárias do processo global.

Assim, matematicamente:

$$\Delta H_{\text{Global}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4$$

Logo:

$$\Delta H_{\text{Global}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4$$

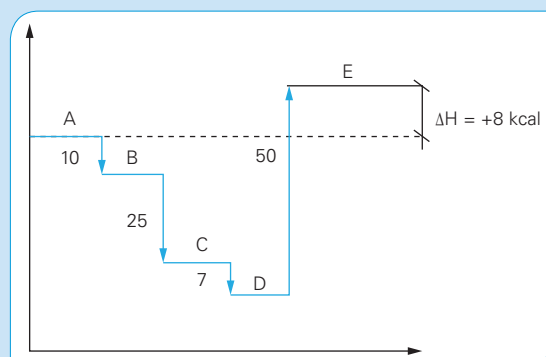
$$\Delta H_{\text{Global}} = -10 + (-25) + (-7) + 50$$

$$\Delta H_{\text{Global}} = -42 + 50 = +8 \text{ kcal}$$

Interpretando o ΔH obtido de +8 kcal, significa que a entalpia do composto E (produto) é 8 kcal maior que a entalpia do composto A (reagente), independentemente do caminho ou mecanismo de conversão de A em E.

Note que há possibilidade de os dados serem trabalhados na forma de um gráfico. **Gravemente, o ΔH da reação refere-se à diferença entre as entalpias dos reagentes originais e dos produtos finais.**

Como o número de etapas que o processo apresenta não é levado em consideração, o ΔH da reação termoquímica pode ser tratado como uma equação



matemática. Dessa forma, quando é utilizada a lei de Hess no cálculo do ΔH de uma reação, devemos organizar e combinar as equações fornecidas, de modo que a soma delas seja a equação cujo ΔH esteja sendo procurado.

Para isso, devemos nos atentar aos seguintes passos:

- 1ª Ao somar várias equações, somamos também os respectivos ΔH ;
- 2ª Ao inverter uma equação, invertemos também o sinal do ΔH ;
- 3ª Ao multiplicar uma equação por um número qualquer (positivo e diferente de zero), multiplicamos também o ΔH pelo mesmo número.

Entalpia de ligação

O cálculo do calor da reação envolvido em um processo de transformação também pode ser realizado por meio da determinação do número de ligações químicas que são rompidas (nos reagentes) e do número de ligações químicas que são formadas (nos produtos), levando-se em conta a energia necessária em cada processo de quebra e formação de ligação.

Por definição, energia de ligação é a quantidade de energia absorvida para separar 1 mol de ligações covalentes entre átomos no estado gasoso (a 25 °C e 1 atm). Isso quer dizer que, para que seja rompida uma ligação entre dois átomos, deve-se fornecer energia. Assim, o processo é sempre endotérmico e o ΔH é sempre positivo. Quanto mais estável for a ligação, maior será a quantidade de energia absorvida para rompê-la.

Exemplos



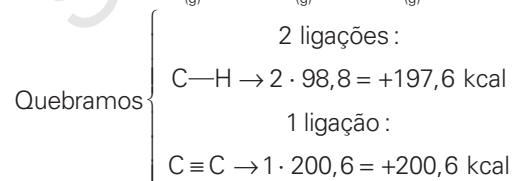
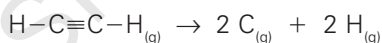
Com uma tabela de energia de ligação (fornecida nos exercícios), podemos calcular a energia total necessária para romper as ligações de 1 mol de moléculas ou, ainda, o que é mais importante, o ΔH das reações.

Exemplo

Conhecendo-se as seguintes energias de ligação, a 25 °C:



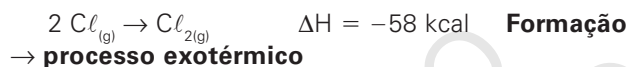
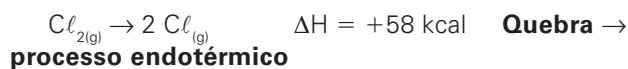
Pode-se calcular a energia total necessária para romper as ligações de 1 mol de moléculas de acetileno (C_2H_2).



$$\Delta H = +197,6 + 200,6$$

$$\Delta H = +398,2 \text{ kcal}$$

Para calcular o ΔH de uma reação química, por meio dos valores de energia de ligação, deve ser observado que, para se quebrar ligações, há absorção de energia (processo endotérmico) e, para formar, há liberação de energia (processo exotérmico), porém com o mesmo valor absoluto. Assim:

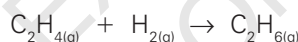


O ΔH global de uma reação química será dado pelo balanço (saldo) energético entre o calor absorvido no rompimento das ligações entre os átomos dos reagentes e o calor liberado na formação das ligações entre os átomos dos produtos. Dessa maneira:

$$\Delta H_{\text{global}} = \underbrace{\Delta H_{\text{quebra de ligações (reagentes)}}}_{\text{valores positivos}} + \underbrace{\Delta H_{\text{formação de ligações (produtos)}}}_{\text{valores negativos}}$$

Exemplo

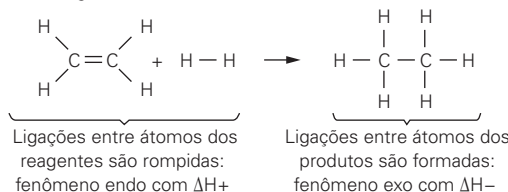
Calcular o ΔH da reação:



conhecendo-se as seguintes energias de ligação, em kcal/mol, a 25 °C:



Resolução



$$\text{Total de ligações quebradas: } 6 \left\{ \begin{array}{l} 4 \cdot C-H \\ 1 \cdot C=C \\ 1 \cdot H-H \end{array} \right.$$

$$\text{Total de ligações formadas: } 7 \left\{ \begin{array}{l} 6 \cdot C-H \\ 1 \cdot C-C \end{array} \right.$$

$$\Delta H = [(4 \cdot 98,8) + (1 \cdot 146,8) + (1 \cdot 104,2)] + [6 \cdot (-98,8) + 1 \cdot (-83,2)]$$

$$\Delta H = -29,8 \text{ kcal}$$

Atenção!

Perceba que, ao analisar a reação, houve apenas a quebra de uma ligação $C=C$ (+146,8) e uma $H-H$ (+104,2), enquanto foram formadas uma ligação $C-C$ (-83,2) e duas $C-H$ [$2 \cdot (-98,8)$].

ROTEIRO DE AULA

PROCESSOS TERMOQUÍMICOS

Lei de Hess

Pode-se combinar equações termoquímicas para o cálculo de ΔH .

Explica que a variação de entalpia (ΔH) de uma reação química depende apenas dos estados final e inicial.

Passos a serem seguidos

1. Ao somar várias equações, somamos também os respectivos ΔH .

2. Ao inverter a equação, invertamos também o sinal do ΔH .

3. Ao multiplicar uma equação por um número qualquer (positivo e diferente de zero), multiplicamos também o ΔH pelo mesmo número.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

ROTEIRO DE AULA

ENTALPIA DE LIGAÇÃO

$$\Delta H_{\text{global}} = \underbrace{\Delta H_{\text{quebra de ligações (reagentes)}}}_{\text{valores positivos}} + \underbrace{\Delta H_{\text{formação de ligações (produtos)}}}_{\text{valores negativos}}$$

Reagentes

Produtos

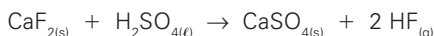
Ligações rompidas → Absorção de energia → Endotérmico → $\Delta H > 0$

Ligações formadas → Liberação de energia → Exotérmico → $\Delta H < 0$

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

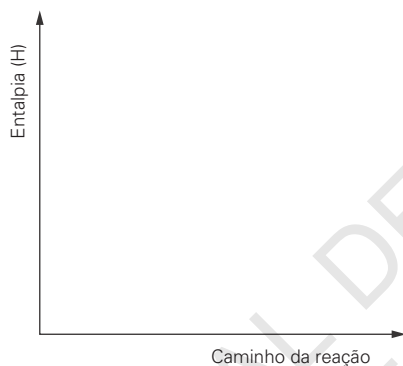
1. UNESP – O ácido fluorídrico, importante matéria-prima para obtenção de diversos compostos fluorados, pode ser preparado pela reação:



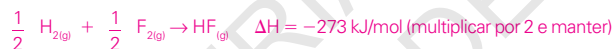
Considere os dados:

Reação	ΔH (kJ/mol de produto)
$\frac{1}{2} \text{H}_{2(g)} + \frac{1}{2} \text{F}_{2(g)} \rightarrow \text{HF}_{(g)}$	-273
$\text{Ca}_{(s)} + \text{F}_{2(g)} \rightarrow \text{CaF}_{2(s)}$	-1 228
$\text{Ca}_{(s)} + \text{S}_{(s)} + 2 \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CaSO}_{4(s)}$	-1 435
$\text{H}_{2(g)} + \text{S}_{(s)} + 2 \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_{4(l)}$	-814

- a) Com base nos dados apresentados na tabela e utilizando a lei de Hess, calcule o ΔH da reação de preparação do $\text{HF}_{(g)}$ por meio de 1 mol de $\text{CaF}_{2(s)}$ e informe se ela é exotérmica ou endotérmica.
- b) Represente, no diagrama apresentado a seguir, a reação de preparação do HF.



a) Para se chegar na equação global, realizamos os seguintes passos:



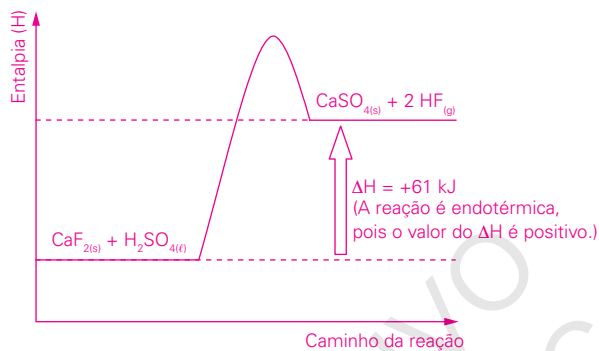
$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4$$

$$\Delta H = 2 \cdot (-273 \text{ kJ}) + (+1 228 \text{ kJ}) + (-1 435 \text{ kJ}) + (+814 \text{ kJ})$$

$$\Delta H = -546 \text{ kJ} + 1 228 \text{ kJ} - 1 435 \text{ kJ} + 814 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = +61 \text{ kJ} \therefore \text{endotérmica}$$

b) Representação da reação de preparação do $\text{HF}_{(g)}$ por meio de 1 mol de $\text{CaF}_{2(s)}$.



2. UNESP – Em 1840, o cientista Germain Henri Hess (1802-1850) enunciou que a variação de entalpia (ΔH) em uma reação química é independente do caminho entre os estados inicial e final da reação, sendo igual à soma das variações de entalpias em que essa reação pode ser desmembrada.

Durante um experimento envolvendo a lei de Hess, através do calor liberado pela reação de neutralização de uma solução aquosa de ácido cianídrico (HCN) e uma solução aquosa de hidróxido de sódio (NaOH), foi obtido o valor de 2,9 kcal/mol para a entalpia dessa reação. Sabendo que a entalpia liberada pela neutralização de um ácido forte e uma base forte é de 13,3 kcal/mol, que o ácido cianídrico é um ácido muito fraco e que o hidróxido de sódio é uma base muito forte, calcule a entalpia de ionização do ácido cianídrico em água apresentando as equações químicas de todas as etapas utilizadas para esse cálculo.



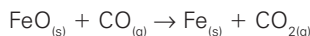
Então:



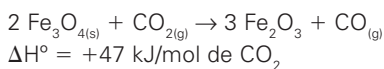
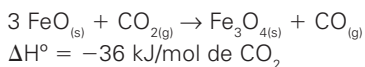
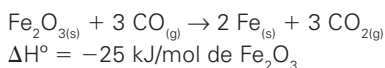
3. Enem

C6-H21

O ferro é encontrado na natureza na forma de seus minérios, tais como a hematita ($\alpha\text{-Fe}_2\text{O}_3$), a magnetita (Fe_3O_4) e a wustita (FeO). Na siderurgia, o ferro-gusa é obtido pela fusão de minérios de ferro em altos fornos em condições adequadas. Uma das etapas nesse processo é a formação de monóxido de carbono. O CO (gasoso) é utilizado para reduzir o FeO (sólido), conforme a equação química:



Considere as seguintes equações termoquímicas:



O valor mais próximo de ΔH° , em kJ/mol de FeO, para a reação indicada do $\text{FeO}_{(s)}$ com o $\text{CO}_{(g)}$ é

- a) -14
b) -17
 c) -50
 d) -64
 e) -100



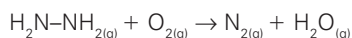
$$\Delta H' = \frac{-75 + (-72) + 47 \text{ kJ}}{6} = -16,6666 \text{ kJ} \approx -16,7 \text{ kJ}$$

O valor mais próximo é -17 kJ.

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

Habilidade: Utilizar leis físicas e/ou químicas para interpretar processos naturais ou tecnológicos inseridos no contexto da termodinâmica e/ou do eletromagnetismo.

4. UPF-RS – Analise a representação da equação simplificada e não balanceada da reação química do sequestro de oxigênio pela hidrazina.



Pode-se realizar uma estimativa da variação da entalpia dessa reação com base nos dados de entalpia das ligações químicas (energia de ligação) envolvidas no processo, à pressão constante, conforme informações apresentadas no quadro a seguir:

Ligação	Energia de ligação (kJ/mol)
N-H	389
N-N	163
N=N	514
N≡N	946
O-O	134
O=O	498
O-H	464

Acerca da reação de sequestro de oxigênio pela hidrazina e das informações apresentadas no quadro, analise as seguintes afirmativas:

- I. A variação da entalpia para a reação, envolvendo um mol de hidrazina, é -585 kJ/mol, tratando-se de uma reação exotérmica.
- II. A hidrazina é classificada como uma base de Lewis devido ao fato de seus átomos de nitrogênio apresentarem pares de elétrons disponíveis.
- III. A molécula de água apresenta geometria angular.
- IV. A variação da entalpia para a reação, envolvendo um mol de hidrazina, é +343 kJ/mol, tratando-se de uma reação endotérmica.

Está correto apenas o que se afirma em

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

I. Correta.



Quebra de ligações



Formação de ligações

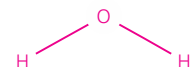
$$\Delta H = [1 \ 556 \text{ kJ} + 163 \text{ kJ} + 498 \text{ kJ}] + [-946 \text{ kJ} - 1 \ 856 \text{ kJ}]$$

$$\Delta H = -585 \text{ kJ/mol}$$

II. Correta. A hidrazina é classificada como uma base de Lewis em razão do fato de seus átomos de nitrogênio apresentarem pares de elétrons disponíveis.



III. Correta. A molécula de água apresenta geometria angular ou em V.



IV. Incorreta. A variação da entalpia para a reação, envolvendo um mol de hidrazina, é -585 kJ/mol, tratando-se de uma reação exotérmica, pois ocorre liberação de energia, ou seja, a variação de entalpia é negativa.

5. Fuvest-SP – Sob certas condições, tanto o gás flúor quanto o gás cloro podem reagir com hidrogênio gasoso, formando, respectivamente, os haletos de hidrogênio HF e HCl gasosos. Pode-se estimar a variação de entalpia (ΔH) de cada uma dessas reações, utilizando-se dados de energia de ligação. A tabela apresenta os valores de energia de ligação dos reagentes e produtos dessas reações a 25 °C e 1 atm.

Molécula	H ₂	F ₂	Cl ₂	HF	HCl
Energia de ligação (kJ/mol)	435	160	245	570	430

Com base nesses dados, um estudante calculou a variação de entalpia (ΔH) de cada uma das reações e concluiu, corretamente, que, nas condições empregadas,

- a) a formação de HF_(g) é a reação que libera mais energia.
 b) ambas as reações são endotérmicas.
 c) apenas a formação de HCl_(g) é endotérmica.
 d) ambas as reações têm o mesmo valor de ΔH .
 e) apenas a formação de HCl_(g) é exotérmica.

Com base na tabela, equacionando-se as reações, vem:



$$\Delta H = +245 + 435 + 2 \cdot (-430)$$

$$\Delta H = -180 \text{ kJ}$$



$$\Delta H = +160 + 435 + 2 \cdot (-570)$$

$$\Delta H = -445 \text{ kJ}$$

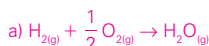
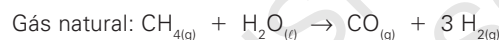
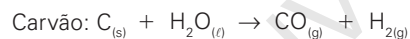
Libera-se mais energia na formação de HF_(g).

6. UFJF-MG – O hidrogênio cada vez mais tem ganhado atenção na produção de energia. Recentemente, a empresa britânica *Intelligent Energy* desenvolveu uma tecnologia que pode fazer a bateria de um *smartphone* durar até uma semana. Nesse protótipo, ocorre a reação do oxigênio atmosférico com o hidrogênio armazenado produzindo água e energia.

- a) Escreva a equação química da reação descrita anteriormente e calcule a sua variação de entalpia com base nos dados a seguir.

Ligação	H-H	H-O	O=O
Energia de ligação (kJ/mol)	437	463	494

- b) Um dos grandes problemas para o uso do gás hidrogênio como combustível é o seu armazenamento. Calcule o volume ocupado por 20 g de hidrogênio nas CNTP.
 c) Atualmente, cerca de 96% do gás hidrogênio é obtido por meio de combustíveis fósseis, como descrito nas reações a seguir. Essa característica é considerada uma desvantagem para o uso do hidrogênio. Justifique essa afirmativa.



$$\Delta H_{\text{reação}} = \Delta H_{\text{rompimento}} + \Delta H_{\text{formação}}$$

$$\Delta H_{\text{reação}} = (437 + \frac{1}{2} \cdot 494) + (-2 \cdot 463) = (247 + 437) + (-926)$$

$$\Delta H_{\text{reação}} = -242 \text{ kJ/mol}$$

b)

$$2 \text{ g de H}_2 \text{ ____ } 22,4 \text{ L}$$

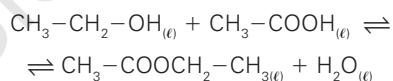
$$20 \text{ g de H}_2 \text{ ____ } x$$

$$x = 224 \text{ L}$$

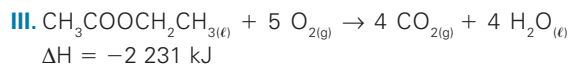
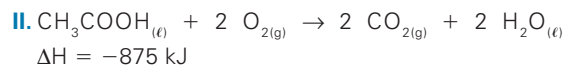
- c) O uso de combustíveis fósseis lança gases poluentes para a atmosfera, como o monóxido de carbono (CO).

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. Fatec-SP – O éster acetato de etila é utilizado na indústria química como solvente e como flavorizante, para conferir sabor artificial de maçã ou pera aos alimentos. Esse composto também pode ser preparado por meio de uma reação de esterificação:



Para calcularmos a variação de entalpia da reação, ΔH , podemos aplicar a lei de Hess às equações de combustão dos compostos orgânicos presentes na reação de esterificação, apresentadas a seguir.

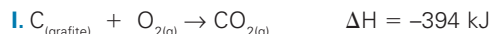


Aplicando a lei mencionada, a variação de entalpia da reação de esterificação descrita será, em kJ, igual a

- a) -12 c) -1 738 e) -4 474
 b) +12 d) +4 474

8. IFBA – Para transformar grafite em diamante, é preciso empregar pressão e temperatura muito elevadas, em torno de 105 atm e 2 000 °C. O carbono precisa ser praticamente vaporizado e, por isso, apesar de o processo ser possível, é difícil. Con-

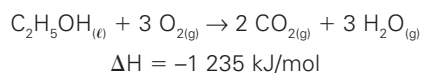
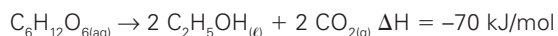
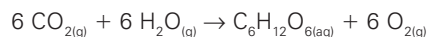
sideremos, então, as entalpias de combustão do grafite e do diamante:



Quantos KJ são necessários para transformar grafite em diamante?

- a) +2
- b) -790
- c) +790
- d) +10
- e) -2

9. Fuvest-SP – A energia liberada na combustão do etanol de cana-de-açúcar pode ser considerada advinda da energia solar, uma vez que a primeira etapa para a produção do etanol é a fotossíntese. As transformações envolvidas na produção e no uso do etanol combustível são representadas pelas seguintes equações químicas:



Com base nessas informações, podemos afirmar que o valor de ΔH para a reação de fotossíntese é

- a) -1 305 kJ/mol.
- b) +1 305 kJ/mol.
- c) +2 400 kJ/mol.
- d) -2 540 kJ/mol.
- e) +2 540 kJ/mol.

10. UCS-RS

O 1,2-dicloroetano ocupa posição de destaque na indústria química americana. Trata-se de um líquido oleoso e incolor, de odor forte, inflamável e altamente tóxico. É empregado na produção do cloreto de vinila que, por sua vez, é utilizado na produção do PVC, matéria-prima para a fabricação de dutos e tubos rígidos para água e esgoto.

A equação química que descreve simplificada o processo de obtenção industrial do 1,2-dicloroetano, a partir da reação de adição de gás cloro ao eteno, encontra-se representada a seguir.



Disponível em:

<<http://laboratorios.cetesb.sp.gov.br/wp-content/uploads/sites/47/2013/11/dicloroetano.pdf>>. Acesso em: 3 set. 2015.

Adaptado.

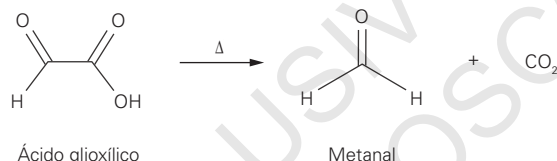
Dados:

Ligação	Energia de ligação (kJ/mol)
C-H	413,4
C-Cl	327,2
C-C	346,8
C=C	614,2
Cl-Cl	242,6

A variação de entalpia da reação anterior é igual a

- a) -144,4 kJ/mol.
- b) -230,6 kJ/mol.
- c) -363,8 kJ/mol.
- d) +428,2 kJ/mol.
- e) +445,0 kJ/mol.

11. UERJ – O formol, uma solução de metanal, frequentemente utilizado em cosméticos, vem sendo substituído pelo ácido glicóxico. No entanto, a decomposição térmica desse ácido também acarreta a formação de metanal, de acordo com a seguinte equação:



Veja, a seguir, as energias das ligações nas moléculas participantes da reação:

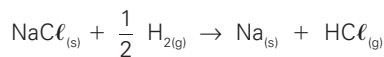
Ligação	Energia de ligação (kJ · mol ⁻¹)
C-C	348
C=O	744
C-H	413
C-O	357
O-H	462

Considere a decomposição de 1 L de uma solução aquosa de ácido glicóxico, na concentração de 0,005 mol · L⁻¹. Assumindo que todo o ácido glicóxico foi decomposto, calcule, em quilojoules, a energia absorvida nesse processo.

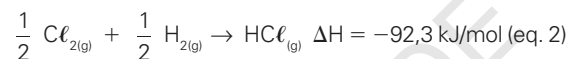
- 12. UFRGS-RS** – Com base no seguinte quadro de entalpias de ligação, assinale a alternativa que apresenta o valor da entalpia de formação da água gasosa.

Ligação	Entalpia (kJ/mol)
H–O	464
H–H	436
O=O	498
O–O	134

- a) –243 kJ/mol
 b) –134 kJ/mol
 c) +243 kJ/mol
 d) +258 kJ/mol
 e) +1 532 kJ/mol
- 13. UECE** – Partindo das reações de combustão do acetileno e do benzeno, que produzem apenas gás carbônico e água, e cujas entalpias são, respectivamente, –310,7 kcal e –781,0 kcal, é correto afirmar que o valor da entalpia de 3 mols de acetileno será
- a) –151,1 kcal. c) –141,5 kcal.
 b) –121,3 kcal. d) –131,2 kcal.
- 14. UEPG-PR** – Por meio das reações químicas a seguir, com os respectivos valores de variação de entalpia (ΔH), assinale o que for correto.



$$\Delta H = +318,8 \text{ kJ/mol} \quad (\text{eq. 1})$$



- 01)** A reação de formação de NaCl sólido, a partir de Na sólido e gás cloro, não é uma reação espontânea.
02) A equação 2 é uma reação exotérmica.
04) A variação de entalpia da reação $\text{Na}_{(s)} + \frac{1}{2} \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow \text{NaCl}_{(s)}$ é –411,1 kJ/mol.
08) Observa-se, na equação 1, que a formação de 1 mol de HCl gasoso libera 318,8 kJ.
16) Através da equação 2, pode-se obter 184,6 kJ se ocorrer a reação de 2 mols de $\text{Cl}_{2(g)}$ e 2 mols de $\text{H}_{2(g)}$.
 Dê a soma dos itens corretos.

- 15. UDESC** – As informações nutricionais de um produto alimentício constam no rótulo, mas, muitas vezes, são negligenciadas pelos consumidores. Entretanto, com o aumento nas taxas de obesidade e sobrepeso, além de outras doenças, como diabetes e hipertensão, cada vez mais um número maior de consumidores passa a procurar as informações sobre a composição dos produtos que leva para casa.

Com base no exposto, analise as proposições.

- I.** Um produto alimentício possui a seguinte composição em massa: 40% carboidratos, 30% proteínas e 30% gorduras. Considerando que a queima de 1 g de proteínas ou carboidratos fornece 4 kcal e 1 g de gordura fornece 9 kcal, uma amostra de 75 g do produto possui um valor calórico de 550 kcal.
II. Um adulto, que possua a recomendação de ingestão calórica diária de 2 000 kcal, se ingerir 400 g do produto alimentício citado na afirmação (I), consumirá mais calorias que o recomendado.
III. A densidade energética é a quantidade de energia por grama. Se considerar que todo o carboidrato da amostra seja glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, $\Delta H_c^\circ = -2 808 \text{ kJ/mol}$) e toda a gordura seja ácido oleico ($\text{C}_{18}\text{H}_{34}\text{O}_2$, $\Delta H_c^\circ = -10 487 \text{ kJ/mol}$), pode-se afirmar que a gordura possui uma densidade energética maior do que o carboidrato.
IV. A entalpia de formação da glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) é –1 268 kJ/mol.

Dados: $\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2) = -393,51 \text{ kJ/mol}$;

$\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}) = -285,83 \text{ kJ/mol}$;

$\Delta H_c^\circ (\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = -2 808 \text{ kJ/mol}$

Assinale a alternativa correta.

- a) Somente as afirmativas I, II e III estão corretas.
 b) Somente as afirmativas II, III e IV estão corretas.
 c) Somente as afirmativas II e IV estão corretas.
 d) Somente as afirmativas II e III estão corretas.
 e) Somente as afirmativas I e IV estão corretas.

- 16. UFRGS-RS** – A reação de cloração do metano, em presença de luz, é mostrada a seguir.



Considere os dados de energia das ligações a seguir:

C–H = 105 kcal/mol

Cl–Cl = 58 kcal/mol

H–Cl = 103 kcal/mol

A energia da ligação C–Cl, no composto CH_3Cl , é

- a) 33 kcal/mol.
 b) 56 kcal/mol.
 c) 60 kcal/mol.
 d) 80 kcal/mol.
 e) 85 kcal/mol.

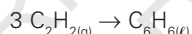
17. UEM-PR – Assinale o que for correto.

- 01)** Sob pressão constante, a entalpia de uma reação pode variar em função da variedade alotrópica ou do estado de agregação, pois essas diferentes formas possuem diferentes conteúdos de energia.
- 02)** De acordo com a reação a seguir, considerando $\Delta H = 136$ kcal/mol, a entalpia-padrão de formação da água líquida é igual a 68 kcal/mol.
 $2 \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow 2 \text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)}$
- 04)** Nos casos em que não é possível medir diretamente a entalpia de formação de uma substância, podemos utilizar dados de equações termoquímicas intermediárias, aplicando-se a lei de Hess.
- 08)** A energia da ligação H–H equivale a 436 kJ/mol. Isso significa que, para separar 1 mol de ligações entre átomos de hidrogênio, no estado gasoso e em condições-padrão é necessário fornecer 436 kJ de energia ao sistema.

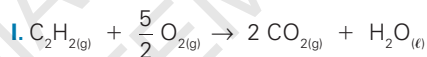
Dê a soma dos itens corretos.

ESTUDO PARA O ENEM
18. Enem
C6-H21

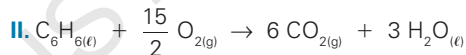
O benzeno, um importante solvente para a indústria química, é obtido industrialmente pela destilação do petróleo. Contudo, também pode ser sintetizado pela trimerização do acetileno catalisada por ferro metálico sob altas temperaturas, conforme a seguinte equação química:



A energia envolvida nesse processo pode ser calculada indiretamente pela variação de entalpia das reações de combustão das substâncias participantes, nas mesmas condições experimentais:



$$\Delta H_c^\circ = -310 \text{ kcal/mol}$$



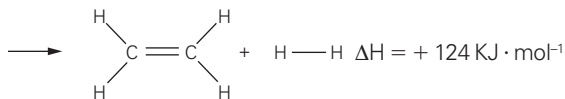
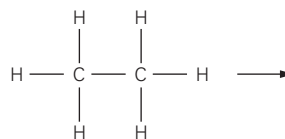
$$\Delta H_c^\circ = -780 \text{ kcal/mol}$$

A variação de entalpia do processo de trimerização, em kcal, para a formação de um mol de benzeno é mais próxima de

- a) – 1 090
 b) – 150
 c) – 50
 d) + 157
 e) + 470

19. UFMS-RS
C6-H21

Uma alimentação saudável, com muitas frutas, traz incontáveis benefícios à saúde e ao bem-estar. Contudo, a ingestão de fruta verde deixa um sabor adstringente na boca. Por isso, o gás eteno é utilizado para acelerar o amadurecimento das frutas, como a banana. Industrialmente, o eteno é obtido pela desidrogenação do etano, em altas temperaturas (500 °C) e na presença de um catalisador (óxido de vanádio), conforme mostrado na reação a seguir.


Energia de ligação (kJ/mol)

Ligação	Energia
C–H	412
C–C	348
C=C	612

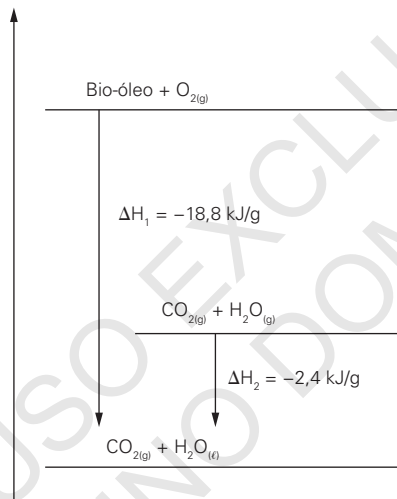
O valor absoluto da energia de ligação H–H, em kJ/mol, é, aproximadamente,

- a) 124
- b) 436
- c) 684
- d) 872
- e) 1368

20. Enem

C6-H21

O aproveitamento de resíduos florestais vem se tornando cada dia mais atrativo, pois eles são uma fonte renovável de energia. A figura a seguir representa a queima de um bio-óleo extraído do resíduo de madeira, sendo ΔH_1 a variação de entalpia devido à queima de 1 g desse bio-óleo, resultando em gás carbônico e água líquida, e ΔH_2 a variação de entalpia envolvida na conversão de 1 g de água no estado gasoso para o estado líquido.



A variação de entalpia, em kJ, para a queima de 5 g desse bio-óleo, resultando em $\text{CO}_{2(g)}$ e $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$, é

- a) -106
- b) -94
- c) -82
- d) -21,2
- e) -16,4

CINÉTICA QUÍMICA - VELOCIDADE MÉDIA E TEORIA DAS COLISÕES

22

O estudo da velocidade das reações químicas e dos fatores de influência que podem acelerar ou retardar essas reações constitui a chamada **cinética química**. Esse estudo é, sem dúvida, de grande importância para a nossa vida cotidiana, uma vez que muitas reações químicas, até mesmo de interesse industrial, podem ser aceleradas, gastando menos tempo para ocorrerem e tornando, assim, o processo mais econômico.

A cinética química estuda a velocidade das reações químicas, os fatores que as influenciam e os seus mecanismos (sequência de etapas das reações).

Velocidade das reações

A velocidade média de consumo de um reagente ou de formação de um produto é calculada dividindo-se a variação da quantidade de reagentes, ou produtos, pela variação do tempo.

$$v_{\text{média}} = \frac{\Delta_{\text{quantidade de substância}}}{\Delta_{\text{tempo}}}$$

Em que:

$v_{\text{média}}$ = velocidade média da reação;

$\Delta_{\text{quantidade de substância}}$ = variação, em quantidade de matéria, de reagentes ou produtos;

Δ_{tempo} = variação de tempo.

UNIDADES DE MEDIDA

É muito comum representar as quantidades em mol/L (velocidade média em mol/L) e indicá-las entre colchetes [], mas elas também podem ser representadas pela massa (velocidade média mássica) ou pelo volume gasoso (velocidade média volumétrica). O intervalo de tempo pode ser representado por segundos, minutos, horas etc.

$$v_m = \frac{\Delta m}{\Delta t} \text{ ou } \frac{\Delta n}{\Delta t} \text{ ou } \frac{\Delta V}{\Delta t} \text{ ou } \frac{\Delta \eta}{\Delta t}$$

Em que:

Δm = variação em massa;

Δn = variação em quantidade de matéria (mol);

ΔV = variação de volume (L);

$\Delta \eta$ ou $\Delta []$ = variação de concentração em quantidade de matéria (mol/L).

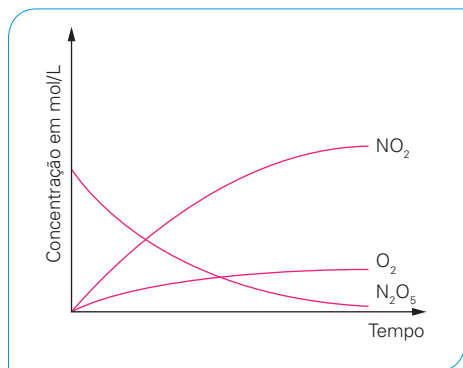
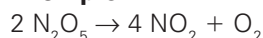
REPRESENTAÇÃO GRÁFICA

O reagente é consumido durante a reação, e sua quantidade diminui com a variação do tempo, enquanto os produtos são formados e, conseqüentemente, suas quantidades aumentam com o tempo.

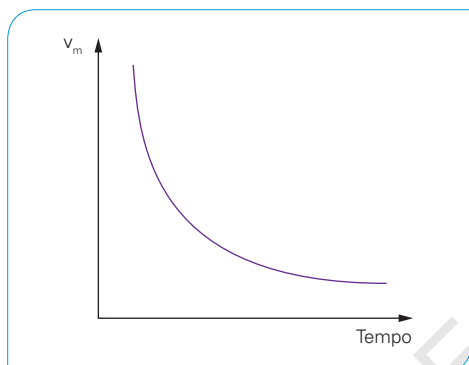
- Conceito de velocidade média de consumo e de formação dos participantes de uma reação química
- Cálculo da velocidade média de uma reação química
- Cálculo da velocidade instantânea
- Condições para ocorrência de uma reação química
- Teoria das colisões

HABILIDADES

- Compreender o conceito de rapidez de uma reação química.
- Interpretar gráficos sobre a rapidez de consumo e de formação de substâncias.
- Relacionar matematicamente os conceitos de rapidez e estequiometria.
- Compreender o modelo das colisões, dominando os conceitos de colisões eficazes, complexo ativado e energia de ativação e sua relação com a velocidade das reações.

Exemplo

Com relação à velocidade média de consumo ou de formação, ela diminui com o passar do tempo, uma vez que a quantidade de moléculas que reage se torna cada vez menor.



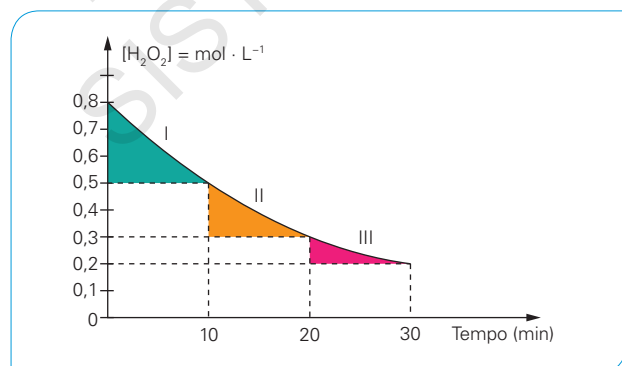
Dessa maneira, o cálculo da variação da quantidade de reagentes consumidos será negativo, pois a variação corresponde à quantidade final menos a inicial. Para evitar a existência da velocidade negativa, usamos o sinal negativo na expressão ou a variação em módulo, sempre que nos referimos aos reagentes.

Atenção!

Considere a reação de decomposição da água oxigenada.



Note, no gráfico a seguir, o consumo do reagente com o decorrer do tempo.



$$\text{Trecho I} \quad v_m = \frac{|0,5 - 0,8|}{10 - 0} \rightarrow v_m = \frac{0,3}{10}$$

$$v_m = 0,03 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

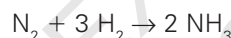
$$\text{Trecho II} \quad v_m = \frac{|0,3 - 0,5|}{20 - 10} \rightarrow v_m = \frac{0,2}{10}$$

$$v_m = 0,02 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

$$\text{Trecho III} \quad v_m = \frac{|0,2 - 0,3|}{30 - 20} \rightarrow v_m = \frac{0,1}{10}$$

$$v_m = 0,01 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

A velocidade média não é constante, isto é, ela varia em função das concentrações, bem como dos coeficientes estequiométricos da reação química. É possível construir um gráfico que contemple as concentrações molares dos produtos nos intervalos de tempo.

Exemplo

$$v_m \text{ de consumo de } \text{N}_2 = - \frac{\Delta[\text{N}_2]}{\Delta t} \text{ ou } \frac{|\Delta[\text{N}_2]|}{\Delta t}$$

$$v_m \text{ de consumo de } \text{H}_2 = - \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} \text{ ou } \frac{|\Delta[\text{H}_2]|}{\Delta t}$$

$$v_m \text{ de formação de } \text{NH}_3 = \frac{\Delta[\text{NH}_3]}{\Delta t}$$

Como podemos observar, a velocidade média de cada espécie em uma reação química pode apresentar valores diferentes (dependendo do seu referencial).

A velocidade média da reação (v_m) é definida como a velocidade modular dos seus reagentes e produtos, dividida pelos seus respectivos coeficientes.

Sendo assim, teremos:

$$v_m = \frac{v[\text{N}_2]}{1 \cdot \Delta t} = \frac{v[\text{H}_2]}{3 \cdot \Delta t} = \frac{v[\text{NH}_3]}{2 \cdot \Delta t}$$

ou

$$v_m = - \frac{v[\text{N}_2]}{1 \cdot \Delta t} = - \frac{v[\text{H}_2]}{3 \cdot \Delta t} = \frac{v[\text{NH}_3]}{2 \cdot \Delta t}$$

Em que:

$v[\text{N}_2]$ = velocidade, em módulo, de consumo de N_2 ;

$v[\text{H}_2]$ = velocidade, em módulo, de consumo de H_2 ;

$v[\text{NH}_3]$ = velocidade, em módulo, de consumo de NH_3 .

Portanto, a velocidade média de uma reação sempre apresenta valores positivos e o mesmo valor da espécie que possui o coeficiente estequiométrico 1 (caso esteja presente na reação).

Condições de ocorrência de uma reação química

Para que uma reação química se processe, devem ser satisfeitas determinadas condições, relacionadas a seguir.

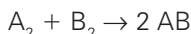
AFINIDADE QUÍMICA

É a tendência de cada substância de entrar em reação com outra substância, como, por exemplo, ácidos têm afinidades por bases, não metais têm afinidades por metais, e assim por diante.

TEORIA DAS COLISÕES

As reações químicas ocorrem como resultado de choques entre as moléculas reagentes que se encontram em movimento desordenado e contínuo.

Exemplo



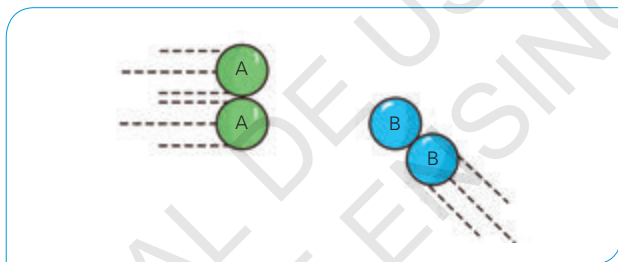
Para haver reação, o choque entre as moléculas deve provocar rompimento das ligações presentes em A_2 e B_2 , permitindo que novas ligações aconteçam, formando, assim, a substância AB. Esse tipo de choque é denominado choque efetivo.

Colisão com uma orientação favorável

As moléculas dos reagentes devem colidir numa orientação e com ângulos adequados, ou seja, a colisão deve favorecer o surgimento dos produtos.

Exemplo 1

O ângulo e a orientação não favorecem a ocorrência da reação.



Exemplo 2

O ângulo e a orientação são favoráveis à ocorrência da reação.

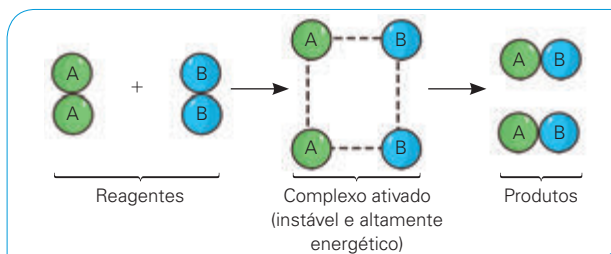


Assim, verifica-se que a velocidade de reação é diretamente proporcional ao número de colisões moleculares por segundo ou à frequência das colisões moleculares.

Portanto, podemos concluir que, quanto maior for o número de colisões efetivas, maior será a velocidade da reação.

Complexo ativado ou de transição

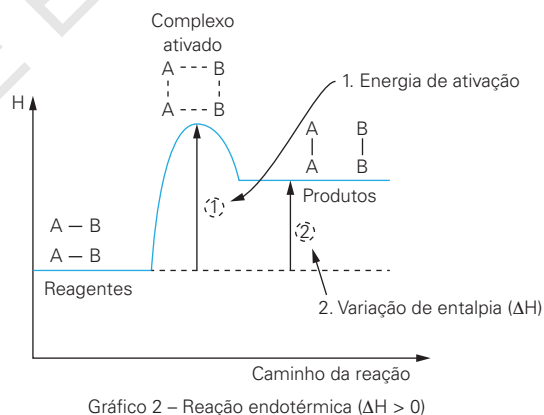
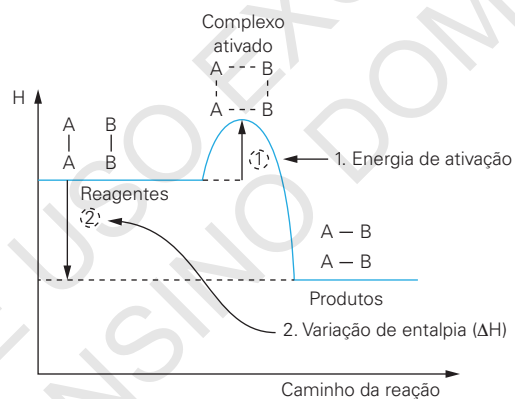
As moléculas reagentes devem colidir com uma orientação adequada e com energia suficiente para formar o complexo ativado, que é uma estrutura intermediária e altamente instável, resultante de choques eficientes, em que as ligações nos reagentes são parcialmente rompidas e, nos produtos, parcialmente formadas. O complexo ativado (C.A) é a estrutura mais energética da reação toda e, sem a sua existência, a reação química não aconteceria.



Energia de ativação (E_a)

É a quantidade de energia **mínima** que deve ser fornecida aos reagentes para que eles se transformem em complexo ativado. Com isso, toda reação química, tanto as endotérmicas quanto as exotérmicas, precisam receber essa energia para que se desenvolvam. Sem ela, os reagentes, mesmo entrando em contato, não reagem. É por isso que a gasolina, quando evapora em um posto de combustíveis, não sofre uma reação de combustão.

Representando, em gráficos, os níveis de energia dos reagentes, do complexo ativado e dos produtos em função do caminho da reação, teremos:



Assim, para que ocorra uma reação química, é necessário que os reagentes colidam efetivamente, tenham afinidade e conteúdo energético suficiente para formar o complexo ativado. O maior número de colisões efetivas entre os reagentes resulta em maior velocidade de reação, e a **menor energia de ativação (E_a) resulta em maior velocidade de reação**.

A teoria das colisões baseia-se na reação entre gases, mas também se aplica a líquidos e sólidos, embora existam grandes diferenças de organização em cada estado de agregação.

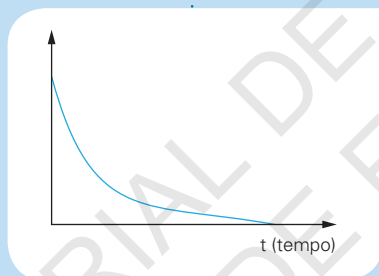
ROTEIRO DE AULA

CINÉTICA QUÍMICA

Razão entre a quantidade de material consumido ou formado, em determinado intervalo de tempo.

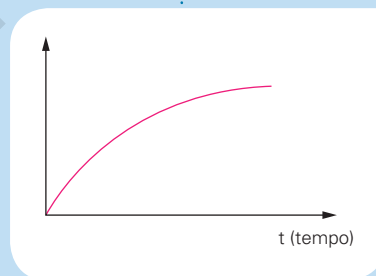
Reagentes

$$v_m = -\frac{\Delta[\]}{\Delta t} \text{ ou } \frac{|\Delta[\]|}{\Delta t}$$



Produtos

$$v_m = \frac{\Delta[\]}{\Delta t}$$



MATERIAL DE USO EXCLUSIVO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

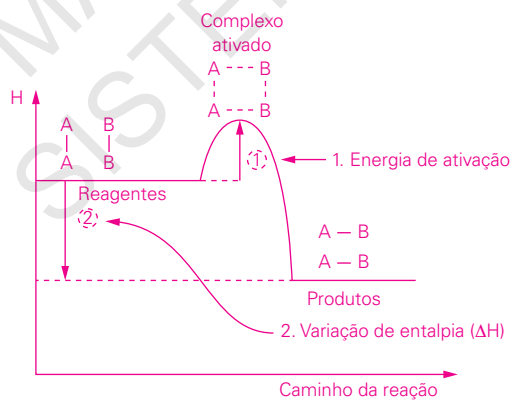
ROTEIRO DE AULA

TEORIA DAS COLISÕES

Energia de ativação

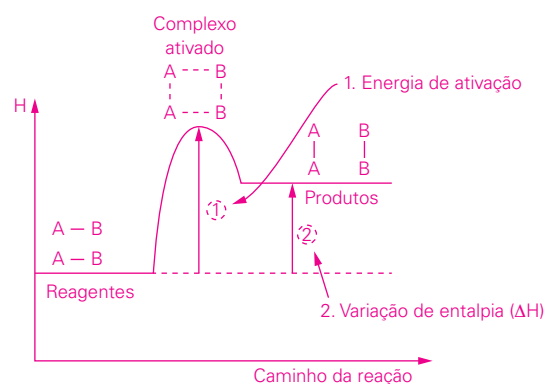
É a quantidade de energia mínima que deve ser fornecida aos reagentes, para que eles se transformem em complexo ativado. Com isso, toda reação química, tanto as endotérmicas quanto as exotérmicas, precisam receber essa energia para que se desenvolvam. Sem ela, os reagentes, mesmo entrando em contato, não reagem. É por isso que a gasolina, quando evapora em um posto de combustíveis, não sofre uma reação de combustão.

Representando, em gráficos, os níveis de energia dos reagentes, do complexo ativado e dos produtos em função do caminho da reação, teremos:



Complexo ativado

As moléculas reagentes devem colidir com uma orientação adequada e com energia suficiente para formar o complexo ativado, que é uma estrutura intermediária e altamente instável, resultante de choques eficientes, em que as ligações nos reagentes são parcialmente rompidas e, nos produtos, parcialmente formadas. O complexo ativado é a estrutura mais energética da reação toda e, sem a sua existência, a reação química não acontece.



EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. Uepg-PR – O peróxido de hidrogênio, quando não armazenado de maneira adequada, decompõe-se facilmente com o tempo produzindo H_2O e O_2 . A tabela a seguir mostra os dados de variação de massa de H_2O_2 coletados com o tempo. Sobre a cinética da reação de decomposição do H_2O_2 , assinale o que for correto.

Dados: H = 1,00 g/mol; O = 16,0 g/mol

Tempo (min)	Massa de H_2O_2 (g)
0	400
2	300
4	220
6	160

- 01)** A velocidade média de decomposição de H_2O_2 , no intervalo de 0 a 2 min, expressa em g de H_2O_2 por minuto, é de 50.
- 02)** O número de mols de H_2O_2 presentes na solução, no tempo de 4, é de 6,47 mol.
- 04)** A velocidade média de decomposição de H_2O_2 , no intervalo de 0 a 6 min, expressa em mols de H_2O_2 por minuto, é de 1,17.
- 08)** A reação balanceada de decomposição do peróxido de hidrogênio é a seguinte: $H_2O_{2(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$.
- 16)** A velocidade média de formação de O_2 na reação, expressa em mols de O_2 por min, no intervalo de 0 a 6 min, é de 0,588.

Dê a soma dos itens corretos.

23 (01 + 02 + 04 + 16)

01. Correto.

$$v_{\text{média}} = \frac{|300 - 400|}{2 - 0} = 50 \text{ g/min}$$

02. Correto.

4 min \Rightarrow 220 g de H_2O_2

1 mol de H_2O_2 — 34 g

x mol de H_2O_2 — 220 g

x = 6,47 mol

04. Correto.

400 g equivale a 11,76 mol de H_2O_2

160 g equivale a 4,70 mol de H_2O_2

$$v_{\text{média}} = \frac{|4,70 - 11,76|}{6 - 0} = 1,17 \text{ mol/min}$$

08. Incorreto. A reação corretamente balanceada será:



16. Correto.



proporção \Rightarrow 2 : 1

11,76 mol forma 5,88 mol

4,70 mol forma 2,35 mol

$$v_{\text{média}} = \frac{|2,35 - 5,88|}{6 - 0} = 0,588 \text{ mol/min}$$

2. IME-RJ (adaptado) – A reação de Sabatier-Senderens consiste na hidrogenação catalítica de alcenos ou de alcinos com níquel para a obtenção de alcanos. Considerando a reação de hidrogenação do acetileno, um engenheiro químico obteve os resultados a seguir:

Tempo (min)	[Acetileno] (mol/L)	[Hidrogênio] (mol/L)	[Etano] (mol/L)
0	50	60	0
4	38	36	12
6	35	30	15
10	30	20	20

Com base nessas informações, determine:

- a)** a velocidade média da reação no período de 4 a 6 minutos;
- b)** a relação entre a velocidade média de consumo do acetileno e a velocidade média de consumo do hidrogênio.

a) Cálculo da velocidade entre 4 e 6 minutos:



$$-\frac{v_{C_2H_2}}{1} = -\frac{v_{H_2}}{2} = +\frac{v_{C_2H_6}}{1} = v_{\text{média}}$$

$$v_{\text{média}} = -v_{C_2H_2} = -\frac{35 - 38}{6 - 4} = 1,5 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

$$b) -\frac{v_{C_2H_2}}{1} = -\frac{v_{H_2}}{2} = +\frac{v_{C_2H_6}}{1} = v_{\text{média}}$$

$$-\frac{v_{C_2H_2}}{1} = -\frac{v_{H_2}}{2} \Rightarrow \frac{v_{C_2H_2}}{v_{H_2}} = \frac{1}{2}$$

3. Unisc-RS

C5-H17

Considerando que, em uma reação hipotética $A \rightarrow B + C$, observou-se a seguinte variação na concentração de A em função do tempo:

A (mol/L)	0,240	0,200	0,180	0,162	0,153
Tempo (s)	0	180	300	540	840

A velocidade média (v_m) da reação no intervalo de 180 a 300 segundos é

- a)** $1,66 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot \text{s}$.
- b)** $3,32 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot \text{s}$.
- c)** $1,66 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} \cdot \text{s}$.
- d)** $0,83 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} \cdot \text{s}$.
- e)** $0,83 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot \text{s}$.

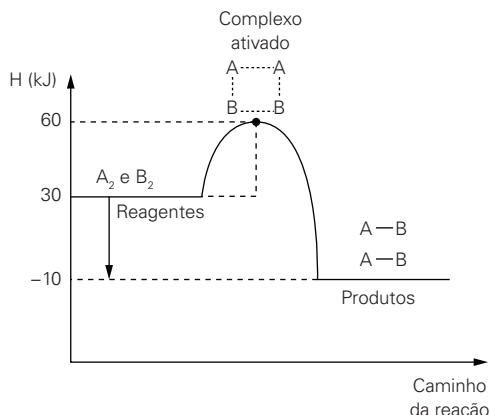
$$v_m = \frac{[]_f - []_i}{t_f - t_i} = \frac{|0,180 - 0,200|}{300 - 180} = 1,66 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot \text{s}$$

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. Fatec-SP – Uma indústria necessita conhecer a mecânica das reações para poder otimizar sua produção.

O gráfico representa o mecanismo de uma reação hipotética: $A_2 + B_2 \rightarrow 2 AB$



A análise do gráfico permite concluir corretamente que

- a) temos uma reação endotérmica, pois apresenta $\Delta H = -10$ kJ.
- b) temos uma reação exotérmica, pois apresenta $\Delta H = +10$ kJ.
- c) a energia do complexo ativado é 30 kJ.
- d) a energia de ativação para a reação direta é 30 kJ.**
- e) a energia de ativação para a reação inversa é 40 kJ.

A questão fornece a reação: $A_2 + B_2 \rightarrow 2 AB$

$$H_{CA} = 60 \text{ kJ}$$

$$H_r = 30 \text{ kJ}$$

$$H_p = -10 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = H_p - H_r$$

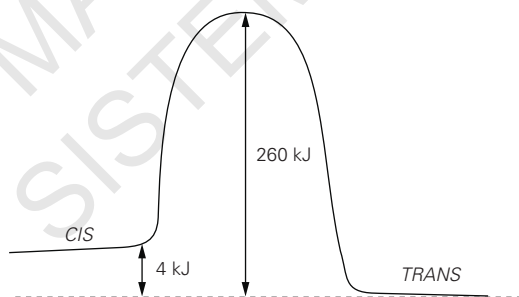
$$\Delta H = -10 - 30 \Rightarrow \Delta H = -40 \text{ kJ (reação exotérmica)}$$

$$E_a = H_{CA} - H_r$$

$$E_a = 60 \text{ kJ} - 30 \text{ kJ} \Rightarrow E_a = 30 \text{ kJ (reação direta)}$$

$$E_a = 60 \text{ kJ} - (-10 \text{ kJ}) \Rightarrow E_a = 70 \text{ kJ (reação inversa)}$$

5. UFRGS-RS – A seguir, está representado o perfil de energia ao longo do caminho da reação de isomerização do cis-but-2-eno para o trans-but-2-eno.



Considere as seguintes afirmações a respeito da velocidade dessa reação.

- I.** A barreira de energia de ativação da reação direta é de 256 kJ.

II. Como a reação é exotérmica, sua velocidade diminuirá com o aumento da temperatura.

III. A presença de uma determinada substância pode alterar o ΔH da reação.

Quais afirmativas estão corretas?

- 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.

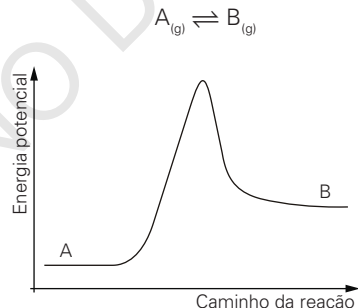
Considerações sobre as afirmativas:

I) Correta. $E_a = E_{CA} - E_r = 260 - 4 = 256$ kJ.

II) Incorreta. Em qualquer reação, tanto endotérmica como exotérmica, um aumento de temperatura do sistema eleva a velocidade do processo por aumentar a frequência de colisões entre as moléculas de reagentes.

III) Incorreta. O uso do catalisador, por exemplo, afeta a energia de ativação do processo, sem alterar o valor da variação de entalpia.

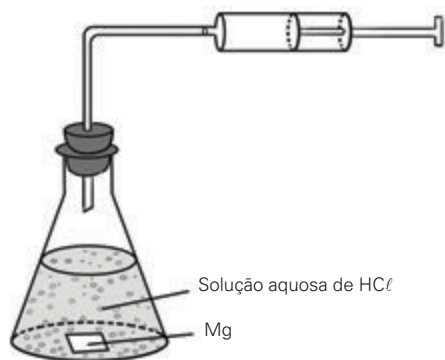
6. IFMG (adaptado) – Observe os dados referentes à reação reversível entre os compostos A e B.



Nessa situação, a conversão de A em B, comparada à reação inversa,

- a) possui velocidade maior.
 - b) tem a mesma energia de ativação em ambos os sentidos.
 - c) envolve menor variação de entalpia.
 - d) apresenta maior energia de ativação.**
 - e) é favorecida pelo aumento da pressão.
- a) Incorreta. Por apresentar maior E_a , sua velocidade é menor.
 b) Incorreta. Cada reação (direta e inversa) apresenta um valor de E_a .
 c) Incorreta. O ΔH é o mesmo para as reações direta e inversa, mudando apenas o sinal.
 d) Correta. $E_a A > E_a B$.
 e) Incorreta. Nesse caso, a proporção estequiométrica da reação é 1:1, sendo assim, o aumento da pressão não influencia no equilíbrio.

14. Fuvest-SP (adaptado) – Investigou-se a velocidade de formação de gás hidrogênio proveniente da reação de Mg metálico com solução aquosa de HCl. Uma solução aquosa de HCl foi adicionada em grande excesso, e de uma só vez, sobre uma pequena chapa de magnésio metálico, colocada no fundo de um erlenmeyer. Imediatamente após a adição, uma seringa, com êmbolo móvel, livre de atrito, foi adaptada ao sistema para medir o volume de gás hidrogênio produzido, conforme mostra o esquema a seguir.

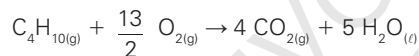


Os dados obtidos, sob temperatura e pressão constantes, estão representados na tabela.

Tempo (min)	Volume de H ₂ acumulado (cm ³)
0	0
1	15
2	27
3	36
4	44
5	51
6	57
7	62
8	66
9	69
10	71

Analisando os dados da tabela, um estudante de Química afirmou que a velocidade de formação do gás H₂ varia durante o experimento. Explique como ele chegou a essa conclusão.

15. UEPA – Preparar o sagrado cafezinho de todos os dias, assar o pão de queijo e reunir a família para almoçar no domingo, tarefas simples do cotidiano, ficarão mais caras. O preço do gás de cozinha será reajustado pelas distribuidoras pela segunda vez, e, com isso, cozinhar ficará mais caro. A equação química que mostra a queima do butano (gás de cozinha), em nossas residências é:



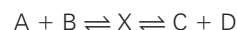
O quadro a seguir ilustra a variação da concentração do gás butano, em mol/L, em função do tempo:

[C ₄ H _{10(g)}] (mol/L)	22,4	20,8	18,2	16,6	15,4	14,9
Tempo (horas)	0	1	2	3	4	5

As velocidades médias da queima do gás de cozinha nos intervalos entre 0 a 5 e 1 a 3 horas são, respectivamente,

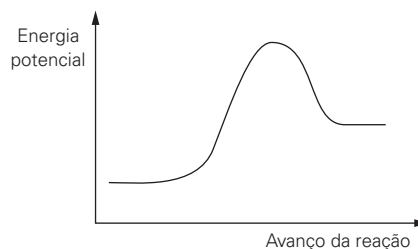
- a) -1,5 mol/L · h e -2,1 mol/L · h.
 b) 1,5 mol/L · h e 2,1 mol/L · h.
 c) 1,5 mol/L · h e -2,1 mol/L · h.
 d) 2,1 mol/L · h e 1,5 mol/L · h.
 e) -1,5 mol/L · h e 2,1 mol/L · h.

16. UFAL – Para a reação química representada por



X = complexo ativado

foi obtida a curva da energia potencial em função do caminho da reação (coordenada da reação ou avanço).



Complete esse diagrama parcial indicando:

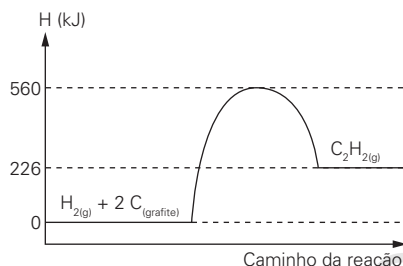
- a) posição de reagentes, produtos e complexo ativado;
 b) energia de ativação, E_a;
 c) energia liberada ou absorvida na reação, ΔE.

a) Diagrama 1

b) Diagrama 2

c) Diagrama 3

17. Mackenzie-SP



Com base no diagrama anterior, é **incorreto** afirmar que

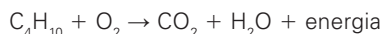
- a) a entalpia das substâncias simples é igual a zero.
- b) a energia fornecida ao carbono e ao gás hidrogênio na formação do complexo ativado é igual a 560 kJ.
- c) o ΔH de formação de um mol de C_2H_2 é igual a +226 kJ.
- d) a síntese do C_2H_2 é uma reação exotérmica.
- e) o sistema absorve 452 kJ na obtenção de dois mols de C_2H_2 .

ESTUDO PARA O ENEM

18. IFBA

C5-H17

Os gases butano e propano são os principais componentes do gás de cozinha (GLP – Gás liquefeito de petróleo). A combustão do butano (C_4H_{10}) correspondente à equação:



Se a velocidade da reação for 0,1 mol de butano/minuto, qual a massa de CO_2 produzida em 1 hora?

- a) 1 056 g
- b) 176 g
- c) 17,6 g
- d) 132 g
- e) 26,4 g

19. FMP-RJ

C5-H17

O sonho de Mendeleiev

Djabir modificou a doutrina dos quatro elementos de Aristóteles, especialmente no tocante aos metais. Segundo ele, os metais eram formados de dois elementos: enxofre e mercúrio. O enxofre (“a pedra da queima”) era caracterizado pelo princípio da combustibilidade. O mercúrio continha o princípio idealizado das propriedades metálicas. Quando esses dois princípios eram combinados em quantidades diferentes, formavam metais diferentes. Assim o metal inferior chumbo podia ser separado em mercúrio e enxofre, os quais, se re-combinados nas proporções corretas, podiam-se tornar ouro.

STRATHERN, P. *O Sonho de Mendeleiev: a verdadeira história da química*. Rio de Janeiro: Zahar, 2000. p. 42.

Na combustibilidade do enxofre, mencionada no texto, é obtido um produto que é amplamente utilizado nas indústrias como branqueador, desinfetante, conservante de alimentos e, principalmente, na produção de bebidas alcoólicas, como na do vinho, atuando em sua esterilização com a finalidade de inibir a ação de leveduras.

Considerando-se que numa indústria de bebidas alcoólicas foram queimados 57,6 kg de enxofre em uma hora, a velocidade do produto gasoso formado, em $\text{mol} \cdot \text{s}^{-1}$, será de

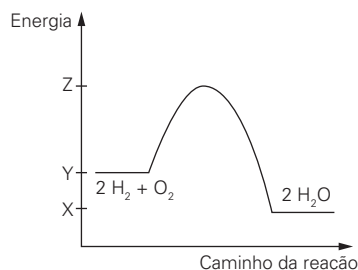
Dados: O = 16 g/mol; S = 32 g/mol

- a) 0,5
- b) 0,4
- c) 0,1
- d) 0,2
- e) 0,3

20. São Camilo-SP

C7-H24

O gráfico representa a energia para reação de formação da água, a partir de seus elementos.



É correto afirmar que a energia de ativação e o calor de reação para reação de formação da água, em módulo, são, respectivamente,

- a) $|X - Z|$ e $|X - Y|$.
- b) $|X - Y|$ e $|X - Z|$.
- c) $|Y - Z|$ e $|X - Z|$.
- d) $|X - Y|$ e $|Y - Z|$.
- e) $|Y - Z|$ e $|X - Y|$.

FATORES QUE ALTERAM A VELOCIDADE E LEI DE VELOCIDADE

23

Fatores que influenciam a velocidade das reações

Sabe-se que a velocidade de uma reação química depende, exclusivamente, do número de colisões entre as moléculas, da energia com que essas colisões ocorrem e de uma orientação adequada das moléculas no instante da colisão. É possível, então, alterar a velocidade de tais reações, tanto no sentido de acelerá-las ou retardá-las, pela determinação de fatores externos que interferem nessa velocidade. Esses fatores serão discutidos criteriosamente a seguir.

TEMPERATURA

A relação entre temperatura e velocidade de reações químicas afeta muitas situações do cotidiano. Por exemplo, as roupas ficam limpas mais rapidamente se utilizarmos água quente na lavagem.

Via de regra, o número de colisões efetivas entre os reagentes é diretamente proporcional à velocidade na qual a reação se processa. Uma maneira de aumentar a probabilidade de ocorrerem choques efetivos é aumentar a energia cinética média dos reagentes, ou seja, a temperatura.

Uma regra experimental que relaciona o aumento da temperatura com a velocidade de uma reação é a regra de **Van't Hoff**, que diz que, a cada 10 °C de aumento na temperatura, a velocidade da reação química pode duplicar ou triplicar. Hoje em dia, existem várias exceções a essa regra, porém ela ainda é útil para fazer várias previsões aproximadas.

SUPERFÍCIE DE CONTATO

Para entender esse fator, vamos pensar no seu café ao ser adoçado. Pode-se adoçar com açúcar em cubos ou com o tradicional açúcar refinado. Ao final, considerando uma mesma massa de açúcar, o sabor será o mesmo, mas será que o açúcar se dissolve com a mesma velocidade em ambas as situações? Em qual situação você acha que conseguirá beber seu cafezinho adoçado mais rapidamente?

A superfície de contato é quem irá ajudar a responder a essas perguntas. No caso do açúcar em cubos, por causa de sua menor superfície de contato, a velocidade de dissolução será menor do que no caso do açúcar refinado, que possui a maior superfície de contato e, assim, a maior velocidade de dissolução. Dessa forma, o cafezinho que ficará adoçado mais rapidamente será aquele com açúcar refinado.

Observação

Quando a reação apresentar estados físicos diferentes, sua velocidade será maior no estado gasoso do que no estado líquido e, neste, será maior que no estado sólido. Isso se deve à superfície de contato dos materiais em seus respectivos estados de agregação.

- Fatores que afetam a velocidade de uma reação química
- Lei das velocidades (equação da velocidade, lei de ação das massas, lei de Guldberg-Waage)

HABILIDADES

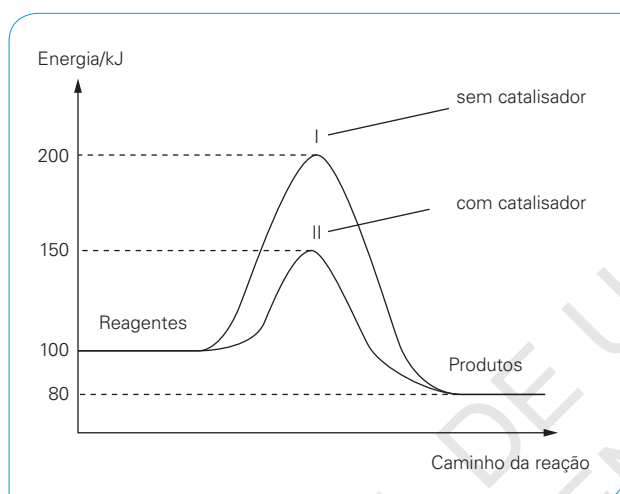
- Compreender de que maneira a temperatura influencia a velocidade de uma reação.
- Compreender a influência da superfície de contato entre os reagentes sobre a velocidade de uma reação.
- Compreender a ação da concentração dos reagentes na velocidade de uma reação.
- Interpretar as decorrências matemáticas da equação da lei da velocidade.
- Enunciar o que é lei cinética, ordem de reação em relação a cada reagente e ordem global de reação.
- Deduzir a lei cinética de uma reação com base em dados experimentais.
- Calcular a constante de velocidade de uma reação e deduzir sua unidade.

CATALISADOR

O catalisador é uma espécie química que diminui a energia de ativação de um sistema e, assim, acelera a velocidade média reacional. A velocidade média da reação é maior, pois há alteração no seu mecanismo, o que provoca a formação de um complexo ativado com menor energia. As reações que ocorrem na presença de um catalisador são classificadas como **catálise**. Algumas considerações importantes sobre os catalisadores a serem feitas são que eles:

- não fornecem energia à reação;
- participam da reação, diminuindo sua energia de ativação;
- não alteram o ΔH da reação.

A figura a seguir mostra que a velocidade de uma reação catalisada é aumentada pela diminuição da energia de ativação dessa mesma reação.

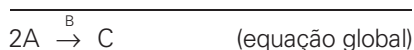
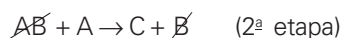


De acordo com a figura, a energia de ativação da reação sem catalisador é igual a 100 kJ; já com o catalisador é igual a 50 kJ.

Em uma reação catalisada, o catalisador não é consumido no término da reação, ou seja, sua concentração sempre será constante no meio reacional. Isso significa que o catalisador não sofre alteração química permanente, isto é, durante a reação, ele pode sofrer alguma alteração, porém será reconstituído integralmente ao final da reação. Toda reação catalisada ocorre em duas ou mais etapas.

Exemplo

Tem-se a seguinte reação:



Em uma equação genérica, $2A \rightarrow B$, nota-se que o catalisador é a substância B, pois esta participa na primeira reação como "reagente" e é regenerada na

última reação como produto. A espécie AB é um intermediário da reação. O catalisador e o intermediário nunca estarão presentes na equação global.

CONCENTRAÇÃO DOS REAGENTES

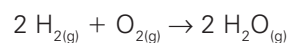
Uma vez que uma reação se processa por meio de choques moleculares, conclui-se facilmente que um aumento na concentração dos reagentes determina um aumento na velocidade da reação, já que, aumentando a concentração, aumenta-se o número de moléculas reagentes e, conseqüentemente, o número de choques moleculares.

Um exemplo do cotidiano é quando fazemos um churrasco e precisamos "abonar" o carvão. Esse procedimento é necessário para aumentar a concentração de gás oxigênio que entra em contato com o carvão que está em combustão e, assim, promover um aumento no número de colisões efetivas entre os participantes da reação de queima do carvão.

PRESSÃO

Ao se falar sobre a influência da pressão na velocidade de uma reação, deve-se pensar, somente, nos reagentes gasosos. À medida que se aumenta a pressão de um gás, o seu volume diminui, aumenta o número de colisões efetivas e, portanto, aumenta a velocidade da reação.

Note que aumentar a pressão corresponde a aumentar a concentração dos participantes gasosos, o que também explica o aumento da velocidade da reação.



Maior pressão parcial dos reagentes gasosos \Rightarrow maior velocidade da reação

Equação da velocidade (a lei das velocidades)

Em função de tudo que já foi discutido nos módulos anteriores, sabe-se que a concentração dos reagentes é diretamente proporcional à velocidade das reações. Contudo, numa reação envolvendo vários reagentes diferentes, cada um deles tem um comportamento distinto na velocidade da reação. Isso quer dizer que, apesar de todos favorecerem a velocidade da reação, cada um contribui de forma particular, específica.

Assim, determinou-se, experimentalmente, que a influência de cada reagente depende de um fator, denominado **ordem**. Dessa forma, com base no conceito de que a velocidade de uma reação é diretamente proporcional à concentração de seus respectivos reagentes, pode-se estabelecer uma relação proporcional, como:

$$v \propto \text{concentração dos reagentes}$$

Representando a concentração em quantidade de matéria de qualquer substância por []:

$$v \propto [\text{Reagentes}]$$

$v = k \cdot [\text{Reagentes}]$, em que k é uma constante de proporcionalidade (constante cinética).

Para uma reação química genérica $a A + b B \rightarrow c C + d D$, estabeleceu-se uma representação proposta com base em experimentos realizados por dois noruegueses, Cato Maximilian Guldberg e Peter Waage, em 1867, que acabaram por enunciar uma lei que relaciona as duas grandezas – velocidade e concentração –, a qual recebeu o nome de **lei da ação das massas** ou **lei da velocidade**, com o seguinte enunciado:

A velocidade de uma reação é diretamente proporcional ao produto das concentrações em quantidades de matérias dos reagentes, elevadas a potências determinadas experimentalmente.

Para cada uma dessas potências experimentais, foi denominada **ordem** em relação a uma substância. A soma das ordens de cada substância é definida como **ordem da reação**. Assim, a lei da velocidade é expressa por:

$$v = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b$$

Em que:

v = velocidade da reação

k = constante cinética da reação e dependente da temperatura

$[A]$ = concentração em quantidade de matéria do reagente A

$[B]$ = concentração em quantidade de matéria do reagente B

a = coeficiente do reagente A (agora expoente) – ordem da reação em relação a A

b = coeficiente do reagente B (agora expoente) – ordem da reação em relação a B

$a + b$ = ordem da reação

Ordem da reação

MECANISMOS DAS REAÇÕES

Estão relacionados com o número de etapas em que uma reação química se processa. As reações podem ser classificadas da seguinte maneira:

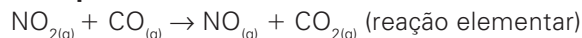
Elementares

São as reações que ocorrem em apenas uma etapa.

Para a obtenção da lei da velocidade, as potências que elevam as concentrações são obtidas diretamente

dos coeficientes estequiométricos da reação, com exceção dos reagentes sólidos, que sempre apresentarão ordem 0 (zero), ou seja, significa que suas concentrações não afetam a velocidade do processo.

Exemplos

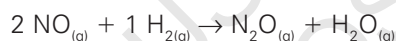


Lei da velocidade: $v = k \cdot [\text{NO}_2]^1 \cdot [\text{CO}]^1$

Ordem da reação: $1 + 1 = 2$

Isso significa que, se dobrarmos a concentração em quantidade de matéria, apenas do NO_2 , por exemplo, a velocidade da reação também dobrará – ordem 1 em relação ao NO_2 .

Dada outra reação elementar:



A lei da velocidade para essa reação pode ser representada por:

$$v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]^1$$

De acordo com tal lei, a concentração de NO é de segunda ordem ($[\text{NO}]^2$) e a de H_2 é de primeira ordem ($[\text{H}_2]^1$). A ordem global da reação é de terceira ordem (2^a para o NO + 1^a para o H_2).

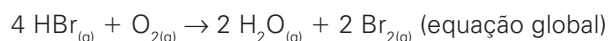
Como a $[\text{NO}]$ está elevada ao quadrado, se dobrarmos sua concentração, mantendo a concentração do hidrogênio constante, a velocidade da reação quadruplicará. Como a $[\text{H}_2]$ está elevada a um, se dobrarmos sua concentração, mantendo a concentração do NO constante, a velocidade da reação dobrará. Se as concentrações de NO e H_2 dobrarem simultaneamente, a velocidade da reação aumentará oito vezes.

Não elementares

São as reações que ocorrem em duas ou mais etapas.

A velocidade da reação é determinada pela etapa mais lenta (a que possui maior energia de ativação) do mecanismo. Como a etapa mais lenta limita a velocidade total da reação, ela é chamada **etapa determinante da velocidade** (ou etapa limitante da velocidade).

Exemplo



Cujo mecanismo é:



A lei da velocidade da equação global é dada pela etapa mais lenta. Assim:

$$v = k \cdot [\text{HBr}] \cdot [\text{O}_2]$$

Quanto à equação global e aos termos cinéticos, essa equação é de primeira ordem em relação ao HBr e ao O_2 . A ordem global da reação é de segunda ordem.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

1. Os dados seguintes referem-se à reação
 $3A + B + C \rightarrow A_2B + AC$, realizada a 25 °C.

[A]	[B]	[C]	Velocidade inicial (mol/L · s)
0,5	0,5	0,5	0,02
0,5	0,5	1,0	0,02
0,5	1,0	0,5	0,04
1,0	0,5	0,5	0,08

Responda ao que se pede.

- a) Qual é a equação da velocidade dessa reação?
 b) O processo é elementar? Justifique sua resposta.

Resolução

a) Experimentos 1 e 2:

$$v = k \cdot \underbrace{[A] \cdot [B]}_{\text{constantes}} \cdot [C]^a$$

v não se altera $\therefore a = 0$

Experimentos 1 e 3:

$$v = k \cdot \underbrace{[A]}_{\text{constante}} \cdot [B]^b \cdot \underbrace{[C]}_{\text{constante}}$$

$$2^1 \cdot v = [2B]^b \therefore b = 1$$

Experimentos 1 e 4:

$$v = k \cdot [A]^c \cdot \underbrace{[B] \cdot [C]}_{\text{constantes}}$$

$$2^2 \cdot v = [A]^c \Rightarrow c = 2$$

$$\therefore v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$$

b) Não, pois os coeficientes da lei da velocidade não coincidem com os coeficientes estequiométricos.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

ROTEIRO DE AULA

FATORES QUE AFETAM
A VELOCIDADE

Temperatura

Um aumento na temperatura causa um aumento no número de choques efetivos entre os reagentes.

Superfície de contato

Um aumento na superfície de contato entre os reagentes sólidos e a solução causa um aumento na velocidade de uma reação.

Catalisador

Diminui a energia de ativação de um sistema e, conseqüentemente, acelera a velocidade média reacional.

Concentração de reagentes

Um aumento da concentração dos reagentes aumenta o número de moléculas reagentes e, conseqüentemente, aumenta o número de choques moleculares.

Pressão

Um aumento na pressão de um gás aumenta a sua concentração e, portanto, aumenta o número de colisões efetivas.

ROTEIRO DE AULA

LEIS DA VELOCIDADE

Elementares

Para reações que se realizam em uma só etapa (reações elementares), as potências que elevam as concentrações coincidem com os coeficientes estequiométricos da reação, com exceção dos reagentes sólidos, que sempre apresentarão ordem 0 (zero).

Não elementares

Para as reações não elementares (ocorrem em várias etapas), a velocidade da reação é determinada pela etapa mais lenta (a que possui maior energia de ativação) do mecanismo. Como a etapa mais lenta limita a velocidade total da reação, ela é chamada de etapa determinante da velocidade (ou etapa limitante da velocidade).

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. UFRGS-RS – De acordo com a lei de Hess, a variação de entalpia de uma reação depende apenas dos estados inicial e final.

Considere as afirmações a seguir, sobre a lei de Hess.

- I. A reação reversa de uma reação endotérmica é sempre exotérmica.
- II. A reação de combustão de um açúcar produzindo CO_2 e água terá a mesma variação de entalpia, caso ocorra em um calorímetro ou no organismo humano.
- III. Um catalisador adequado propicia um caminho com menor diferença de entalpia entre reagente e produtos.

Qual(is) afirmativa(s) está(ão) correta(s)?

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

I. Correta. A reação reversa de uma reação endotérmica é sempre exotérmica $\left(A \xrightarrow{\text{Endotérmica}} B \right)$.

II. Correta. A reação de combustão de um açúcar, produzindo CO_2 e água, terá a mesma variação de entalpia, caso ocorra em um calorímetro ou no organismo humano, ou seja, o valor será padronizado.

III. Incorreta. Um catalisador adequado propicia um caminho alternativo que acelera a reação, porém não altera o valor da variação de entalpia do processo.

2. Unisc-RS (adaptado) – A equação a seguir apresenta a reação de decomposição da água oxigenada, também denominada peróxido de hidrogênio.



Em relação a essa reação, explique qual é a função do iodeto de potássio e como ele afeta a velocidade da reação.

O iodeto de potássio é o catalisador da reação, cuja função é aumentar a velocidade da decomposição da água oxigenada pela diminuição da energia de ativação da reação. O iodeto de potássio é capaz de aumentar a velocidade da reação pela formação de um complexo ativado que altera o mecanismo da reação.

3. UPF-RS

C5-H17

A variação da concentração das substâncias envolvidas em uma reação (reagentes e produtos) pode ser representada em um gráfico do tipo concentração x tempo. A seguir, estão representados a equação de uma reação química genérica e seu gráfico de concentração x tempo para as substâncias A, B e C.

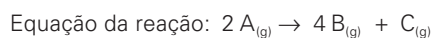
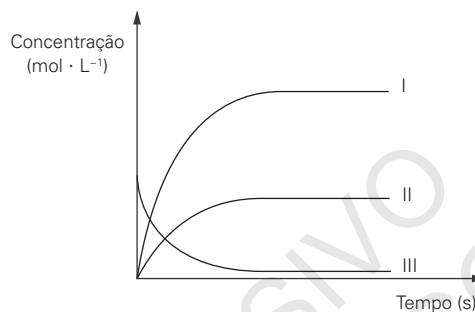


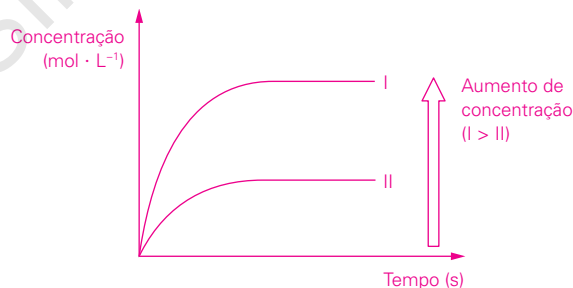
Gráfico:



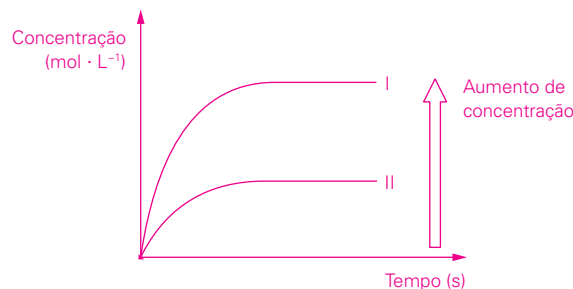
Considerando as informações apresentadas, é correto afirmar:

- a) A curva I deve representar o consumo da substância A, na reação.
- b) As curvas I e II correspondem à variação da concentração dos produtos.**
- c) A curva III corresponde à formação de C, que está em menor proporção.
- d) A correspondência correta entre curva e substância é: I – B; II – A; III – C.
- e) Nenhuma curva representa a diminuição de concentração para alguma substância.

a) Incorreto. A curva I deve representar a produção da substância B (produto que apresenta maior coeficiente na reação), pois sua concentração aumenta com o passar do tempo e é maior do que II.



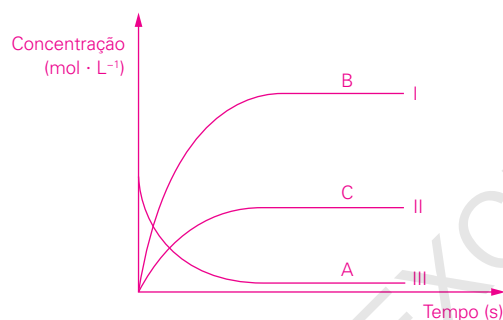
b) Correto. As curvas I e II correspondem à variação da concentração dos produtos, pois suas concentrações aumentam com o tempo.



c) Incorreto. A curva III corresponde ao consumo de A, que é o reagente.



d) Incorreto. A correspondência correta entre curva e substância é: I – B; II – C; III – A.

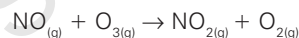


e) Incorreto. A curva III representa uma diminuição da concentração para a substância A (reagente).

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. FEPAR-PR – Um dos grandes problemas ambientais nas últimas décadas tem sido a redução da camada de ozônio. Uma das reações que contribui para a destruição dessa camada é expressa pela seguinte equação:



Os dados a seguir foram coletados em laboratório, a 25 °C.

Experiência	[NO]/mol · L ⁻¹	[O ₃]/mol · L ⁻¹	Velocidade (mol · L ⁻¹ · s ⁻¹)
1	1 · 10 ⁻⁶	3 · 10 ⁻⁶	0,66 · 10 ⁻⁴
2	1 · 10 ⁻⁶	6 · 10 ⁻⁶	1,32 · 10 ⁻⁴
3	1 · 10 ⁻⁶	9 · 10 ⁻⁶	1,98 · 10 ⁻⁴
4	2 · 10 ⁻⁶	9 · 10 ⁻⁶	3,96 · 10 ⁻⁴
5	3 · 10 ⁻⁶	9 · 10 ⁻⁶	5,94 · 10 ⁻⁴

Considere os dados e avalie as afirmativas em verdadeira **V** ou falsa **F**.

- () A expressão da lei da velocidade é $v = k \cdot [\text{NO}] \cdot [\text{O}_3]^2$.
- () A reação é de segunda ordem.
- () O valor da constante da velocidade é $7,3 \cdot 10^{14}$.
- () A velocidade fica inalterada se variarmos igualmente as concentrações de NO e O₃.
- () Se o uso de um catalisador provocasse o aumento de velocidade da reação, isso seria consequência da diminuição da energia de ativação do sistema.

F – V – F – F – V

(F) Dobrando a concentração de NO (experimentos 3 e 4), a velocidade da reação será dobrada, sendo de primeira ordem em relação ao NO, e dobrando a velocidade de O₃ (experimentos 1 e 2), a velocidade da reação também será dobrada, sendo de primeira ordem em relação a O₃, assim a lei que expressa a velocidade para essa experiência será: $v = k \cdot [\text{NO}] \cdot [\text{O}_3]$.

(V) A reação é de segunda ordem em relação à reação global (soma dos expoentes: 1 + 1).

(F) Teremos:

$$v = k \cdot [\text{NO}] \cdot [\text{O}_3]$$

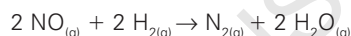
$$(0,66 \cdot 10^{-4}) = k \cdot (1 \cdot 10^{-6}) \cdot (3 \cdot 10^{-6})$$

$$k = \frac{(0,66 \cdot 10^{-4})}{(1 \cdot 10^{-6}) \cdot (3 \cdot 10^{-6})} \therefore k = 2,2 \cdot 10^7$$

(F) Se houver a mesma variação em ambos os reagentes, a velocidade irá variar proporcionalmente, pois é proporcional às duas concentrações.

(V) O catalisador aumenta a velocidade de uma reação química, diminuindo a energia de ativação.

5. UEM-PR – Os seguintes dados foram medidos para a reação do monóxido de nitrogênio com hidrogênio.



Experimento	[NO] (mol/L)	[H ₂] (mol/L)	V _{inicial} (mol/L · s)
1	0,10	0,10	1,23 · 10 ⁻³
2	0,10	0,20	2,46 · 10 ⁻³
3	0,20	0,10	4,92 · 10 ⁻³

Considerando as observações experimentais e os conhecimentos sobre o assunto, assinale o que for correto.

01) A lei da velocidade para a reação é $v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}]^2$.

02) A velocidade da reação diminui com o tempo, pois as [NO] e [H₂] diminuem, portanto o número de colisões efetivas é menor.

04) A velocidade de formação de N_{2(g)} é o dobro da velocidade de consumo de NO_(g).

08) Quando a [NO] = [H₂] = 0,05 mol/L, a velocidade da reação é 0,615 · 10⁻³ mol/L · s.

16) A constante de velocidade da reação não pode ser determinada com base nos experimentos 1, 2 e 3.

Dê a soma do(s) item(ns) correto(s).

02 (02)

01) Incorreto. A lei da velocidade para a reação é $v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]^1$.

Experimento	[NO] (mol/L)	[H ₂] (mol/L)	Velocidade inicial (mol/L · s)
1	0,10	0,10	1,23 · 10 ⁻³
2	0,10 ⇒ cte	0,20 ⇒ · 2	2,46 · 10 ⁻³ ⇒ · 2 ¹ ⇒ Expoente de [H ₂]: 1

Experimento	[NO] (mol/L)	[H ₂] (mol/L)	Velocidade inicial (mol/L · s)
1	0,10	0,10	1,23 · 10 ⁻³
3	0,20 ⇒ · 2	0,10 ⇒ cte	4,92 · 10 ⁻³ ⇒ · 2 ² ⇒ Expoente de [NO]: 2

02) Correto. A velocidade da reação diminui com o tempo, pois os reagentes são consumidos (NO e H₂) e, portanto, o número de colisões efetivas é menor.

04) Incorreto. A velocidade de formação de $N_{2(g)}$ é a metade da velocidade de consumo de $NO_{(g)}$.



$$\frac{|v_{NO}|}{2} = \frac{|v_{H_2}|}{2} = \frac{|v_{N_2}|}{1} = \frac{|v_{H_2O}|}{2}$$

$$\frac{|v_{NO}|}{2} = \frac{|v_{N_2}|}{1}$$

$$|v_{N_2}| = \frac{1}{2} \cdot |v_{NO}|$$

08) Incorreto. Quando a $[NO] = [H_2] = 0,05 \text{ mol/L}$, a velocidade da reação é $1,537 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot \text{s}$.

Experimento	[NO] (mol/L)	[H ₂] (mol/L)	Velocidade inicial (mol/L · s)
1	0,10	0,10	$1,23 \cdot 10^{-3}$

$$v = k \cdot [NO]^2 \cdot [H_2]^1$$

$$1,23 \cdot 10^{-3} = k \cdot (0,10)^2 \cdot (0,10)^1$$

$$k = \frac{1,23 \cdot 10^{-3}}{(0,10)^3} = 1,23$$

$$v = k \cdot [NO]^2 \cdot [H_2]^1$$

$$v = 1,23 \cdot (0,05)^2 \cdot (0,05)^1$$

$$v = 1,23 \cdot 0,000125$$

$$v = 0,0001537$$

$$v = 1,537 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot \text{s}$$

16) Incorreto. A constante de velocidade da reação pode ser determinada com base nos experimentos 1, 2 ou 3.

Experimento	[NO] (mol/L)	[H ₂] (mol/L)	Velocidade inicial (mol/L · s)
1	0,10	0,10	$1,23 \cdot 10^{-3}$
2	0,10	0,20	$2,46 \cdot 10^{-3}$
3	0,20	0,10	$4,92 \cdot 10^{-3}$

$$v = k \cdot [NO]^2 \cdot [H_2]^1$$

$$1,23 \cdot 10^{-3} = k \cdot (0,10)^2 \cdot (0,10)^1$$

$$k = \frac{1,23 \cdot 10^{-3}}{(0,10)^2 \cdot (0,10)} = 1,23$$

$$v = k \cdot [NO]^2 \cdot [H_2]^1$$

$$2,46 \cdot 10^{-3} = k \cdot (0,10)^2 \cdot (0,20)^1$$

$$k = \frac{2,46 \cdot 10^{-3}}{(0,10)^2 \cdot (0,20)^1} = 1,23$$

$$v = k \cdot [NO]^2 \cdot [H_2]^1$$

$$4,92 \cdot 10^{-3} = k \cdot (0,20)^2 \cdot (0,10)^1$$

$$k = \frac{4,92 \cdot 10^{-3}}{(0,20)^2 \cdot (0,10)^1} = 1,23$$

6. ITA-SP – Considere que a decomposição do N_2O_5 , representada pela equação química global $2 N_2O_5 \rightarrow 4 NO_2 + O_2$, apresente lei de velocidade de primeira ordem. No instante inicial da reação, a concentração de N_2O_5 é de $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e a velocidade de consumo dessa espécie é de $0,022 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$. Assinale a opção que apresenta o valor da constante de velocidade da reação global, em min^{-1} .

a) 0,0022

b) 0,011

c) 0,022

d) 0,11

e) 0,22



$$\frac{v_{N_2O_5}}{2} = \frac{v_{NO_2}}{4} = \frac{v_{O_2}}{1}$$

$$\frac{v_{N_2O_5}}{2} = \frac{v_{NO_2}}{4} = \frac{v_{O_2}}{1} = v_{\text{reação}}$$

$$v_{\text{consumo de } N_2O_5} = 0,022 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$v_{\text{reação}} = \frac{v_{N_2O_5}}{2} = \frac{0,022 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}}{2}$$

$$v_{\text{reação}} = 0,011 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

Para uma reação de primeira ordem: $v = k \cdot [R]^1$, então:

$$v = k \cdot [N_2O_5]^1$$

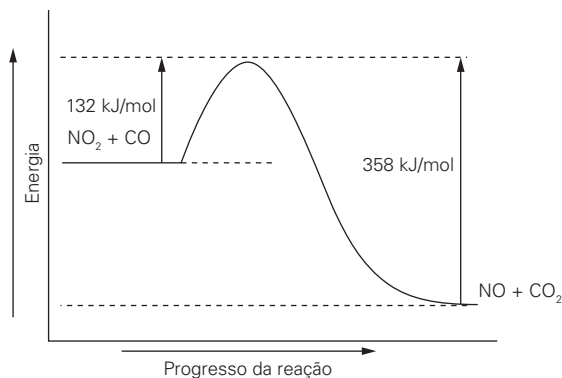
$$0,011 \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1} = k \cdot 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$k = \frac{0,011 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}}{0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$k = 0,11 \text{ min}^{-1}$$

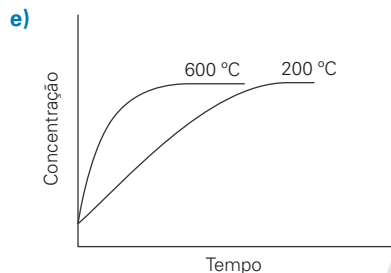
EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. UFJF-MG – Muitos dos gases poluentes do ar aparecem na atmosfera através de atividades humanas. Os mais comuns são CO , SO_2 , NO e NO_2 , na ordem de 100 milhões de toneladas por ano, sendo que a quantidade emitida desses gases ainda é pequena em relação à quantidade de CO_2 presente no ar. Considere o diagrama de energia da reação entre $\text{NO}_{2(g)}$ e $\text{CO}_{(g)}$, produzindo $\text{NO}_{(g)}$ e $\text{CO}_{2(g)}$ a uma temperatura de 200°C .

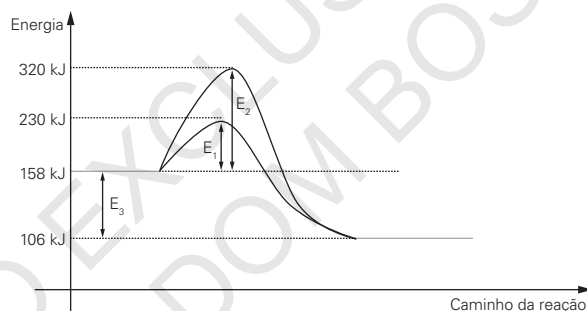


Com base no diagrama de energia apresentado, marque a alternativa que melhor compara a variação da concentração de $\text{NO}_{2(g)}$ com o tempo quando a temperatura variar de 200 para 600°C , após atingir o equilíbrio.

- a)
-
- b)
-
- c)
-
- d)
-



8. UPE (adaptado) – Em uma seleção realizada por uma indústria, para chegarem à etapa final, os candidatos deveriam elaborar quatro afirmativas sobre o gráfico apresentado a seguir e acertar, pelo menos, três delas.



Um dos candidatos construiu as seguintes afirmações:

- I. A reação pode ser catalisada, com formação do complexo ativado, quando se atinge a energia de 320 kJ .
- II. O valor da quantidade de energia E_3 determina a variação de entalpia (ΔH) da reação, que é de -52 kJ .
- III. A reação é endotérmica, pois ocorre mediante aumento de energia no sistema.
- IV. A energia denominada no gráfico de E_2 é chamada de energia de ativação que, para essa reação, é de 182 kJ .

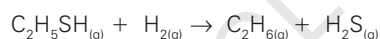
Quanto à passagem para a etapa final da seleção, esse candidato foi aprovado ou reprovado? Justifique sua resposta.

9. IFSP – Um técnico de laboratório químico precisa preparar algumas soluções aquosas, que são obtidas pelas pastilhas da substância precursora no estado sólido. A solubilização dessa substância consiste em um processo endotérmico. Ele está atrasado e precisa otimizar o tempo ao máximo, a fim de que essas soluções fiquem prontas. Desse modo, assinale a alternativa que apresenta o que o técnico deve fazer para tornar o processo de dissolução mais rápido.

- a) Ele deve triturar as pastilhas e adicionar um volume de água gelada para solubilizá-las.
- b) Ele deve utilizar somente água quente para solubilizar a substância.
- c) Ele deve utilizar somente água gelada para solubilizar a substância.
- d) Ele deve triturar as pastilhas e adicionar um volume de água quente para solubilizá-las.
- e) A temperatura da água não vai influenciar no processo de solubilização da substância, desde que esta esteja triturada.

10. UEL-PR – O processo de remoção de enxofre em refinarias de petróleo é uma prática que vem sendo cada vez mais realizada com o intuito de diminuir as emissões de dióxido de enxofre de veículos automotivos e o grau de envenenamento de catalisadores utilizados. A dessulfurização é um processo catalítico amplamente empregado para a remoção de compostos de enxofre, o qual consiste basicamente na inserção de hidrogênio.

A reação química do composto etanotiol é mostrada a seguir.



- a) Suponha que a reação de dessulfurização seja realizada em laboratório, na presença de concentrações diferentes de etanotiol e hidrogênio, conforme quadro a seguir.

Experiência	[Etanotiol] (mol/L)	[Hidrogênio] (mol/L)	$V_{(inicial)}$ (mol/min)
1	2	1	4
2	2	2	8
3	3	3	8
4	6	6	16

Com base nos dados apresentados nessa tabela, determine a lei da velocidade e a ordem da reação.

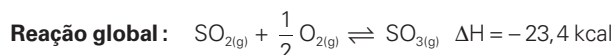
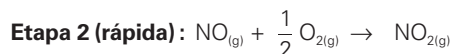
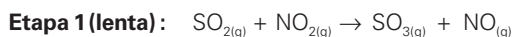
- b) Considerando que a velocidade média da reação de dessulfurização, em certo intervalo de tempo, é de 10 mol/s em relação ao etanotiol, determine a velocidade da reação em relação ao gás sulfídrico dada em g/s, no mesmo intervalo de tempo.

Dados: H = 1; C = 12; S = 32

11. Unimontes-MG – A velocidade da reação genérica $2A + B \rightarrow C$ é dada por $v_1 = k \cdot [A]^2 \cdot [B]^1$. Em uma determinada situação, a concentração de A foi triplicada, e a de B duplicada. O novo valor de velocidade (v_2), em função de v_1 , será

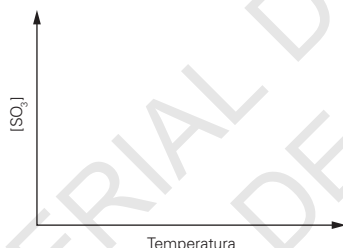
- a) igual a v_1 .
 b) 18 vezes maior.
 c) 2 vezes maior.
 d) 18 vezes menor.

12. UFJF-MG – Na indústria química, uma das etapas de produção do ácido sulfúrico é a formação do trióxido de enxofre por meio da reação de combustão do dióxido de enxofre catalisada pelo dióxido de nitrogênio, conforme esquema a seguir.

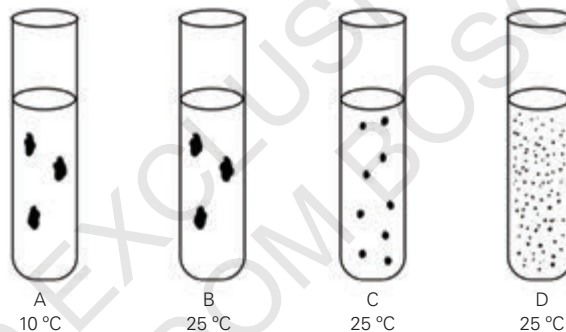


Sobre o processo descrito e com base no esquema anterior, responda ao que se pede.

- a) O que acontece, quimicamente, com o dióxido de nitrogênio no processo de formação do SO_3 ?
 b) Qual a diferença fundamental entre a reação catalisada e a não catalisada?
 c) A velocidade de uma reação global é dependente da velocidade da etapa lenta. Escreva a expressão da lei de velocidade para a reação global de formação do trióxido de enxofre.
 d) Após a reação de produção de $SO_{3(g)}$ atingir o equilíbrio, represente qualitativamente no gráfico a variação da concentração do SO_3 com o aumento da temperatura em um experimento no qual a pressão total dos gases seja mantida constante.



13. UEPG-PR – Nos tubos de ensaio A, B, C e D, foram adicionados 2,0 g de zinco e 10 mL de ácido clorídrico 1,0 mol/L. A diferença entre os tubos é a granulometria do zinco e a temperatura. Observou-se o desprendimento de gás nos quatro tubos. Com base no esquema a seguir, que representa o início do processo, assinale o que for correto.



- 01) A velocidade da reação é maior no tubo B do que no tubo A.
 02) O tubo que apresenta a maior velocidade de reação é o D.
 04) A reação que ocorre é $Zn_{(s)} + 2 HCl_{(aq)} \rightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$.
 08) O tubo C apresenta uma velocidade de reação maior que a do tubo B, porque a superfície de contato do zinco é maior no tubo C.
 16) A velocidade de reação do Zn nos tubos obedece à seguinte ordem: $A < B < C < D$.

Dê a soma dos itens corretos.

14. UECE – Alguns medicamentos são apresentados na forma de comprimidos que, quando ingeridos, dissolvem-se lentamente no líquido presente no tubo digestório, garantindo um efeito prolongado no organismo. Contudo, algumas pessoas, por conta própria, amassam o comprimido antes de tomá-lo.

Esse procedimento é inconveniente, pois reduz o efeito prolongado devido

- a) à diminuição da superfície de contato do comprimido, provocando redução na velocidade da reação.
 b) à diminuição da superfície de contato, favorecendo a dissolução.
 c) ao aumento da velocidade da reação em consequência do aumento da superfície de contato do comprimido.
 d) à diminuição da frequência de colisões das partículas do comprimido com as moléculas do líquido presente no tubo digestório.

15. UFJF-MG – Um estudante resolveu fazer três experimentos com comprimidos efervescentes, muito utilizados no combate à azia, que liberam CO_2 quando dissolvidos em água.

Experimento 1: em três copos distintos, foi adicionada a mesma quantidade de H_2O , mas com temperaturas diferentes ($-6,25$ e 100 °C). Em seguida, foi adicionado um comprimido efervescente inteiro em cada copo.

Experimento 2: em dois copos distintos, foi adicionada a mesma quantidade de H_2O à temperatura ambiente. Ao primeiro copo, foi adicionado um comprimido inteiro e, ao segundo, um comprimido triturado.

Experimento 3: em três copos distintos, foram adicionados a mesma quantidade de H_2O à temperatura ambiente e $\frac{1}{2}$, 1 e $1\frac{1}{2}$ comprimido não triturado, respectivamente.

Com base nos parâmetros que influenciam a cinética de uma reação química, o estudante deve observar que,

- no experimento 1, a temperatura da água não interfere no processo de liberação de CO_2 .
- no experimento 2, o aumento da superfície de contato favorece a liberação de CO_2 .
- no experimento 3, a massa de comprimido é inversamente proporcional à quantidade de CO_2 liberada.
- no experimento 1, a água gelada (-6 °C) favorece a dissolução do comprimido liberando mais CO_2 .
- nos experimentos 2 e 3, a massa do comprimido e a superfície de contato não interferem no processo de liberação de CO_2 .

16. IFMG – Um estudante monta um experimento de química no qual, em um béquer de vidro, adiciona uma solução aquosa de hidróxido de cálcio e o indicador fenolftaleína. Em seguida, com o auxílio de um canudo de plástico, sopra e borbulha continuamente a mistura até que a cor

rosa do indicador desapareça e surja um sólido insolúvel. Considerando a reação ocorrida nesse experimento, a equação de velocidade de formação dos produtos é

- $v_p = [\text{CaCO}_3] / [\text{CO}_2]$
- $v_p = [\text{Ca}(\text{OH})_2] \cdot [\text{CO}_2]$
- $v_p = [\text{Ca}(\text{OH})_2] / [\text{CO}_2]^2$
- $v_p = [\text{Ca}(\text{OH})_2]^2 \cdot [\text{H}_2\text{O}]$
- $v_p = [\text{CaCO}_3] \cdot [\text{H}_2\text{O}] / [\text{Ca}(\text{OH})_2] \cdot [\text{CO}_2]$

17. UEM-PR – Sobre os conceitos de cinética química, assinale o que for correto.

- A reação $2\text{A} + \text{D} \rightarrow \text{A}_2\text{D}$ é classificada como elementar se $v = k \cdot [\text{A}]^2 \cdot [\text{D}]$.
- Se a velocidade da reação $2\text{A} + 2\text{D} \rightarrow \text{E} + \text{G}$ duplicar, ao duplicar $[\text{A}]$, mantendo-se $[\text{D}]$ constante, então a reação será de segunda ordem em relação à reação A.
- Se a reação global $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$ possuir a etapa intermediária lenta $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$, então a lei de velocidade será $v = k \cdot [\text{CaO}]^2 \cdot [\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2\text{O}]$.
- Considerando que a reação $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}$ é elementar, sua molecularidade é igual a 2.
- É possível aumentar o rendimento da reação $\text{N}_{2(\text{g})} + 3\text{H}_{2(\text{g})} \rightarrow 2\text{NH}_{3(\text{g})}$ ($\Delta H < 0$), combinando-se um aumento da temperatura e da pressão do sistema, pois esse procedimento, feito com valores adequados de temperatura e pressão, afeta, nesse caso, de forma favorável, o balanço entre a cinética e o equilíbrio químico da reação.

Dê a soma dos itens corretos.

ESTUDO PARA O ENEM

18. Fuvest-SP

C5-H17

Um antiácido comercial em pastilhas possui, em sua composição, entre outras substâncias, bicarbonato de sódio, carbonato de sódio e ácido cítrico. Ao ser colocada em água, a pastilha dissolve-se completamente e libera gás carbônico, o que causa a efervescência. Para entender a influência de alguns fatores sobre a velocidade de dissolução da pastilha, adicionou-se uma pastilha a cada um dos quatro recipientes descritos na tabela, medindo-se o tempo até a sua dissolução completa.

Solução	Tempo medido até a completa dissolução da pastilha (em segundos)
1. Água mineral sem gás à temperatura ambiente (25 °C).	36
2. Água mineral com gás à temperatura ambiente (25 °C).	35
3. Água mineral sem gás, deixada em geladeira (4 °C).	53
4. Água mineral com gás, deixada em geladeira (4 °C).	55

Para todos os experimentos, foi usada água mineral da mesma marca. Considere a água com gás como tendo gás carbônico dissolvido.

Com base nessas informações, é correto afirmar que

- o uso de água com gás, ao invés de sem gás, diminuiu a velocidade de dissolução da pastilha em cerca de 50%, uma vez que, como já possui gás carbônico, há o deslocamento do equilíbrio para a formação dos reagentes.
- o uso de água com gás, ao invés de sem gás, aumentou a velocidade de dissolução da pastilha em cerca de 33%, uma vez que o gás carbônico acidifica a água, aumentando a velocidade de consumo do carbonato de sódio.
- nem a mudança de temperatura nem a adição de gás carbônico na solução afetaram a velocidade da reação, uma vez que o sistema não se encontra em equilíbrio.
- o aumento da temperatura da água, de 4 °C para 25 °C, levou a um aumento na velocidade da reação, uma vez que aumentou a frequência e a energia de colisão entre as moléculas envolvidas na reação.
- o aumento da temperatura da água, de 4 °C para 25 °C, levou a um aumento na velocidade da reação, uma vez que facilita a liberação de gás carbônico da solução, deslocando o equilíbrio para a formação dos reagentes.

19. Espcex-SP/Aman-RJ

C5-H17

Uma amostra de açúcar exposta ao oxigênio do ar pode demorar muito tempo para reagir. Entretanto, em nosso organismo, o açúcar é consumido em poucos segundos quando entra em contato com o oxigênio. Tal fato se deve à presença de enzimas que agem sobre as moléculas do açúcar, criando estruturas que reagem mais facilmente com o oxigênio.

Usberco e Salvador. *Química*, vol. 2. FTD, 2009.

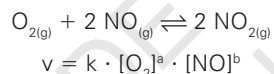
Com base no texto anterior, assinale a alternativa que justifica corretamente a ação química dessas enzimas.

- a) As enzimas atuam como inibidoras da reação, por ocasionarem a diminuição da energia de ativação do processo e, conseqüentemente, acelerarem a reação entre o açúcar e o oxigênio.
- b) As enzimas atuam como inibidoras da reação, por ocasionarem o aumento da energia de ativação do processo e, conseqüentemente, acelerarem a reação entre o açúcar e o oxigênio.
- c) As enzimas atuam como catalisadores da reação, por ocasionarem o aumento da energia de ativação do processo, fornecendo mais energia para a realização da reação entre o açúcar e o oxigênio.
- d) As enzimas atuam como catalisadores da reação, por ocasionarem a diminuição da energia de ativação do processo, provendo rotas alternativas de reação menos energéticas, acelerando a reação entre o açúcar e o oxigênio.
- e) As enzimas atuam como catalisadores da reação, por ocasionarem a diminuição da energia de ativação do processo ao inibirem a ação oxidante do oxigênio, desacelerando a reação entre o açúcar e o oxigênio.

20. Uniube-MG

C5-H17

No estudo das velocidades das reações, conceitua-se a ordem de reação como a soma dos expoentes aos quais estão elevadas as concentrações na expressão de velocidade, não sendo associada aos coeficientes da reação. Qualquer hipótese levantada sobre uma reação química em nível molecular deverá, obrigatoriamente, concordar com a lei de velocidade, pois ela é proposta única e exclusivamente com base em dados experimentais. Imagine que um grupo de estudantes queira determinar a ordem de reação para os reagentes da reação entre gás oxigênio e monóxido de nitrogênio, formando dióxido de nitrogênio, representada a seguir.



Para a determinação dos valores de "a" e "b", os alunos realizaram quatro experimentos, cujos dados são mostrados na tabela a seguir.

Experimentos	Concentrações dos reagentes		Velocidade (mol/L · s)
	[O ₂] (mol/L)	[NO] (mol/L)	
1	2,2 · 10 ⁻²	2,6 · 10 ⁻²	6,4 · 10 ⁻³
2	4,4 · 10 ⁻²	2,6 · 10 ⁻²	12,8 · 10 ⁻³
3	2,2 · 10 ⁻²	5,2 · 10 ⁻²	25,6 · 10 ⁻³
4	6,6 · 10 ⁻²	2,6 · 10 ⁻²	19,2 · 10 ⁻³

De acordo com as informações dadas e os conceitos sobre cinética química, a ordem de reação em relação ao O₂, NO e a expressão da velocidade para a reação são, respectivamente,

- a) 1; 1 e $v = k \cdot [\text{O}_2] \cdot [\text{NO}]$
- b) 2; 1 e $v = k \cdot [\text{O}_2]^2 \cdot [\text{NO}]$
- c) 2; 2 e $v = k \cdot [\text{O}_2]^2 \cdot [\text{NO}]^2$
- d) 1; 1 e $v = k \cdot [\text{O}_2]^2 \cdot [\text{NO}]^2$

24

EQUILÍBRIO QUÍMICO - CARACTERÍSTICAS E CONSTANTES DE EQUILÍBRIO (Kc e Kp)

- Equilíbrio químico em fase gasosa
- Características e propriedades do equilíbrio químico
- Constante de equilíbrio em termos de pressão parcial
- Equilíbrio químico em fase gasosa
- Características e propriedades do equilíbrio químico
- Constante de equilíbrio em termos de pressão parcial

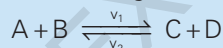
HABILIDADES

- Entender o conceito e as características do equilíbrio químico.
- Trabalhar com o cálculo da constante de equilíbrio em termos de pressão parcial.
- Interpretar o cálculo matemático da constante de equilíbrio.
- Entender o conceito e as características do equilíbrio químico.
- Trabalhar com o cálculo da constante de equilíbrio em termos de pressão parcial.
- Interpretar o cálculo matemático da constante de equilíbrio.

Dinâmica e equilíbrio

Para estudar o equilíbrio químico, devemos, primeiramente, entender que nem todas as reações químicas ocorrem em único sentido; muitas delas podem ocorrer nos dois sentidos, sendo chamadas de **reações reversíveis**. Uma reação é dita reversível quando seus produtos podem, reagindo entre si, regenerar as substâncias que lhes deram origem. O equilíbrio químico ocorre quando, em uma reversibilidade do processo, as velocidades das reações direta e inversa são iguais. Uma vez atingido o estado de equilíbrio, as concentrações de reagentes e produtos permanecem constantes.

Consideremos a equação genérica a seguir.



Nessa equação, v_1 é a velocidade da reação direta, e v_2 , a velocidade da reação inversa.

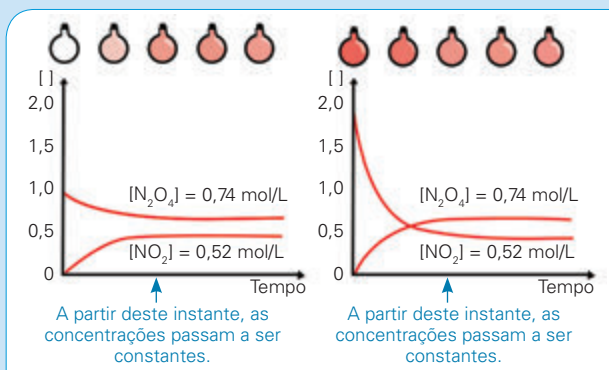
Como a velocidade de uma reação é diretamente proporcional à quantidade de reagentes presentes no sistema, então, no início, v_1 é máxima, porque as concentrações de A e B apresentam valores máximos, enquanto v_2 é igual a zero, porque C e D ainda não foram formados. À medida que a reação ocorre, as quantidades de A e B diminuem, enquanto as quantidades de C e D aumentam, resultando em uma diminuição de v_1 e um aumento de v_2 , até que as duas velocidades sejam iguais. No instante em que v_1 e v_2 tornam-se iguais, dizemos que o sistema atinge o estado de equilíbrio.

No estado de equilíbrio, se considerarmos o sistema como um todo (em nível macroscópico), podemos pensar que a reação “parou” de acontecer, já que não se nota mais nenhuma mudança no sistema. Entretanto, a reação química continua a acontecer nos dois sentidos (em nível microscópico), com a mesma velocidade e, por isso, podemos dizer que o **equilíbrio é dinâmico**. Também podemos dizer que a **reação é dinâmica**.

Experimentalmente, para que o estado de equilíbrio possa ser atingido, é necessário que:

- o sistema se encontre num recipiente fechado;
- a temperatura permaneça constante.

Em uma reação na qual N_2O_4 , um gás incolor, forma um equilíbrio dinâmico com NO_2 , um gás marrom, por exemplo, podemos representar tal equilíbrio graficamente como:



Nesse esquema, a seta (\uparrow) é o tempo no qual o equilíbrio químico foi atingido. O equilíbrio químico pode ser classificado em dois tipos principais: homogêneo e heterogêneo.

EQUILÍBRIO QUÍMICO HOMOGÊNEO

É aquele em que todas as substâncias que o constituem fazem parte da mesma fase ou do mesmo estado físico.

Exemplo

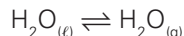
Na síntese da amônia, $N_{2(g)} + 3 H_{2(g)} \rightarrow 2 NH_{3(g)}$, todas as substâncias presentes encontram-se no estado gasoso.

EQUILÍBRIO QUÍMICO HETEROGÊNEO

É aquele em que, pelo menos, uma substância encontra-se em uma fase ou em um estado físico diferente das outras substâncias.

Exemplos

- A pressão de vapor de um líquido é descrita como a pressão exercida por um vapor quando este está em um estado de equilíbrio dinâmico com seu líquido (líquido \rightleftharpoons vapor). Nesse caso, coexistem, no sistema, duas fases. Logo, trata-se de um equilíbrio heterogêneo:



- A decomposição térmica do calcário:



OUTROS TIPOS DE EQUILÍBRIO QUÍMICO

Podemos, ainda, classificar o equilíbrio químico em molecular ou iônico. Equilíbrio molecular é aquele em que todas as substâncias participantes do sistema são ionizadas pelos ácidos ou são moleculares; já o equilíbrio iônico é formado por pelo menos um íon.

Observação

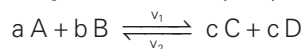
Um sistema em equilíbrio químico pode ser obtido por meio dos reagentes, dos produtos ou de ambos.

Constante de equilíbrio (K_e)

É um valor numérico que relaciona as espécies químicas presentes num dado equilíbrio químico. Pode ser determinada por concentrações (K_c) ou por pressões parciais (K_p).

CONSTANTE DE EQUILÍBRIO EM FUNÇÃO DAS CONCENTRAÇÕES EM QUANTIDADE DE MATÉRIA (K_c)

Dada uma reação reversível qualquer:



obtem-se a **constante de equilíbrio** em termos de concentração em quantidade de matéria (K_c):

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

A constante de equilíbrio K_c é, portanto, a razão das concentrações em quantidades de matéria dos

produtos da reação e das concentrações dos reagentes da reação, no equilíbrio químico, todas elevadas a expoentes que correspondem aos coeficientes da reação.

Podemos simplificar a equação anterior da seguinte maneira:

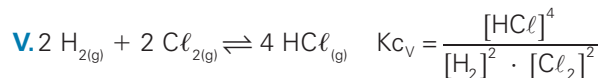
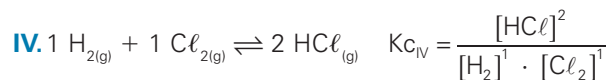
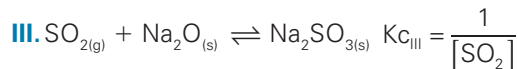
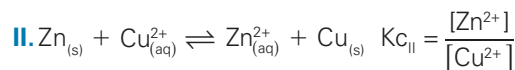
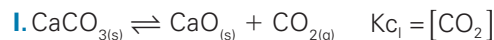
$$K_c = \frac{[\text{produtos}]}{[\text{reagentes}]}$$

Observações

- A constante de equilíbrio K_c varia com a temperatura.
- Quanto maior o valor de K_c, maior será o rendimento da reação direta, já que, no numerador, temos os produtos e, no denominador, os reagentes. Quanto menor for o valor de K_c, maior será o rendimento da reação inversa. Portanto, comparando os valores de K_c em duas temperaturas diferentes, podemos saber em qual delas a reação direta apresenta maior rendimento.
- Como o equilíbrio químico é estabelecido, originalmente, pelas leis da cinética química, devemos lembrar que a ordem de reação para componentes **sólidos** vale 0 (zero) e, assim, eles **não** devem ser representados na equação da constante de equilíbrio.
- O valor numérico de K_c depende de como é escrita a equação química.
- A unidade de medida das constantes de equilíbrio é dependente da estrutura da equação da própria constante, além da unidade utilizada nas substâncias participantes. Mesmo assim, existem situações nas quais algumas constantes não possuem unidade.
- O grau de equilíbrio (α), dado em porcentagem, pode ser calculado por meio da equação:

$$\alpha = \frac{\text{número de mols que reagiu}}{\text{número de mols inicial}} \cdot 100$$

Exemplos



Resumindo

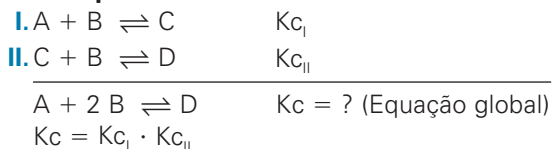
- Se a equação química for multiplicada por um dado número, o valor do K_c será elevado a esse fator.

- Se a equação for invertida, o valor do K_c' dessa nova equação será dado por:

$$K_c' = \frac{1}{K_c}$$

- Se duas ou mais equações químicas forem somadas para obter uma dada equação global, o K_c da equação global será o produto das constantes de equilíbrio das equações somadas.

Exemplo

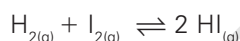


CÁLCULO DA CONSTANTE DE EQUILÍBRIO (K_c) ENVOLVENDO ESTEQUIOMETRIA

Para determinar o valor de K_c por meio das concentrações dos reagentes e dos produtos, antes do equilíbrio ser atingido, é necessário determinar, também, as concentrações dos reagentes e dos produtos no equilíbrio químico. Veja, a seguir, um exemplo de equilíbrio químico envolvendo o cálculo estequiométrico.

Exemplo

Dois mols de hidrogênio são misturados com dois mols de iodo num recipiente de 10 litros, a 500 °C, onde se estabelece o seguinte equilíbrio:



Se o valor da constante de equilíbrio (K_c) for 49, determine a concentração de HI no equilíbrio em mol/litro.

Resolução

Determinando as concentrações dos reagentes no início:

$$[H_2] = \frac{2 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0,2 \text{ mol/L}$$

$$[I_2] = \frac{2 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0,2 \text{ mol/L}$$

Assim, temos:

Substâncias	H_2	+	I_2	\rightleftharpoons	$2 HI$
Início	0,2 mol/L		0,2 mol/L		–
Reagiu	x		x		–
Formou	–		–		2x
Eq. químico	0,2 – x		0,2 – x		2x

Sendo assim:

$$K_c = \frac{[H_2] \cdot [I_2]}{[HI]^2}$$

$$49 = \frac{[0,2 - x] \cdot [0,2 - x]}{[2x]^2}$$

$$\sqrt{49} = \sqrt{\frac{[0,2 - x]^2}{[2x]^2}}$$

$$7 = \frac{[0,2 - x]}{[2x]}$$

$$7 \cdot (2x) = 0,2 - x$$

$$14x - x = 0,2$$

$$13x = 0,2$$

$$x = \frac{0,2}{13} \text{ mol/L}$$

Portanto:

$$[HI] = 2x$$

$$[HI] = \frac{0,4}{13} \text{ mol/L} \approx 0,03 \text{ mol/L}$$

CONSTANTE DE EQUILÍBRIO EM TERMOS DE PRESSÃO (K_p)

Quando os componentes do equilíbrio químico são substâncias gasosas, ou pelo menos um dos componentes é um gás, além do K_c , podemos expressar a constante de equilíbrio em termos de pressões parciais (K_p).

Assim, para a reação $a A_{(g)} + b B_{(g)} \rightarrow c C_{(g)} + d D_{(g)}$, a constante de equilíbrio pode ser representada por:

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \rightarrow \text{constante de equilíbrio em termos de concentração molar } K_c.$$

ou

$$K_p = \frac{(p_C)^c \cdot (p_D)^d}{(p_A)^a \cdot (p_B)^b} \rightarrow \text{constante de equilíbrio em termos de pressões parciais } K_p.$$

mos de pressões parciais K_p .

Nesse caso, p_A , p_B , p_C e p_D são pressões parciais dos gases A, B, C e D, respectivamente. Nota-se que a pressão total do sistema (P) é a soma de todas as pressões parciais. Assim:

$$P = p_A + p_B + p_C + p_D$$

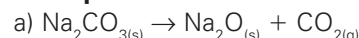
O valor de K_p varia com a temperatura.

O valor de K_p indica também o rendimento da reação química, ou seja, a maior pressão parcial do produto do que a do reagente implica que há mais produto do que reagente.

Observação

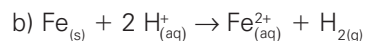
Para o equilíbrio em um sistema heterogêneo, o estado sólido, uma vez que apresenta concentração constante, não participa das expressões de K_p e K_c , e o estado líquido participa apenas de K_c , e o estado gasoso participa das duas expressões.

Exemplo



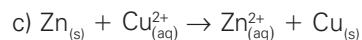
$$K_c = [CO_2]$$

$$K_p = p_{CO_2}$$



$$K_c = \frac{[\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{H}^+]^2}$$

$$K_p = p_{\text{H}_2}$$



$$K_c = \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

K_p = não é definido, pois não temos substâncias no estado gasoso.

Relação entre K_c e K_p

As constantes de equilíbrio K_c e K_p podem ser relacionadas da seguinte forma:

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$$

Em que:

K_p = valor numérico da constante de equilíbrio em termos de pressões parciais;

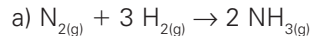
K_c = valor numérico da constante de equilíbrio em termos de concentrações em quantidade de matéria;

R = constante dos gases ($0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$);

T = temperatura absoluta (K);

Δn = variação da quantidade de mols (quantidade de mols de gases do produto – quantidade de mols de gases do reagente).

Exemplo

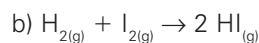


$$\Delta n = 2 (\text{NH}_3) - 4 (1 \text{N}_2 + 3 \text{H}_2)$$

$$\Delta n = -2$$

Então:

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{-2}$$



$$\Delta n = 2 (\text{HI}) - 2 (1 \text{H}_2 + 1 \text{I}_2)$$

$$\Delta n = 0$$

Então:

$$K_p = K_c \cdot (RT)^0$$

$$K_p = K_c$$

Observação

Quando a quantidade de mols de gases do reagente for igual à quantidade de mols de gases do produto, o valor de K_c será igual ao valor de K_p .

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

ROTEIRO DE AULA

EQUILÍBRIO QUÍMICO

A constante do equilíbrio químico é representada por K_c .

O grau de equilíbrio é representado por α e é dado em porcentagem.

No instante em que v_1 e v_2 tornam-se iguais, podemos dizer que o sistema atinge o estado de equilíbrio.

Condições:

- o sistema precisa estar em um recipiente fechado;

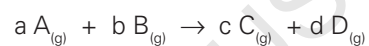
- a temperatura precisa permanecer constante.



ROTEIRO DE AULA

CONSTANTES DE EQUILÍBRIO

Quando os componentes do equilíbrio químico são substâncias gasosas, ou pelo menos um dos componentes é um gás, além do K_c , podemos expressar a constante de equilíbrio em termos de pressões parciais (K_p).



$$K_p = \frac{(p_C)^c \cdot (p_D)^d}{(p_A)^a \cdot (p_B)^b}$$

Relação entre K_p e K_c

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{-\Delta n}$$

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. **Cefet-MG** – Durante um experimento, um estudante preencheu metade do volume de uma garrafa com água e, em seguida, fechou o recipiente deixando-o sobre a mesa. Nesse sistema, o equilíbrio será atingido quando a(o)

- a) condensação se iniciar.
 b) processo de evaporação for finalizado.
 c) quantidade de líquido for igual à de vapor.
 d) velocidade da evaporação for igual à de condensação.
 e) quantidade de vapor for o dobro da quantidade de água.

O equilíbrio será atingido quando a velocidade de evaporação se igualar à velocidade de condensação.

2. **Mackenzie-SP** – Considerando-se o equilíbrio químico equacionado por $A_{(g)} + 2 B_{(g)} \rightleftharpoons AB_{2(g)}$, sob temperatura de 300 K, a alternativa que mostra a expressão correta da constante de equilíbrio em termos de concentração, em mols por litro, é

- a) $\frac{[AB_2]}{[A] \cdot [B]^2}$
 b) $\frac{[A] \cdot [B]^2}{[AB_2]}$
 c) $\frac{[AB_2]}{[A] + [B]^2}$
 d) $\frac{[A] + [B]^2}{[AB_2]}$
 e) $\frac{[AB_2]^2}{[A] \cdot [B]^2}$



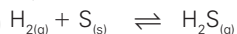
Padrão: equação direta

$$K_c = \frac{[AB_{2(g)}]}{[A_{(g)}] \cdot [B_{(g)}]^2}$$

3. **Cesmac-AL**

C5-H17

O sulfeto de hidrogênio, H_2S , pode ser produzido pela degradação bacteriana de matéria orgânica em condições anaeróbicas. No corpo humano, o H_2S também é produzido pelas bactérias que se encontram na boca e no trato gastrointestinal. Considere uma mistura de gás hidrogênio, enxofre e sulfeto de hidrogênio em um recipiente de 1 L a 50 °C. Sabendo que quando o sistema atinge o equilíbrio



as quantidades de gás hidrogênio e sulfeto de hidrogênio são 0,40 g e 0,47 g, respectivamente, determine a constante de equilíbrio, K_c , para a reação em estudo.

Dados: massas molares em g/mol: H = 1; S = 32

- a) $5,9 \cdot 10^{-5}$
 b) $2,8 \cdot 10^{-4}$
 c) $4,5 \cdot 10^{-3}$
 d) $6,9 \cdot 10^{-2}$
 e) $8,6 \cdot 10^{-1}$

$$n_{H_2} = \frac{m_{H_2}}{M_{H_2}} = \frac{0,40 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} = 0,20 \text{ mol}$$

$$n_{H_2S} = \frac{m_{H_2S}}{M_{H_2S}} = \frac{0,47 \text{ g}}{34 \text{ g/mol}} \approx 0,0138 \text{ mol}$$

$$[H_2] = \frac{n_{H_2}}{V} = \frac{0,20 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,20 \text{ mol/L}$$

$$[H_2S] = \frac{n_{H_2S}}{V} = \frac{0,138 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,0138 \text{ mol}$$

$$K_c = \frac{[H_2S]}{[H_2]}$$

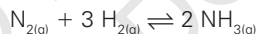
$$K_c = \frac{0,0138}{0,20} \approx 0,069 = 6,9 \cdot 10^{-2}$$

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. **UEM-PR (adaptado)** – Assinale o que for correto.

01) A expressão matemática que estabelece a relação entre K_c e K_p do equilíbrio a seguir é $K_p = K_c (RT)^2$.



02) Considere a equação química a seguir, que representa um equilíbrio presente no sangue. Sabe-se que, quando o teor de bicarbonato (HCO_3^-) na urina é maior, sua concentração no sangue fica menor.



A expressão de K_p dessa reação é dada por:

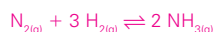
$$K_p = \frac{1}{p_{CO_2}}$$

04) A constante de equilíbrio de uma reação não é alterada quando se altera a temperatura do sistema.

Dê a soma do(s) item(ns) correto(s).

02

01. Incorreto. A expressão matemática que estabelece a relação entre K_c e K_p do equilíbrio a seguir é $K_p = K_c \cdot (RT)^2$.



$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3} \quad [I]$$

$$K_p = \frac{(p_{NH_3})^2}{(p_{N_2}) \cdot (p_{H_2})^3}$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{n}{V} = \frac{p}{R \cdot T} \Rightarrow [I] = \frac{p}{R \cdot T}$$

$$\left. \begin{aligned} [NH_3] &= \frac{p_{NH_3}}{RT} \\ [N_2] &= \frac{p_{N_2}}{RT} \\ [H_2] &= \frac{p_{H_2}}{RT} \end{aligned} \right\} \text{Substituir em [I]}$$

$$K_c = \frac{\left(\frac{p_{NH_3}}{RT}\right)^2}{\left(\frac{p_{N_2}}{RT}\right) \cdot \left(\frac{p_{H_2}}{RT}\right)^3} = \frac{(p_{NH_3})^2}{(p_{N_2})^1 \cdot (p_{H_2})^3} \cdot \frac{\left(\frac{1}{RT}\right)^2}{\left(\frac{1}{RT}\right)^1 \cdot \left(\frac{1}{RT}\right)^3}$$

$$K_c = K_p \cdot (RT)^{\Delta n}$$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{-\Delta n}$$

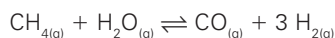
02. Correto.



A expressão de K_p é dada por: $K_p = \frac{1}{p_{\text{CO}_2}}$.

04. Incorreto. A temperatura do sistema interfere no valor da constante de equilíbrio.

5. Unitins-TO – Gás metano reage com água originando monóxido de carbono e gás hidrogênio, conforme a seguinte equação química:



A expressão que representa a constante de equilíbrio da reação é

a) $K_p = \frac{(p_{\text{CH}_4}) \cdot (p_{\text{H}_2\text{O}})}{(p_{\text{CO}}) \cdot (p_{\text{H}_2})^3}$

b) $K_p = \frac{(p_{\text{CO}}) \cdot (p_{\text{CH}_4})}{(p_{\text{H}_2})^3 \cdot (p_{\text{H}_2\text{O}})}$

c) $K_p = \frac{(p_{\text{CO}}) \cdot (p_{\text{H}_2})}{(p_{\text{CH}_4}) \cdot (p_{\text{H}_2\text{O}})}$

d) $K_p = \frac{(p_{\text{CO}}) \cdot (p_{\text{CH}_4})}{(p_{\text{H}_2}) \cdot (p_{\text{H}_2\text{O}})}$

e) $K_p = \frac{(p_{\text{CO}}) \cdot (p_{\text{H}_2})^3}{(p_{\text{CH}_4}) \cdot (p_{\text{H}_2\text{O}})}$

Como K_p é a razão das pressões parciais dos produtos pela pressão parcial dos reagentes, cada um elevado ao seu respectivo coeficiente

estequiométrico, então o K_p da reação acima será: $K_p = \frac{(p_{\text{CO}}) \cdot (p_{\text{H}_2})^3}{(p_{\text{CH}_4}) \cdot (p_{\text{H}_2\text{O}})}$.

6. Sistema Dom Bosco – A equação química a seguir representa a dissociação do PCl_5 .



Assinale a alternativa que indica corretamente a expressão da constante de equilíbrio, em função das pressões parciais.

a) $K_p = \frac{p_{\text{PCl}_3} \cdot p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{PCl}_5}}$

b) $K_p = \frac{p_{\text{PCl}_3} + p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{PCl}_5}}$

c) $K_p = \frac{p_{\text{PCl}_5}}{p_{\text{PCl}_3} \cdot p_{\text{Cl}_2}}$

d) $K_p = \frac{p_{\text{PCl}_5}}{p_{\text{PCl}_3} + p_{\text{Cl}_2}}$

e) $K_p = \frac{p_{\text{PCl}_5}}{p_{\text{PCl}_3}}$

A constante em termos das pressões parciais é dada pela relação entre as pressões parciais dos produtos sobre as pressões parciais dos reagentes.

$$K_p = \frac{p_{\text{PCl}_3} \cdot p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{PCl}_5}}$$

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. Urca-CE – O valor da constante de equilíbrio, K_c , para a reação representada pela equação química:



Portanto, a constante de equilíbrio da reação inversa será

a) $2 \cdot 10^{-2}$

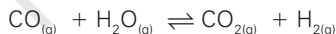
c) 5

e) 50

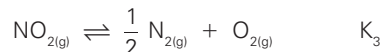
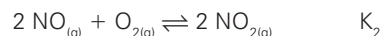
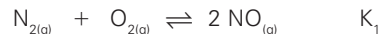
b) 0,2

d) 10

8. Sistema Dom Bosco – Calcule a constante de equilíbrio para o sistema a seguir, sabendo-se que, em um frasco de volume igual a 5 L, foram colocados para reagir 5 mols de $\text{CO}_{(g)}$ e 5 mols de $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$. O sistema atinge o equilíbrio e verifica-se a coexistência de 3,325 mols de $\text{CO}_{2(g)}$ e 3,325 mols de $\text{H}_{2(g)}$.



9. ITA-SP – Considere as seguintes reações químicas e suas respectivas constantes de equilíbrio:



Então, K_3 é igual a

a) $\frac{1}{(K_1 \cdot K_2)}$

b) $\frac{1}{2 \cdot (K_1 \cdot K_2)}$

DESLOCAMENTO DE EQUILÍBRIO

25

DESLOCAMENTO DO EQUILÍBRIO QUÍMICO

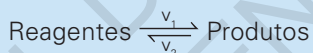
Qualquer fator externo que altere as condições que mantêm o equilíbrio estabelecido gera, como consequência, um desequilíbrio da reação, fazendo com que as velocidades v_1 e v_2 se tornem provisoriamente diferentes até se atingir um novo equilíbrio, no qual as concentrações dos reagentes e produtos são modificadas em relação aos valores originais.

Com o objetivo de explicar como esses fatores externos afetam o rendimento da reação, faz-se uso do **princípio de Le Chatelier**, ou “princípio da fuga ante a força”, enunciado em 1884, no qual Le Chatelier, tratando dos deslocamentos de equilíbrio, afirmou que o equilíbrio químico é deslocado para a direção contrária da qual a força é exercida:

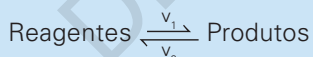
“Quando uma perturbação externa é imposta a um sistema químico em equilíbrio, esse equilíbrio irá se deslocar de forma a minimizar tal perturbação.”

Resumidamente, podemos dizer que deslocar o equilíbrio significa provocar uma diferença nas velocidades das reações direta e inversa e, conseqüentemente, nos valores das concentrações das substâncias, até que um novo estado de equilíbrio seja atingido por causa da neutralização do fator externo de influência.

Se, no novo equilíbrio, a concentração dos produtos for maior que a concentração original, dizemos que houve deslocamento para a direita (sentido de formação dos produtos), já que v_1 foi maior que v_2 :



No entanto, se a concentração dos reagentes for maior que na situação anterior de equilíbrio, dizemos que houve deslocamento para a esquerda (sentido de formação dos reagentes), já que v_2 foi maior que v_1 :



Os fatores externos capazes de deslocar o equilíbrio químico são:

- concentração dos reagentes e/ou dos produtos;
- pressão sobre o sistema;
- temperatura;
- catalisador.

FATORES QUE DESLOCAM O EQUILÍBRIO QUÍMICO

Neste módulo, estudaremos melhor os dois primeiros fatores da lista anterior: a variação na concentração dos reagentes e/ou dos produtos e a pressão externa exercida sobre o sistema.

Efeito da concentração

A adição de reagentes ou de produtos da reação desloca o equilíbrio no sentido de consumi-los parcialmente (tendendo a minimizar o efeito da adição), evoluindo, respectivamente, no sentido direto ou no sentido inverso.

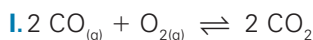
A remoção de reagentes ou de produtos da reação desloca o equilíbrio no sentido de repô-los parcialmente (tendendo a minimizar o efeito produzido), evoluindo, respectivamente, no sentido inverso ou no sentido direto.

- Deslocamento de equilíbrio
- Favorecimento do equilíbrio a partir das alterações de pressão e concentração
- Favorecimento do equilíbrio por meio das alterações de temperatura e da adição de catalisador

HABILIDADES

- Trabalhar com o deslocamento de equilíbrio para o favorecimento de reações diretas ou inversas.
- Prever qualitativamente como se deve variar concentração e pressão para aumentar a quantidade de uma determinada substância.
- Perceber que, no deslocamento do equilíbrio químico, não se cria nenhuma outra espécie química, ocorre apenas um rearranjo das quantidades de substâncias inicialmente presentes.
- Identificar o Princípio de Le Chatelier como uma regra que permite prever a evolução de um sistema químico quando ocorre variação de temperatura ou pressão, o que pode afetar o estado de equilíbrio químico.
- Verificar como a alteração da temperatura pode deslocar o equilíbrio químico.
- Verificar como a adição ou retirada de catalisador atua sobre o equilíbrio.

Exemplos



O aumento na concentração de CO ou de O₂ provoca um aumento em v₁, fazendo com que v₁ > v₂; portanto, o equilíbrio desloca-se para a direita.

A diminuição na concentração de CO ou de O₂ provoca queda em v₁, fazendo com que v₁ < v₂; portanto, o equilíbrio desloca-se para a esquerda.

O aumento na concentração de CO₂ provoca um aumento em v₂, fazendo com que v₁ < v₂; portanto, o equilíbrio desloca-se para a **esquerda**.

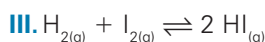
A diminuição na concentração de CO₂ provoca queda em v₂, fazendo com que v₁ > v₂; portanto, o equilíbrio desloca-se para a **direita**.



Para um equilíbrio em sistema heterogêneo, a adição de sólido (C_(s)) não altera o estado de equilíbrio, pois a concentração do sólido é constante e não depende da quantidade. Para esse exemplo, as únicas substâncias que conseguem deslocar o equilíbrio são CO_{2(g)} e CO_(g).

Observação

Tudo o que foi discutido para a concentração também é válido para **as pressões parciais em sistemas gasosos**.



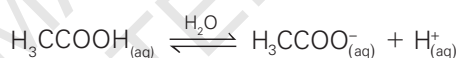
Com o aumento na pressão parcial de H₂ ou I₂, o equilíbrio desloca-se para a direita.

Com a diminuição da pressão parcial de H₂ ou I₂, o equilíbrio desloca-se para a esquerda.

Observações

a) A variação da concentração de reagentes e produtos desloca o equilíbrio, porém não varia o valor das constantes de equilíbrio K_c e K_p. O único fator que altera o valor das constantes é a temperatura.

b) Efeito do íon comum: em um equilíbrio que apresente íons, a adição de espécies químicas pode influenciar, ou não, o equilíbrio do sistema. Veja a equação a seguir:



Perceba o que pode acontecer se a essa reação houver uma:

- adição de HCl_(aq): o ácido HCl ioniza-se, formando o íon cátion H_(aq)⁺. Isso provocará, portanto, o aumento da concentração desse íon no sistema e o deslocamento do equilíbrio para a esquerda. O íon H_(aq)⁺ é comum ao sistema.
- adição de NaOH_(aq): a base NaOH dissocia-se, formando o íon ânion OH_(aq)⁻, que reage com o cátion H_(aq)⁺, provocando uma diminuição na con-

centração de H_(aq)⁺. Dessa forma, o equilíbrio ficará deslocado para a direita, com o intuito de repor a quantidade removida desse íon. O íon OH_(aq)⁻ é o íon não comum ao equilíbrio.

EFEITO DO VOLUME E DA PRESSÃO

As variações de volume afetam significativamente o estado de equilíbrio químico apenas quando um ou mais reagentes ou produtos se encontram no estado gasoso e a reação ocorre em sistema fechado (sob temperatura constante).

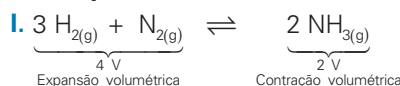
Os sólidos e os líquidos são praticamente incompressíveis. Quando o volume de um sistema é alterado, este é acompanhado de uma variação de pressão da mistura gasosa:

- um **aumento de pressão**, por diminuição de volume (aumento de número de choques), favorecerá o sentido da reação que conduz a uma **diminuição do número total de moléculas gasosas** de forma a contrariar a perturbação;
- uma **diminuição da pressão**, por aumento de volume (diminuição do número de choques), favorecerá o sentido da reação que aponta para o **maior número total de moléculas gasosas**, pois, dessa forma, opõe-se à alteração introduzida.

Observação

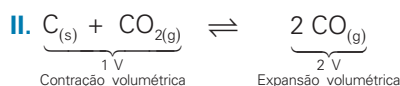
O estado de equilíbrio de um sistema químico descrito por uma equação química em que a soma dos coeficientes estequiométricos das espécies gasosas é igual nos reagentes e nos produtos não é afetado por variações de pressão.

Exemplos



Na reação de produção da amônia (NH₃), processo Haber-Bosch, observamos que, no lado dos reagentes, encontramos 3 mols de H_{2(g)} (3 volumes) reagindo com 1 mol de N_{2(g)} (1 volume), totalizando 4 volumes gasosos. Já no lado dos produtos, encontramos apenas a formação de 2 mols de amônia, dando um total de 2 volumes gasosos. Assim:

- um aumento da pressão, nesse sistema, deslocará o equilíbrio químico no sentido dos produtos (menor volume gasoso);
- uma diminuição da pressão, nesse sistema, deslocará o equilíbrio químico no sentido dos reagentes (maior volume gasoso).



Nesse equilíbrio heterogêneo, a quantidade de gás, no lado dos reagentes, é de apenas 1 volume (1 mol

de $\text{CO}_{2(\text{g})}$, já que o carbono se encontra no estado sólido ($\text{C}_{(\text{s})}$). Já no lado do produto, a quantidade é de 2 volumes (2 mols de $\text{CO}_{(\text{g})}$). O aumento da pressão, nesse caso, deslocará o equilíbrio no lado dos reagentes (menor volume).

Observações

a) A alteração da pressão de um sistema pode deslocar o equilíbrio, porém não altera o valor de K_c nem de K_p .

b) A adição de um gás inerte no meio reacional pode aumentar a pressão do recipiente, porém não desloca o equilíbrio, pois as pressões parciais dos reagentes e dos produtos mantêm-se.

c) Existem equilíbrios que não são afetados pela pressão.

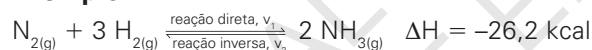
Temperatura

A totalidade das reações químicas em equilíbrio é comprometida pela temperatura e, na maior parte desses equilíbrios, o efeito da temperatura é bem expressivo. Assim, os valores das constantes de equilíbrio são sempre fornecidos em uma temperatura fixa, em geral a $25\text{ }^\circ\text{C}$.

Mais uma vez, o princípio de Le Chatelier pode ser usado para antecipar como uma reação química em equilíbrio vai responder a uma variação de temperatura.

Para neutralizar a influência do aumento na temperatura, o equilíbrio químico desloca-se no sentido endotérmico (sentido que absorve energia). Já uma diminuição na temperatura retira energia do sistema, fazendo com que o equilíbrio seja deslocado no sentido exotérmico (sentido que libera energia).

Exemplo



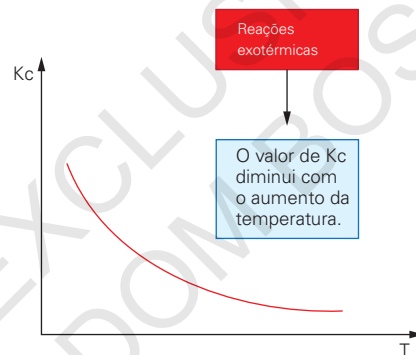
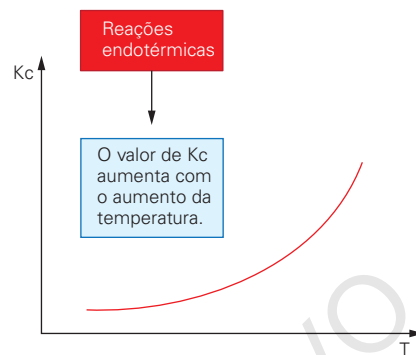
Quando for apresentada uma equação termoquímica, o ΔH sempre será referente à reação direta (v_1).

Nesse exemplo, a reação direta é exotérmica ($\Delta H < 0$), e a reação inversa (v_2) é endotérmica.

- Um aumento na temperatura desloca o equilíbrio para a esquerda (endotérmico).
- Uma diminuição na temperatura desloca o equilíbrio para a direita (exotérmico).

Nas modificações da posição de equilíbrio em razão das variações de concentração ou pressão, o valor da constante de equilíbrio mantém-se, pois a temperatura, grandeza que afeta o valor da constante de equilíbrio, permanece constante.

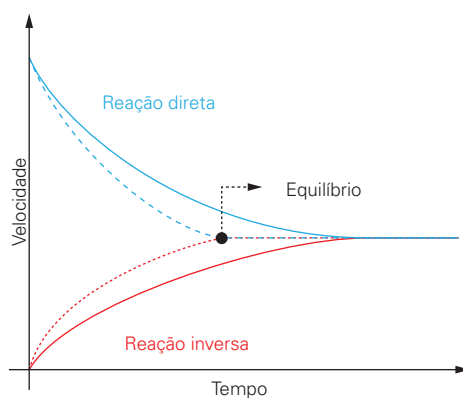
Quando um sistema químico em equilíbrio é perturbado por uma variação de temperatura, a evolução do equilíbrio é acompanhada, simultaneamente, pela alteração do valor de K_c da reação. Por exemplo, um aumento na temperatura provoca aumento do valor de K_c , para reações endotérmicas ($\Delta H > 0$), e diminuição, para reações exotérmicas ($\Delta H < 0$).



Varição de K_c com a temperatura para reações endotérmicas e exotérmicas.

Catalisador

O **catalisador** não desloca o equilíbrio, ele apenas diminui o tempo necessário para que o estado de equilíbrio seja atingido, porque aumenta a velocidade das reações direta e inversa na mesma proporção, sem romper o equilíbrio químico nem modificar a composição do sistema.



- Equilíbrio com catalisador
- Equilíbrio sem catalisador

ROTEIRO DE AULA

DESLOCAMENTO DE EQUÍLBRIO

Concentração

O aumento da concentração provoca um aumento na velocidade, fazendo com que a reação ocorra, em maior escala, no sentido oposto àquele que sofreu acréscimo.

A diminuição da concentração provoca uma queda na velocidade da reação, fazendo com que a reação ocorra em maior escala no sentido de reproduzir a substância que foi retirada.

Pressão

O aumento da pressão desloca o equilíbrio no sentido de menor volume gasoso (contração volumétrica).

A diminuição da pressão desloca o equilíbrio no sentido de maior volume gasoso (expansão volumétrica).

Temperatura

Aumento na temperatura: o equilíbrio químico desloca-se no sentido endotérmico (sentido que absorve energia).

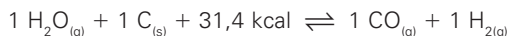
Diminuição na temperatura: o equilíbrio químico desloca-se no sentido exotérmico (sentido que libera energia).

Catalisador

Não desloca o equilíbrio químico, somente diminui o tempo necessário para que o estado de equilíbrio seja atingido.

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. **Espcex-SP/Aman-RJ** – Considere a seguinte reação química em equilíbrio num sistema fechado a uma temperatura constante:



A respeito dessa reação, são feitas as seguintes afirmações.

- I. A reação direta trata-se de um processo exotérmico.
- II. O denominador da expressão da constante de equilíbrio em termos de concentração molar (Kc) é igual a $[\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{C}]$.
- III. Se for adicionado mais monóxido de carbono ($\text{CO}_{(g)}$) ao meio reacional, o equilíbrio será deslocado para a esquerda, no sentido dos reagentes.
- IV. O aumento na pressão total sobre esse sistema não provoca deslocamento de equilíbrio.

Das afirmações feitas, utilizando os dados anteriores, está(ão) correta(s)

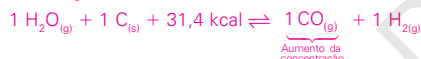
- a) todas.
- b) apenas a I e a II.
- c) apenas a II e a IV.
- d) apenas a III.
- e) apenas a IV.

I. Incorreta. A reação direta trata-se de um processo endotérmico, pois ocorre a absorção de 31,4 kcal pelos reagentes.

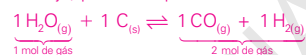
II. Incorreta. O denominador da expressão da constante de equilíbrio, em termos de concentração molar (Kc), é igual a $[\text{H}_2\text{O}]$, somente.

$$K_c = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

III. Correta. Se for adicionado mais monóxido de carbono ($\text{CO}_{(g)}$) ao meio reacional, o equilíbrio será deslocado para a esquerda, no sentido dos reagentes.



IV. Incorreta. O aumento na pressão total sobre esse sistema desloca o equilíbrio no sentido do menor número de mols de gás (menor volume), ou seja, para a esquerda:

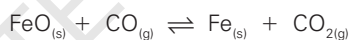


1 mol : 2 mol

1 volume : 2 volumes

Elevação da pressão: 1 mol \rightleftharpoons 2 mol

2. Uninta-CE



A reação representada pela equação química é uma das transformações mais importantes que ocorrem nos altos-fornos de usinas siderúrgicas, na produção de ferro-gusa. O princípio de Le Chatellier aplicado aos sistemas em equilíbrio homogêneo é também válido para os estudos dos sistemas heterogêneos.

Considerando-se as aplicações do princípio de Le Chatellier ao equilíbrio químico representado, é correto afirmar:

- a) A adição de $\text{FeO}_{(s)}$ ao sistema afeta o estado de equilíbrio químico.
- b) A variação da pressão total do sistema causa alteração no equilíbrio químico.

c) A constante de equilíbrio, K_p , é representada pela expressão matemática $K_p = \frac{[\text{Fe}] \cdot [\text{CO}_2]}{[\text{FeO}] \cdot [\text{CO}]}$.

- d) A diminuição da concentração de $\text{CO}_{2(g)}$ no interior do sistema em equilíbrio químico aumenta a velocidade da reação no sentido da direita até atingir um novo estado de equilíbrio.
- e) A variação da temperatura do sistema em equilíbrio químico mantém inalterado o valor da constante de equilíbrio.

A diminuição da concentração de $\text{CO}_{2(g)}$ faz o equilíbrio equacionado ser deslocado para a direita.

3. São Camilo-SP

C7-H24

Um sistema clássico no estudo de equilíbrio químico é constituído pelo par cromato/dicromato, pois o favorecimento da reação direta ou inversa pode ser observado pela mudança de coloração. Esses íons coexistem em equilíbrio e é possível ressaltar uma cor ou outra dependendo da intervenção que se faça no sistema.



A predominância da cor amarela ocorre quando

- a) se acrescenta HCl ou dilui a solução.
- b) se acrescenta HCl ou evapora água.
- c) se acrescenta NaCl ou dilui a solução.
- d) se acrescenta NaOH ou evapora água.
- e) se adiciona NaOH ou dilui a solução.

Adicionando hidróxido de sódio (NaOH) no equilíbrio mencionado no exercício, ocorrerá a formação do íon OH^- , e este consumirá os íons H^+ presentes no equilíbrio, deslocando o equilíbrio para a esquerda, a fim de repor o H^+ e, com isso, a predominância da cor amarela.

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. **UPF-RS** – O dióxido de nitrogênio é um gás de cor castanha que se transforma parcialmente em tetróxido de dinitrogênio, um gás incolor. O equilíbrio entre essas espécies pode ser representado pela equação:



Com base nas informações apresentadas e considerando as seguintes condições reacionais:

- I. Aumento da pressão
- II. Aumento da temperatura
- III. Adição de $\text{N}_2\text{O}_{4(g)}$
- IV. Adição de $\text{NO}_{2(g)}$

Marque a alternativa que indica apenas as condições que deslocam o equilíbrio para a direita.

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

I. Correta. Com o aumento da pressão, o equilíbrio será deslocado para a direita, no sentido da diminuição de volume.



2 volumes \rightleftharpoons 1 volume

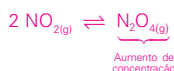
$P \uparrow \cdot V \downarrow = k \Rightarrow$ deslocamento para a direita (diminuição de volume)

II. Incorreta. Com o aumento da temperatura, o equilíbrio será deslocado no sentido da reação endotérmica, ou seja, para a esquerda.

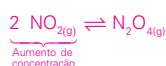
Exotérmica ($\Delta H < 0$): favorecida pela diminuição da temperatura.

Endotérmica ($\Delta H > 0$): favorecida pela elevação da temperatura.

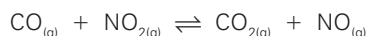
III. Incorreta. Com a adição de $\text{N}_2\text{O}_{4(g)}$, o equilíbrio será deslocado no sentido de seu consumo, ou seja, para a esquerda.



IV. Correta. Com a adição de $\text{NO}_{2(g)}$, o equilíbrio será deslocado no sentido de seu consumo, ou seja, para a direita.



5. UFRGS-RS – Considere os dados termodinâmicos da reação na tabela a seguir.



Substância	CO	NO ₂	CO ₂	NO
ΔH_f (kJ · mol ⁻¹)	-110,5	33,2	-393,5	90,3

Com base nesses dados, considere as seguintes afirmações sobre o deslocamento do equilíbrio químico dessa reação.

- I. O aumento da temperatura desloca no sentido dos produtos.
- II. O aumento da pressão desloca no sentido dos produtos.
- III. A adição de CO₂ desloca no sentido dos reagentes.

Assinale a alternativa correta.

- a) Apenas a afirmativa I está correta.
- b) Apenas a afirmativa II está correta.
- c) Apenas a afirmativa III está correta.**
- d) Apenas as afirmativas I e II estão corretas.
- e) Todas as afirmativas estão corretas.

I. Incorreta. O aumento da temperatura desloca no sentido dos reagentes (reação endotérmica).



$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

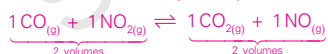
$$\Delta H = [-393,5 + 90,3] - [-110,5 + 33,2]$$

$$\Delta H = -225,9 \text{ kJ}$$

Exotérmica (sentido dos produtos): favorecida pela diminuição da temperatura.

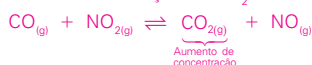
Endotérmica (sentido dos reagentes): favorecida pela elevação da temperatura.

II. Incorreta. A variação de pressão não desloca o equilíbrio.

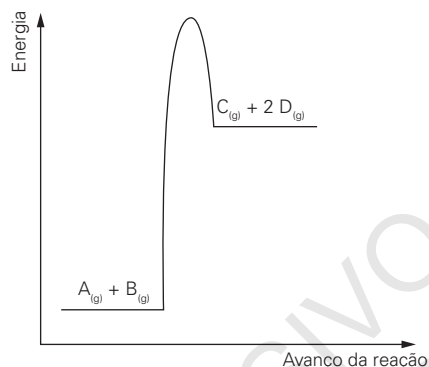


2 volumes \rightleftharpoons 2 volumes

III. Correta. A adição de CO₂ desloca no sentido dos reagentes.



6. UFRGS-RS (adaptado) – Observe a figura a seguir, sobre o perfil de energia de uma reação em fase gasosa.

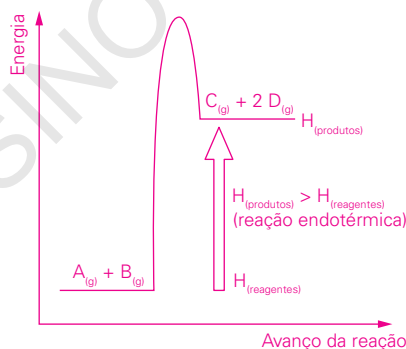


Considere as seguintes afirmações a respeito dessa reação.

- I. A posição de equilíbrio é deslocada a favor dos produtos, sob aumento de temperatura.
- II. A posição de equilíbrio é deslocada a favor dos reagentes, sob aumento de pressão.
- III. A velocidade da reação inversa aumenta com a temperatura.

Quais estão corretas?

I. Correta. A posição de equilíbrio é deslocada a favor dos produtos, sob aumento de temperatura, pois trata-se de uma reação endotérmica.

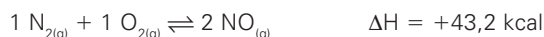


II. Correta. A posição de equilíbrio é deslocada a favor dos reagentes, sob aumento de pressão.



III. Correta. A velocidade das reações inversa e direta aumenta com a elevação da temperatura, então tomamos como correta a afirmação: a velocidade da reação inversa aumenta com a temperatura.

10. Unisc-RS – Considere a reação a seguir:



O único fator que provoca seu deslocamento para a direita é

- a) a adição do gás NO.
- b) o aumento de pressão sobre o sistema.
- c) a retirada de N_2 gasoso do sistema.
- d) a diminuição da pressão do sistema.
- e) o aumento da temperatura sobre o sistema.

11. Unicentro-PR – Leia o texto a seguir.

A integridade da casca dos ovos tem grande influência na qualidade deles, sendo um dos fatores que mais tem preocupado os produtores. A espessura da casca pode variar devido a vários fatores, entre eles a hereditariedade, já que algumas famílias ou linhagens de aves produzem ovos com casca mais grossa que outras. Essas diferenças entre aves, com relação à qualidade da casca, são definidas pela capacidade das aves de utilizar o cálcio; outro fator é o clima, já que altas temperaturas reduzem a espessura da casca, e os níveis de cálcio ou bicarbonato de sódio do sangue são reduzidos como resultado dos movimentos respiratórios mais acelerados, visto que as aves procuram, dessa forma, controlar a temperatura corporal.

LISBOA, J. C. F. Química – ser protagonista. São Paulo: Edições SM, 2010. p.371.

O constituinte principal do ovo da galinha é o carbonato de cálcio (CaCO_3) dado pelo equilíbrio a seguir.



Com base no texto e nos conhecimentos sobre equilíbrio químico, considere as afirmativas a seguir.

I. A expressão para calcular a constante de equilíbrio em relação às concentrações molares é

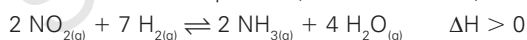
$$K_c = \frac{[\text{CaO}] \cdot [\text{CO}_2]}{\text{CaCO}_3}$$

- II. Adicionando-se um catalisador, o equilíbrio será deslocado para a direita.
- III. Aumentando-se a pressão sobre o sistema em equilíbrio, este será deslocado no sentido que produzirá mais $\text{CaCO}_{3(\text{s})}$.
- IV. Aumentando-se a concentração de $\text{CO}_{2(\text{g})}$, haverá aumento na concentração do $\text{CaCO}_{3(\text{s})}$.

Assinale a alternativa correta.

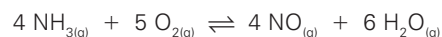
- a) Somente as afirmativas I e II estão corretas.
- b) Somente as afirmativas I e IV estão corretas.
- c) Somente as afirmativas III e IV estão corretas.
- d) Somente as afirmativas I, II e III estão corretas.
- e) Somente as afirmativas II, III e IV estão corretas.

12. Acafe-SC – Dado o equilíbrio químico a seguir e com base nos conceitos químicos, é correto afirmar, **exceto**:



- a) A presença de um catalisador altera a constante de equilíbrio.
- b) Adicionando H_2 , o equilíbrio é deslocado para a direita.
- c) Diminuindo a pressão do sistema, o equilíbrio é deslocado para a esquerda.
- d) Diminuindo a temperatura do sistema, o equilíbrio é deslocado para a esquerda.

13. UEPG-PR – NH_3 , O_2 , NO e H_2O encontram-se misturados em um meio reacional em equilíbrio, que pode ser expresso pela equação:

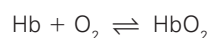


Mantendo-se a temperatura e o volume constantes e considerando-se alterações que podem ocorrer nesse equilíbrio e os possíveis efeitos, assinale o que for correto.

- 01) A adição de NO não provoca mudança na quantidade de H_2O no meio reacional.
- 02) A adição de NO provoca um aumento na concentração de O_2 .
- 04) A remoção de O_2 provoca um aumento na concentração de NH_3 .
- 08) A adição de NH_3 faz com que haja um aumento no valor da constante de equilíbrio da reação, Kc.
- 16) A remoção de NO provoca uma diminuição na concentração de NH_3 .

Dê a soma dos itens corretos.

14. UEL-PR – Maratonistas percorrem distâncias de 40 km, mas dependem de uma boa oxigenação nos músculos. Se isso não ocorre, o cansaço é extremo e pode causar desmaios. A utilização do oxigênio (O_2) pelas células ocorre, inicialmente, pela combinação do O_2 com a hemoglobina do sangue (Hb), formando a oxiemoglobina (HbO_2), conforme o equilíbrio a seguir.



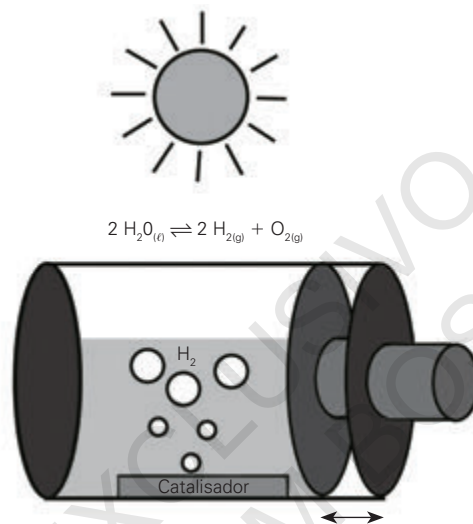
HbO_2 é o agente de transporte do O_2 para as células dos músculos, já que o O_2 não se dissolve bem no plasma sanguíneo.

Sobre esse tema, responda aos itens a seguir.

- a) Sabendo que o aumento da acidez no plasma sanguíneo favorece a dissociação da HbO_2 , explique por que, para um indivíduo que possui elevada atividade

17. UFPR (adaptado) – Recentemente, a produção fotocatalítica de hidrogênio vem atraindo atenção devido ao processo que gera um combustível limpo, o qual é utilizado em células a combustível. O processo baseia-se na separação da água nos seus componentes, conforme equilíbrio inserido no esquema, utilizando luz solar e um fotocatalisador (por exemplo $\text{NaTaO}_3 : \text{La}$). O processo é extremamente endotérmico, necessitando 1,23 eV para ocorrer. Num experimento, o

processo foi realizado num sistema fechado, como esquematizado a seguir. Considerando essas informações, identifique as afirmativas a seguir como verdadeiras **V** ou falsas **F**.



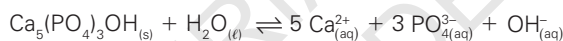
- () A quantidade de fotocatalisador limita a conversão.
- () O aumento da temperatura favorece a conversão.
- () A diminuição do volume do sistema favorece a conversão.
- () É condição necessária para a produção de hidrogênio que o fotocatalisador absorva energia solar superior a 1,23 eV.

ESTUDO PARA O ENEM

18. UFSJ-MG

C7-H24

O esmalte dos dentes é constituído por hidroxiapatita, substância que estabelece o seguinte equilíbrio químico na mucosa bucal:



Pessoas que ingerem suco de limão, íons cálcio e sacarose em demasia terão o equilíbrio citado anteriormente deslocado, respectivamente,

- a) para a direita, para a direita, inalterado.
- b) para a esquerda, para a direita, para a direita.
- c) para a direita, para a esquerda, inalterado.
- d) para a esquerda, para a esquerda, para a esquerda.

19. Unimontes-MG

C7-H24

Em um tubo de ensaio contendo solução aquosa saturada de cloreto de sódio foi adicionada uma solução concentrada de ácido clorídrico, observando-se alguns cristais de NaCl que precipitam na solução.

Dada a equação que representa o equilíbrio de solubilidade do cloreto de sódio, $\text{NaCl}_{(s)} \rightleftharpoons \text{Na}^{+}_{(aq)} + \text{Cl}^{-}_{(aq)}$, assinale a alternativa correta.

- a) A adição do íon comum cloreto favorece o equilíbrio para a esquerda.
- b) O ácido clorídrico reage com cloreto de sódio formando um precipitado.

- c) A solubilidade do cloreto de sódio é aumentada pela adição de HCl .
- d) A adição do íon comum aumenta a solubilidade do cloreto de sódio.

20. UEMG

C7-H24

Zuenir Ventura, em sua crônica "Bonito por natureza", coloca o seguinte texto sobre a Gruta do Lago Azul.

O passeio vale todos os sacrifícios, se é que se pode falar assim. Porque o espetáculo de descida é quase alucinógeno: é um milagre que aquelas estalactites da finura de agulha que descem do teto da gruta possam se sustentar como se fossem gotas interrompidas.

VENTURA, 2012. p.127.

A equação química que mostra a formação das estalactites está representada a seguir:



É correto afirmar que a formação das estalactites é favorecida na seguinte condição:

- a) Evaporação constante da água.
- b) Diminuição da concentração de íons Ca^{2+} .
- c) Retirada de íons de bicarbonato.
- d) Abaixamento da temperatura no interior da caverna.

EQUILÍBRIO IÔNICO - LEI DA DILUIÇÃO DE OSTWALD E PRODUTO IÔNICO DA ÁGUA (pH e pOH)

26

EQUILÍBRIO QUÍMICO EM SOLUÇÕES AQUOSAS

Equilíbrio iônico é definido como o estudo dos equilíbrios químicos que envolvem soluções aquosas eletrolíticas, ou seja, presença de íons em solução.

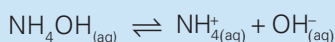
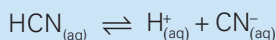
Considere o eletrólito AB em solução aquosa:



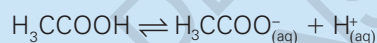
Sua ionização, se AB for molecular, ou sua dissociação, se AB for iônico, também são fenômenos reversíveis que atingirão, após determinado tempo, o equilíbrio químico. Esse equilíbrio será agora chamado de **equilíbrio iônico**, uma vez que os produtos não são propriamente substâncias, mas sim íons.

É importante ressaltar que, no caso de soluções saturadas sem corpo de fundo de bases fortes ou de sais solúveis, não podemos falar em equilíbrio iônico, uma vez que a reação inversa não se processa.

Exemplos



Considere a ionização do ácido acético:



A exemplo de equilíbrios anteriores, é possível escrever sua constante de equilíbrio da seguinte forma:

$$K_c = \frac{H_3CCOO^- \cdot H^+}{H_3CCOOH}$$

Essa constante de equilíbrio, K_c , recebe agora o nome particular de **constante de ionização**, ou **constante de dissociação iônica**, e é representada por K_i , K_a (no caso de ácidos).

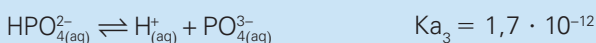
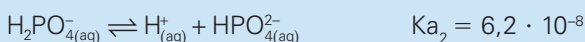
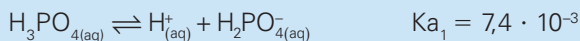
Exemplo



$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [CN^-]}{[HCN]}$$

Observações

- K_i varia com a temperatura.
- Quando a ionização de um eletrólito apresentar várias etapas, teremos, para cada etapa, uma constante de ionização:



Observe que a primeira constante de ionização do ácido fosfórico é muito maior que a segunda, que, por sua vez, é maior que a terceira, indicando que a primeira

- Equilíbrio químico em solução aquosa
- Equilíbrio iônico de ácidos – Constante de acidez – K_a
- Equilíbrio iônico de bases – Constante de basicidade – K_b
- Equilíbrio iônico da água
- Classificação ácido-base de soluções aquosas
- Potencial hidrogeniônico – pH
- Potencial hidroxilônico – pOH
- Escalas de pH e pOH

HABILIDADES

- Trabalhar com ácidos e bases em soluções aquosas.
- Calcular a constante de ionização de um ácido por meio de sua concentração e grau de ionização (Lei de Ostwald).
- Compreender o funcionamento dos indicadores químicos.
- Interpretar o valor do pH (ou do pOH) de uma solução aquosa.
- Perceber que, em uma amostra de água pura há presença de íons H^+ e OH^- .
- Classificar as soluções como ácidas ou básicas, em função dos valores de pH e pOH.
- Calcular o pH aproximado de uma solução por meio de testes.
- Resolver problemas numéricos envolvendo logaritmo.

ionização de um eletrólito ocorre mais intensamente do que as subseqüentes.

$$K_{a1} > K_{a2} > K_{a3}$$

- A constante de ionização (K_i) é diretamente proporcional ao grau de ionização (α) de um composto. Dessa forma, valores altos de K_i indicam eletrólitos fortes, que são, portanto, muito dissociados ou ionizados, e valores baixos indicam que o eletrólito é fraco.
- Para ácidos, convencionou-se avaliar equilíbrios iônicos apenas para aqueles classificados como fracos ($\alpha < 5\%$). Eventualmente, avaliam-se equilíbrios iônicos para os ácidos moderados ($5\% < \alpha < 50\%$). Os fortes são excluídos da análise, pois, apesar de serem encontrados em equilíbrio, são tão deslocados para a direita que fatores externos pouco influenciam em suas características.

Tal como os ácidos, as bases também podem ser fortes ou fracas, conforme se dissociam ou ionizam total ou parcialmente em água. Para a ionização da base genérica B, representada pela equação química



a expressão da constante de basicidade, K_b , será:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

- Um ácido ou uma base são considerados fracos quando se verifica que $K_a < 1$ ou $K_b < 1$, respectivamente.
- Os termos forte e fraco não estão associados à reatividade química do ácido ou da base, mas apenas à extensão da sua ionização ou dissociação. Por exemplo, um ácido fraco também pode ter efeito corrosivo se a sua concentração for elevada, pois, nessas circunstâncias, o pH da solução pode ser suficientemente baixo.
- As soluções de ácidos fracos têm valores de pH mais elevados do que os das soluções de ácidos fortes de igual concentração.

LEI DA DILUIÇÃO DE OSTWALD

O grau de ionização de um eletrólito, α , é definido como a relação entre o número de mols que estão ionizados na solução e o número total de mols dissolvidos. Portanto, para cada mol inicialmente dissolvido, α representa a parte que se ionizou. De maneira geral, temos:

$$\alpha = \frac{\text{número de mol ionizado}}{\text{número de mol dissolvido}}$$

Considere o equilíbrio $\text{AB} \rightleftharpoons \text{A}^+ + \text{B}^-$. Por meio da concentração em quantidade de matéria (mol/L) e do grau de ionização (α), podemos relacionar K_i e α e analisar o comportamento do sistema até o equilíbrio iônico.

$$K_i = \frac{m \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$$

Essa fórmula representa a lei da diluição de Ostwald e permite concluir que, quanto mais diluída uma solução iônica, ou seja, quanto menor a concentração de um eletrólito, maior será seu grau de ionização. Essa conclusão também significa que o grau de ionização aumenta à medida que se dilui a solução, fato que promove um deslocamento do equilíbrio iônico para a direita.

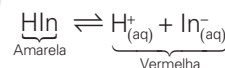
Para eletrólitos fracos, nos quais os valores de α são muito pequenos (com $\alpha \rightarrow$ zero), podemos considerar $(1 - \alpha)$ como sendo praticamente 1, o que simplifica a equação de Ostwald para:

$$K_i = M \cdot \alpha^2$$

Ação dos indicadores ácido-base

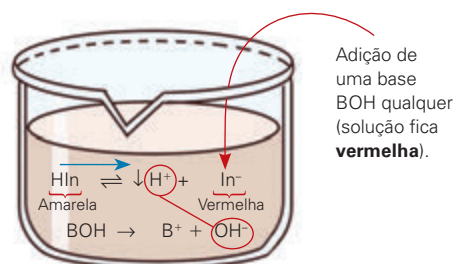
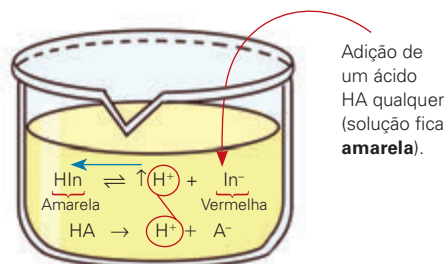
Indicadores ácido-base são substâncias orgânicas, geralmente ácidas ou bases fracas, que mudam de cor, conforme a acidez ou basicidade do meio. Isso quer dizer que, quando estão na forma íntegra (por exemplo, os ácidos na forma molecular), apresentam uma cor característica e, quando se ionizam, seus íons (o ânion, no caso dos ácidos) demonstram outra cor. Essa mudança de cor é decorrência direta do deslocamento do equilíbrio químico.

Utilizando, por exemplo, o indicador ácido-base genérico HIn, temos:



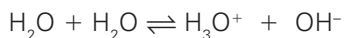
Se adicionarmos, ao equilíbrio anterior, um ácido qualquer, haverá um aumento na concentração de íons H^+ , o que provocará um deslocamento para a esquerda (efeito do íon comum), tornando a solução amarela.

No entanto, se adicionarmos uma base, haverá uma diminuição dos íons H^+ (que são consumidos pelo OH^- da base, formando água) e, portanto, o equilíbrio se deslocará para a direita, tornando a solução vermelha.

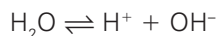


EQUILÍBRIO IÔNICO DA ÁGUA

A água é um eletrólito extremamente fraco, que se ioniza segundo a equação:



Esse processo é conhecido como **autoionização da água ou autoprotólise**. Nele, as moléculas de água dividem-se em íon hidrogênio (H^+) e íon hidróxido (OH^-).



Como toda ionização, a água também atinge um equilíbrio, chamado de equilíbrio iônico da água (K_i), que pode ser representado da seguinte maneira:

$$K_i = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

Como a ionização da água é muito baixa, sua concentração, após a ionização, fica praticamente inalterada, por isso ela é considerada constante. Portanto:

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

O produto iônico da água, K_w , tem um valor de $1 \cdot 10^{-14}$ a uma temperatura de 25°C .

O produto iônico da água aumenta com a elevação da temperatura, indicando que sua ionização é um processo endotérmico (princípio de Le Chatelier). Sendo assim, é possível definir soluções ácidas, básicas ou neutras em função do seguinte critério:

- **Soluções ácidas:** $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$
- **Soluções neutras:** $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$
- **Soluções básicas:** $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$

Veja os seguintes exemplos para soluções a uma temperatura de 25°C ($K_w = 1 \cdot 10^{-14}$).

- **Soluções neutras**

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

$$1 \cdot 10^{-14} = x \cdot x$$

$$x^2 = 1 \cdot 10^{-14}$$

$$\sqrt{x^2} = \sqrt{1 \cdot 10^{-14}}$$

$$x = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L} \therefore [\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L e } [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

- **Soluções ácidas**

$$[\text{H}^+] > 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

- **Soluções básicas**

$$[\text{OH}^-] > 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

ESCALA DE PH E POH

Com o objetivo de facilitar a medição da acidez de um meio e evitar o trabalho com potências negativas, como $[\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ mol/L}$, **Peter L. Sørensen** propôs uma nova escala para as medidas de acidez e basicidade das soluções, utilizando o logaritmo segundo as definições:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \quad \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

A letra p, minúscula, indica $-\log$ ou colog. Dessa forma:

- pH é o potencial hidrogeniônico da solução;
- pOH é o potencial hidroxiliônico da solução.

Atenção!

Como a letra p indica potencial e, por definição, $-\log$, temos que:

$$\text{pKa} = -\log K_a$$

$$\text{pKb} = -\log K_b$$

$$\text{pKw} = -\log K_w$$

E assim por diante.

Veja os seguintes exemplos envolvendo cálculos de pH e pOH em soluções a 25°C ($K_w = 1 \cdot 10^{-14}$).

Soluções neutras

Sabe-se que, em soluções neutras, a $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$, portanto:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (1 \cdot 10^{-7}) = 7$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (1 \cdot 10^{-7}) = 7$$

Em soluções neutras, a 25°C , o pH e o pOH têm o valor 7.

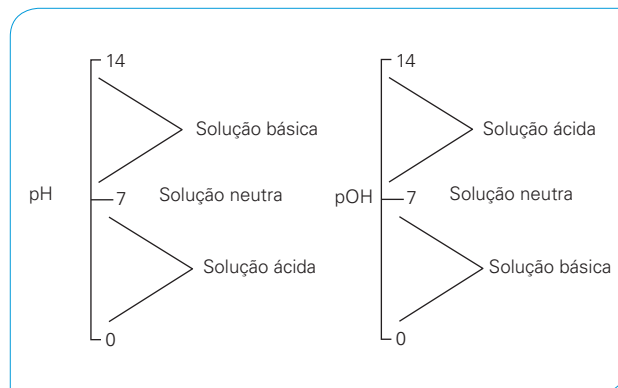
Soluções ácidas

Sabe-se que, nas soluções ácidas, a $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$.

Soluções básicas

Sabe-se que, nas soluções básicas, a $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$.

Em função das discussões feitas anteriormente, conclui-se que:



Ao analisar com atenção o esquema apresentado e os exemplos de soluções a 25°C , notamos que:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Determinação do pH e pOH em problemas envolvendo misturas e diluição de soluções

Em muitas situações, precisaremos determinar o valor do pH e o pOH da solução final após uma diluição ou uma mistura de soluções.

• Diluição de uma solução

Certa solução de ácido clorídrico possui $\text{pH} = 1$. Com base nessa solução, determine o volume de água adicionada a um litro dessa solução, para produzir outra solução de $\text{pH} = 4$.

Resolução

Nessa situação, temos:

$$\text{Solução A : } [\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$$

$$\text{Solução B : } [\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\text{Volume da solução B : } V_B = 1 + V$$

Sendo assim:

$$m_a \cdot V_a = m_b \cdot V_b$$

$$1 \cdot 10^{-1} \cdot 1 = 1 \cdot 10^{-4} \cdot V_b$$

$$V_b = 1000 \text{ L}$$

Portanto, o volume de água adicionado a 1 L de solução de HCl de $\text{pH} = 1$ é de 999 L (1000 - 1).

Observação

Como a escala de pH é logarítmica, cada unidade "x" de pH que aumenta faz a solução sofrer diluição de 10^x .

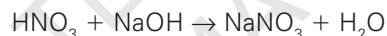
• Mistura de soluções

Determine o pH de uma solução que foi preparada pela adição de 200 mL de uma solução de HNO_3 , de concentração 0,1 mol/L, com 200 mL de uma solução de NaOH, de concentração 0,2 mol/L.

Dado: $\log 5 = 0,7$

Resolução

Ao misturar as soluções, temos uma reação de neutralização:



Primeiramente, vamos determinar a quantidade de matéria, em mol, do HNO_3 e NaOH na solução inicial.

Para o HNO_3 :

$$1 \text{ L} \text{ ——— } 0,1 \text{ mol}$$

$$0,2 \text{ L} \text{ ——— } x$$

$$x = 0,02 \text{ mol de } \text{HNO}_3$$

Para o NaOH:

$$1 \text{ L} \text{ ——— } 0,2 \text{ mol}$$

$$0,2 \text{ L} \text{ ——— } y$$

$$y = 0,04 \text{ mol de NaOH}$$

Como a proporção estequiométrica é de 1:1, o HNO_3 será o reagente limitante, e o NaOH, o reagente em excesso. De acordo com a quantidade de mols dessas substâncias, no início, sobrá 0,02 mol de NaOH, sem reagir, em 400 mL de solução. Sendo assim:

$$[\text{NaOH}] = \frac{0,02 \text{ mol}}{0,4 \text{ L}} = 0,05 \text{ mol/L}$$

Portanto, a $[\text{OH}^-] = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

Dessa forma:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = -\log 5 \cdot 10^{-2}$$

$$\text{pOH} = -(\log 5 + \log 10^{-2})$$

$$\text{pOH} = -(0,7 - 2)$$

$$\text{pOH} = 1,3$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} + 1,3 = 14$$

$$\text{pH} = 12,7$$

ROTEIRO DE AULA

EQUILÍBRIO IÔNICO

Ácido

Base

Equilíbrio iônico

Fraco



$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]}$$

Lei de diluição de Ostwald

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

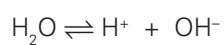
$$K_i = \eta_i \cdot \alpha^2$$

$$\alpha = \frac{\text{quantidade de mols ionizados}}{\text{quantidade inicial de mols dissolvidos}}$$

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

ROTEIRO DE AULA

EQUILÍBRIO IÔNICO DA ÁGUA



pH

pOH

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$K_w = 1 \cdot 10^{-14} \text{ a } 25^\circ\text{C}$$

Soluções neutras

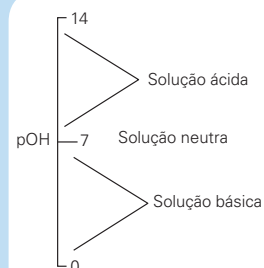
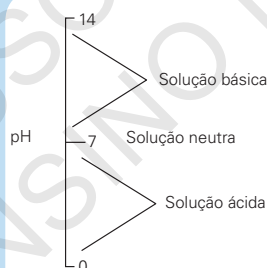
$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$$

Soluções básicas

$$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$$

Soluções ácidas

$$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$$



$$[H^+] = 4,9 \cdot 10^{-10} \cdot R$$



$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [HCOO^-]}{[HCOOH]} \Rightarrow [H^+] = 1,8 \cdot 10^{-4} \cdot \frac{[HCOOH]}{[HCOO^-]}$$

$$[H^+] = 1,8 \cdot 10^{-4} \cdot R$$



$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \Rightarrow [H^+] = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$$

$$[H^+] = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot R$$

$$1,8 \cdot 10^{-4} \cdot R > 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot R > 4,9 \cdot 10^{-10} \cdot R$$

Quanto maior a concentração de cátions H^+ , menor o valor do pH em uma solução aquosa dos respectivos sais sódicos.

Conclusão: formiato ($HCOO^-$) < acetato (CH_3COO^-) < cianeto (CN^-).

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. IFSul-RS – O potencial hidrogeniônico, mais conhecido como pH, consiste num índice que indica a acidez, neutralidade ou alcalinidade de um meio qualquer. Os valores de pH variam de 0 a 14. As hortênsias são flores que se colorem obedecendo ao pH do solo. É como se o pH fosse o estilista desse tipo de flor. Em solos onde a acidez é elevada, as hortênsias adquirem a coloração azul, agora, nos solos alcalinos, elas ficam rosa.

Disponível em: <<http://mundoeducacao.bol.uol.com.br/quimica/o-ph-solo-coloracao-das-plantas.htm>>. Acesso em: fev. 2019.

Considerando as informações anteriores, em um solo com concentração de íons OH^- de $10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, o pH desse solo e a cor das hortênsias nele plantadas serão

- a) 2, 0 e cor rosa. c) 12,0 e cor rosa.
b) 2,0 e cor azul. d) 12,0 e cor azul.

$$pH + pOH = 14$$

$$[OH^-] = 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$pOH = 12$$

$$pH = 14 - 12$$

$$pH = 2$$

Como o pH é ácido, a cor da hortênsia será azul.

5. Unicid-SP – De um estudo das propriedades físico-químicas de águas coletadas em 36 fontes naturais de água mineral, situadas nos estados do Rio de Janeiro, São Paulo, Minas Gerais, Espírito Santo e Bahia, foram selecionadas as seguintes informações:

	pH a 25 °C	Composição aniônica (mg/L)	Resíduos após evaporação a 180 °C (mg/L)
Água 1	4,1	16,9	29,9
Água 2	5,4	27,9	52,0
Água 3	6,0	33,9	32,0
Água 4	7,2	59,9	88,0

M. A. P. Rebelo e N. C. Araujo. *Rev Ass Med Brasil*, 1999. Adaptado.

a) Com base nos dados da tabela, qual a água de maior acidez? Estabeleça uma relação que mostre o quanto a água de maior acidez é mais ácida que a água de menor acidez.

b) Em qual dessas águas é esperada maior condutividade elétrica a 25 °C? Justifique sua resposta.

a) A água com maior acidez, ou seja, que apresenta o menor pH, é a água 1.

Água mais ácida:

$$pH = 4,1$$

$$[H^+] = 10^{-4,1}$$

Água menos ácida:

$$pH = 7,2$$

$$[H^+] = 10^{-7,2}$$

Relação de acidez entre elas:

$$\frac{10^{-4,1}}{10^{-7,2}} = 10^{-4,1+7,2} = 10^{3,1} \therefore 1000 \text{ vezes mais ácida.}$$

b) Na água 4, pois é a solução de maior composição aniônica.

6. Espcex-SP/Aman-RJ – A uma solução aquosa de 100 mL de ácido clorídrico (HCl), de concentração $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, foram adicionados 400 mL de uma solução aquosa de hidróxido de sódio ($NaOH$), de concentração $0,75 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Considerando que:

- a solução básica foi parcialmente neutralizada pela solução do ácido;
- o ácido clorídrico é um ácido forte ($\alpha = 100\%$);
- o hidróxido de sódio é uma base forte ($\alpha = 100\%$).

O pH da mistura resultante dessa reação de neutralização é

Dado: $\log 4 = 0,60$

- a) 13,6 c) 9,8 e) 4,3
b) 11,4 d) 7,5



Quantidade em mol de cada reagente (dado que 100 mL = 0,1 L e 400 mL = 0,4 L)

$$HCl = 1 \text{ mol/L} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,1 \text{ mol}$$

$$NaOH = 0,75 \text{ mol/L} \cdot 0,4 \text{ L} = 0,3 \text{ mol}$$

Como a proporção estequiométrica da reação é de 1:1, o reagente limitante é o HCl . Com o excesso de $NaOH$ (0,2 mol) e o volume final da solução (0,5 L), calcula-se a concentração molar da base:

$$[NaOH] = \frac{0,2 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,4 \text{ mol/L} = 4 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$$

$$pOH = -\log [OH^-]$$

$$pOH = -\log (4 \cdot 10^{-1})$$

$$pOH = -(\log 4 + \log 10^{-1})$$

$$pOH = -(0,60 - 1)$$

$$pOH = +0,4$$

$$pH + pOH = 14$$

$$pH = 14 - 0,4$$

$$pH = 13,6$$

11. **USF-SP** – O ácido cianídrico (HCN) é um ácido fraco, porém seus vapores são bastante tóxicos. Considere uma solução aquosa com concentração de 0,2 mol/L desse ácido e que possua ionização de 1% de suas moléculas em meio aquoso. Com base nas informações apresentadas, determine

- a) o valor da constante de acidez (K_a) do ácido cianídrico;
 b) o valor do pH dessa solução.

Dado: $\log 2 = 0,3$

12. **PUC-RS** – Analise a tabela incompleta a seguir sobre valores típicos de pH e concentração de íons H^+ e OH^- em alguns líquidos.

Líquido	pH	$[H^+]$ (mol/L)	$[OH^-]$ (mol/L)
Água da chuva	5,7		
Água do mar			$1,0 \cdot 10^{-6}$
Café		$1,0 \cdot 10^{-5}$	
Leite	6,5		$3,2 \cdot 10^{-8}$
Sangue humano	7,4		
Suco de maçã		$3,2 \cdot 10^{-4}$	

Pela análise da tabela, é correto afirmar:

- a) A água da chuva é mais ácida do que a água do mar, e o leite é menos ácido do que o café.
 b) Entre os líquidos apresentados, o mais ácido é a água da chuva, e o mais alcalino é o leite.
 c) O café tem pH 5, sendo menos ácido do que o sangue humano.
 d) O leite é mais ácido do que a água da chuva, e o café é mais ácido do que o suco de maçã.
 e) A soma dos pHs da água da chuva e da água do mar é inferior à soma dos pHs do café e do sangue humano.

13. UFPR

Molécula-chave da vida é “vista” por radiotelescópio

Por meio de observações feitas pelo Alma, o maior radiotelescópio do mundo, dois grupos internacionais de cientistas detectaram mais uma vez, no espaço, moléculas pré-bióticas – um dos ingredientes necessários para a existência de vida. Dessa vez, os astrônomos observaram a presença do composto isocianato de metila em imensas nuvens de poeira. O isocianato de metila tem estrutura semelhante à unidade fundamental das proteínas. O isocianato de metila pode ser considerado derivado do ácido isociânico, de fórmula HNCO.

Disponível em: <<http://ciencia.estadao.com.br>>.
 Acesso em: fev. 2018. Adaptado.

O ácido isociânico (HNCO) é um isômero do ácido cianídrico (HCN). Ambos são considerados ácidos fracos e possuem o mesmo valor de constante ácida $K_a = 3,2 \cdot 10^{-4}$.

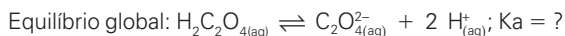
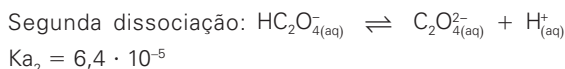
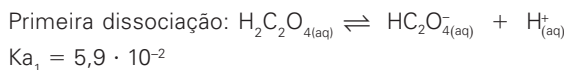
- a) Escreva a equação balanceada da reação de neutralização do ácido isociânico por hidróxido de potássio (KOH), incluindo os estados físicos das espécies.
 b) Escreva a equação balanceada de equilíbrio da reação de ionização do ácido isociânico em água, incluindo os estados físicos das espécies.
 c) Considere uma solução aquosa $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de ácido isociânico. Monte um esquema indicando as concentrações das espécies na situação imediata, após dissolução do ácido e na situação de equilíbrio ácido-base conjugada.
 d) Calcule a concentração de íons H_3O^+ na condição de equilíbrio estabelecido do item anterior. Mostre os cálculos.

Dados: $\sqrt{3,2} = 1,8$

14. **UNESP** – O ácido etanoico, popularmente chamado de ácido acético, é um ácido fraco e um dos componentes do vinagre, sendo o responsável por seu sabor azedo. Dada a constante de ionização, K_a , igual a $1,8 \cdot 10^{-5}$, assinale a alternativa que apresenta a concentração, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, de H^+ em uma solução desse ácido de concentração $2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

- a) $0,00060 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
 b) $0,000018 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
 c) $1,8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
 d) $3,6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
 e) $0,000060 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

15. **UNIFESP** – Certo produto utilizado como “tira-ferrugem” contém solução aquosa de ácido oxálico, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, a 2% (m/M). O ácido oxálico é um ácido diprótico e, em suas soluções aquosas, ocorrem duas reações de dissociação simultâneas, representadas pelas seguintes equações químicas.



- a) Expresse a concentração de ácido oxálico no produto em g/L e em mol/L.
 b) Escreva a expressão da constante K_a do equilíbrio global e calcule seu valor numérico a partir das constantes K_{a1} e K_{a2} .

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

16. **UEL-PR** – O fenômeno chamado *Smog* Fotoquímico é catalisado por luz solar e é reconhecido como um conjunto de reações químicas que ocorrem nas atmosferas das regiões metropolitanas. Os reagentes originais mais importantes nas ocorrências do *Smog* Fotoquímico são o óxido nítrico (Nox), os hidrocarbonetos e os compostos orgânicos voláteis (COVs), que são poluentes emitidos no ar, provenientes da queima incompleta dos motores de combustão interna e de outras fontes. A reação desses compostos na presença de luz solar é apresentada a seguir.



\rightarrow mistura de O_3 , HNO_3 , compostos orgânicos

Como se observa, um dos produtos da reação do *Smog* Fotoquímico é o HNO_3 , que pode contribuir para a formação de chuva ácida. O uso de catalisadores metálicos colocados no sistema de exaustão de veículos movidos a gasolina, antes do tubo de escape, contribui para a redução da emissão de Nox . Com base no texto e levando em conta que o HNO_3 é o produto formado, considere as afirmativas a seguir.

- I. Se uma amostra de 100,00 mL de chuva ácida possui pH 4,00, o volume de solução de NaOH 0,01 mol/L para consumir o ácido é de 1,00 mL.
 II. A reação $2 \text{Nox} \rightarrow \text{N}_2 + x \text{O}_2$ catalisada por Rh (ródio metálico), que ocorre no sistema de exaustão de veículos, é um tipo de reação catalítica heterogênea.

III. A precipitação de chuvas ácidas é capaz de dissolver o alumínio na forma de $Al(OH)_3$ retido em sedimentos e rochas.

IV. A precipitação de chuvas ácidas em solos contendo $CaCO_3$ aumenta o pH do solo.

Assinale a alternativa correta.

- Somente as afirmativas I e II estão corretas.
- Somente as afirmativas I e IV estão corretas.
- Somente as afirmativas III e IV estão corretas.
- Somente as afirmativas I, II e III estão corretas.
- Somente as afirmativas II, III e IV estão corretas.

17. **Acafe-SC** – Uma determinada solução aquosa apresenta $[H^+] = 3 \cdot 10^{-7}$ mol/L sob temperatura de $60^\circ C$.

Dados: $K_w = 9 \cdot 10^{-14}$ sob temperatura de $60^\circ C$; $\log 3 = 0,48$

Logo, é correto afirmar, **exceto**:

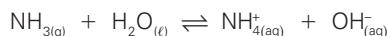
- A solução aquosa apresenta $pH = 6,52$.
- A solução aquosa apresenta $pOH = 7,48$.
- A solução aquosa apresenta $[OH^-] = 10^{-6,52}$ mol/L.
- Nas condições abordadas, é válida a seguinte relação: $pH + pOH < 14$.

ESTUDO PARA O ENEM

18. PUC-RS

C7-H24

A equação a seguir representa o equilíbrio de ionização da amônia, contida em uma solução amoniacal para limpeza:



Esse meio reacional fica de cor rosa ao adicionarem-se gotas de solução alcoólica de fenolftaleína. Para voltar a ficar incolor, é adequado adicionar

- uma solução de ácido clorídrico.
- água.
- gás amônia.
- uma solução de bicarbonato de amônio.
- uma solução de cloreto de sódio.

19. Enem

C7-H24

Após seu desgaste completo, os pneus podem ser queimados para a geração de energia. Entre os gases gerados na combustão completa da borracha vulcanizada, alguns são poluentes e provocam chuva ácida. Para evitar que escapem para a atmosfera, esses gases podem ser borbulhados em uma solução aquosa contendo uma substância adequada.

Considere as informações das substâncias listadas no quadro.

Substância	Equilíbrio em solução aquosa	Valor da constante de equilíbrio
Fenol	$C_6H_5OH + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5O^- + H_3O^+$	$1,3 \cdot 10^{-10}$
Piridina	$C_5H_5N + H_2O \rightleftharpoons C_5H_5NH^+ + OH^-$	$1,7 \cdot 10^{-9}$
Metilamina	$CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + OH^-$	$4,4 \cdot 10^{-4}$
Hidrogenofosfato de potássio	$HPO_4^{2-} + H_2O \rightleftharpoons H_2PO_4^- + OH^-$	$2,8 \cdot 10^{-2}$
Hidrogenossulfato de potássio	$HSO_4^- + H_2O \rightleftharpoons SO_4^{2-} + H_3O^+$	$3,1 \cdot 10^{-2}$

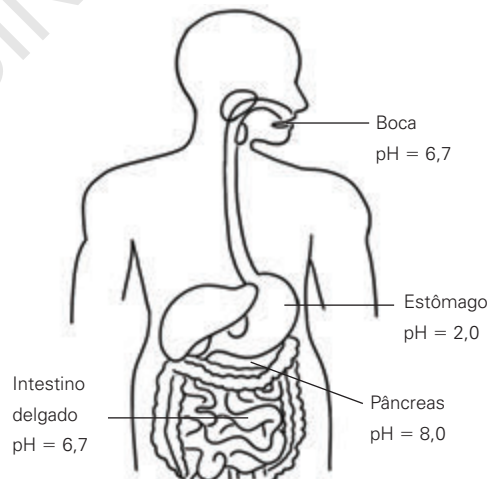
Entre as substâncias listadas no quadro, aquela capaz de remover com maior eficiência os gases poluentes é o(a)

- fenol.
- piridina.
- metilamina.
- hidrogenofosfato de potássio.
- hidrogenossulfato de potássio.

20. UEMG

C7-H24

O potencial hidrogeniônico (pH) é uma medida de acidez presente nos mais diversos sistemas químicos, sejam eles orgânicos ou não. A figura a seguir mostra alguns valores de pH encontrados em quatro partes do corpo humano, a $25^\circ C$.



Com base nos sistemas dados (boca, estômago, pâncreas e intestino delgado) e nas informações fornecidas, é correto afirmar:

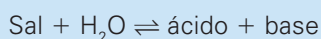
- A acidez no estômago é decorrente da produção do ácido sulfúrico.
- A boca é tão alcalina quanto o intestino delgado.
- No intestino delgado, a concentração de íons hidrogênio é igual a $6,7$ mol/L.
- O estômago é cerca de um milhão (10^6) de vezes mais ácido que o pâncreas.

HIDRÓLISE SALINA

27

HIDRÓLISE SALINA

Por definição, **hidrólise salina** é a reação entre um sal e a água, produzindo um ácido e uma base correspondentes, ou seja, é o inverso de uma reação de neutralização.

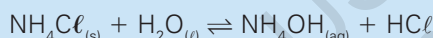


Vale lembrar que:

- ácidos e bases fortes encontram-se predominantemente na forma iônica (ionizados ou dissociados);
- o sal tem que estar dissociado para sofrer hidrólise;
- a água é um composto que ioniza muito pouco, prevalecendo sua fórmula molecular.

Veja, a seguir, os tipos de hidrólise de alguns sais.

- **Um sal formado por uma base fraca e um ácido forte (NH_4Cl)**



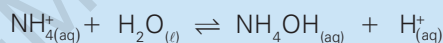
Nessa equação de hidrólise, temos:

- NH_4Cl em água dissocia-se, liberando NH_4^+ e Cl^- ;
- H_2O encontra-se na forma molecular;
- NH_4OH é uma base fraca, prevalecendo na forma não dissociada;
- HCl é um ácido forte, prevalecendo na forma ionizada (H^+ e Cl^-).

Com base em tais informações, conseguimos montar a seguinte equação iônica:

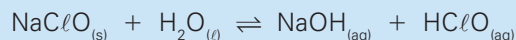


Como o íon cloreto (Cl^-) aparece dos dois lados da equação, ele é denominado de íon espectador, não participando da equação global. Sendo assim, temos:



Como podemos notar, nos produtos, há a formação do íon H^+ , resultando em uma solução de natureza ácida ($\text{pH} < 7$).

- **Hidrólise de um sal formado por uma base forte e um ácido fraco (NaClO)**



Nessa equação de hidrólise, temos:

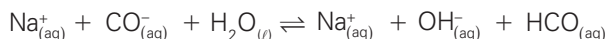
- NaClO em água dissocia-se, liberando Na^+ e ClO^- ;
- H_2O encontra-se na forma molecular;
- NaOH é uma base forte, prevalecendo na forma dissociada (Na^+ e OH^-);
- HClO é um ácido fraco, prevalecendo na forma não ionizada.

- Hidrólise salina
- Constante de hidrólise

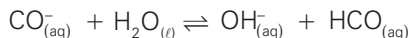
HABILIDADES

- Compreender como e por que um determinado íon sofre hidrólise.
- Reconhecer quais são os sais que não hidrolisam.
- Equacionar os processos de hidrólise.
- Prever se uma solução salina será ácida, básica ou neutra.
- Calcular as concentrações das várias espécies em uma solução salina.

Com base nessas informações, conseguimos montar a seguinte equação iônica:

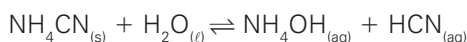


Como o íon Na^+ aparece dos dois lados da equação, ele é denominado de íon espectador, não participando da equação global. Sendo assim, temos:



Como podemos notar, nos produtos, há a formação do íon OH^- , resultando em uma solução de natureza alcalina ($\text{pH} > 7$).

• Hidrólise de um sal formado por uma base fraca e um ácido fraco (NH_4CN)



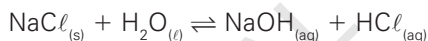
Nessa equação de hidrólise, temos:

- NH_4CN em água dissocia-se, liberando $\text{NH}_4^+ + \text{CN}^-$;
- H_2O encontra-se na forma molecular.

Nesse caso, o meio pode ficar ácido, básico ou neutro.

- O meio será ácido se a ionização do ácido for maior que a da base ($K_a > K_b$).
- O meio será básico se a ionização do ácido for menor que a da base ($K_a < K_b$).
- O meio será neutro se a ionização do ácido apresentar a mesma intensidade que a da base ($K_a = K_b$).

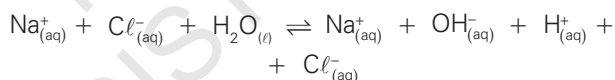
• Sal formado por uma base forte e um ácido forte (NaCl)



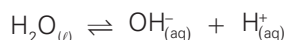
Nessa equação de hidrólise, temos:

- NaCl em água dissocia-se, liberando Na^+ e Cl^- ;
- H_2O encontra-se na forma molecular;
- NaOH é uma base forte, prevalecendo na forma dissociada (Na^+ e OH^-);
- HCl é um ácido forte, prevalecendo na forma ionizada. (H^+ e Cl^-).

Com base nessas informações, montamos a seguinte equação iônica:



Nessa situação, temos dois íons espectadores, o Na^+ e o Cl^- . Quando eliminados da equação iônica, temos:



Como a concentração de H^+ é igual à de OH^- , a solução é neutra ($\text{pH} = 7$). Nesse caso, falamos que o sal não sofreu hidrólise.

Constante de hidrólise (K_h)

Como vimos anteriormente, toda hidrólise salina é estabelecida por meio de um equilíbrio químico. Para esse equilíbrio, existem dois conceitos fundamentais: o **grau de hidrólise (α_h)** e a **constante de hidrólise (K_h)**.

O **grau de hidrólise** indica a porcentagem do íon que sofreu hidrólise e é definida da seguinte maneira:

$$\alpha_h = \frac{\text{número de íons hidrolisados}}{\text{número total de íons dissolvidos}}$$

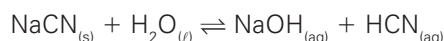
O valor do grau de hidrólise varia de 0 a 1, que, em porcentagem, indica 0% a 100%, respectivamente. Geralmente, a quantidade de sal que sofre hidrólise é muito baixa, apresentando um valor de α_h muito próximo de 0.

Para o entendimento e a compreensão da constante de hidrólise (K_h), leia as seguintes considerações.

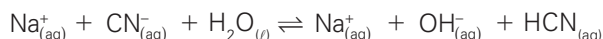
- A $[\text{H}_2\text{O}]$ no meio reacional é praticamente constante (possui um valor de 55,55 mol/L), então não participa da expressão de equilíbrio químico.
- Para montar a expressão de K_h , devemos considerar apenas a equação iônica.
- Os íons espectadores não participam da expressão de K_h .
- Como a porcentagem de sal hidrolisado geralmente é muito baixa ($\alpha_h \approx 0$), a concentração do íon hidrolisado é **praticamente igual** à concentração molar do sal dissolvido na água.

Para exemplificar tais considerações e demonstrar a expressão da constante de hidrólise (K_h), veja os seguintes exemplos.

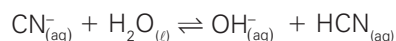
• Hidrólise de um sal formado por um ácido fraco e uma base forte (NaCN)



Montando a equação iônica:



Como o Na^+ é o íon espectador, ele é eliminado da equação iônica, sendo assim:



$$K_h = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{HCN}]}{[\text{CN}^-]}$$

Temos, ainda, a possibilidade de escrever a constante de hidrólise desse tipo de sal em função de K_w e K_a . Essa relação é dada pela razão entre K_w e K_a (espécie fraca), e, assim, podemos generalizar por:

$$K_h = \frac{K_w}{K_{\text{fraco}}}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

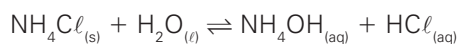
Em que:

Kh: constante de hidrólise

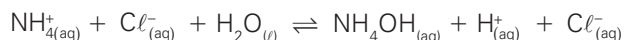
Kw: produto iônico da água (a 25 °C, $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$)

Ka: constante de ionização do ácido

- **Hidrólise de um sal formado por um ácido forte e uma base fraca (NH_4Cl)**



Montando a equação iônica:



$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

Escrevendo a equação de Kh em função de Kw e Kb temos:

$$K_h = \frac{K_w}{K_{\text{fraco}}}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

Em que:

Kh: constante de hidrólise

Kw: produto iônico da água (a 25 °C, $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$)

Kb: constante de ionização da base

- **Hidrólise de um sal formado por um ácido fraco e uma base fraca (NH_4CN)**



Quando o sal advém da reação de um ácido fraco e de uma base fraca, o meio pode se tornar levemente ácido ou levemente básico, dependendo do valor de Ka e Kb (constante de ionização do ácido e base, respectivamente).

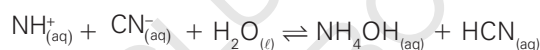
O pH ficará definido pela análise das seguintes informações, fornecidas pelos exercícios:

$K_a > K_b \rightarrow$ meio levemente básico

$K_b > K_a \rightarrow$ meio levemente ácido

Para a produção da equação iônica, devemos observar as seguintes condições.

- O sal NH_4CN encontra-se dissociado em NH_4^+ e CN^- ;
- A água encontra-se predominantemente na forma não ionizada, e sua concentração é praticamente constante;
- Tanto o NH_4OH quanto o HCN , sendo eletrólitos fracos, encontram-se na forma não ionizada. Sendo assim:



$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{HCN}]}{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{CN}^-]}$$

Escrevendo a equação de Kh em função de Kw, Ka e Kb temos:

$$K_h = \frac{K_w}{K_{\text{fraco}}}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$$

- **Hidrólise de um sal formado por um ácido forte e uma base forte (NaCl)**

Quando o sal é formado por um ácido forte e uma base forte, como o NaCl , não acontece hidrólise, ou seja, não há um valor para Kh. Nessa situação, o pH sempre será 7 (a 25 °C).

ROTEIRO DE AULA

HIDRÓLISE SALINA

Hidrólise de um sal formado por um ácido fraco e uma base forte (NaCN).

$$K_h = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{HCN}]}{[\text{CN}^-]}$$

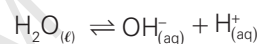
$$\text{pH} > 7$$

Hidrólise de um sal formado por um ácido forte e uma base fraca (NH_4Cl).

$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

$$\text{pH} < 7$$

Sal formado por uma base forte e um ácido forte.



Não há hidrólise.

$$\text{pH} = 7$$

Hidrólise de um sal formado por uma base fraca e um ácido fraco (NH_4CN).

$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{HCN}]}{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{CN}^-]}$$

$K_a > K_b \rightarrow$ meio levemente básico

$K_b > K_a \rightarrow$ meio levemente ácido

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. Unicamp-SP – 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 mexendo sempre, a solução de sulfato de cobre à água de cal.

Gervásio Paulus, André Muller e Luiz Barcellos. *Agroecologia aplicada: práticas e métodos para uma agricultura de base ecológica*. Porto Alegre: EMATER-RS, 2000. p. 86. Adaptado.

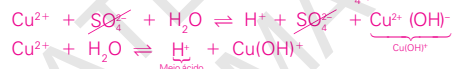
Na formulação da calda bordalesa fornecida pela EMATER, recomenda-se um teste para verificar se a calda ficou ácida: coloca-se uma faca de aço carbono na solução por três minutos. Se a lâmina da faca adquirir uma coloração marrom ao ser retirada da calda, deve-se adicionar mais cal à mistura. Se não ficar marrom, a calda está pronta para o uso.

De acordo com esse teste, conclui-se que a cal deve promover

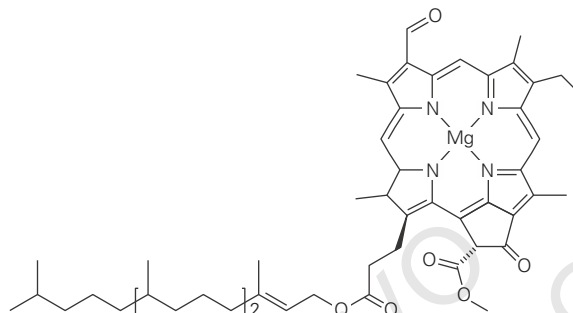
- uma diminuição do pH, e o sulfato de cobre II, por sua vez, um aumento do pH da água devido à reação $\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HSO}_4^- + \text{OH}^-$.
- um aumento do pH, e o sulfato de cobre II, por sua vez, uma diminuição do pH da água devido à reação $\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{OH})^+ + \text{H}^+$.
- uma diminuição do pH, e o sulfato de cobre II, por sua vez, um aumento do pH da água devido à reação $\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{OH})^+ + \text{H}^+$.
- um aumento do pH, e o sulfato de cobre II, por sua vez, uma diminuição do pH da água devido à reação $\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HSO}_4^- + \text{OH}^-$.

A presença de cal deixa a solução básica ($\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Ca}(\text{OH})_2$) e, conseqüentemente, ocorre aumento do pH.

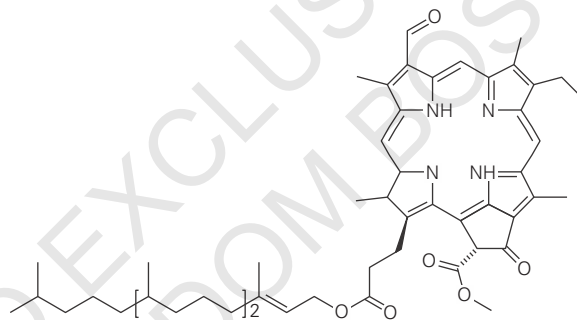
Pela hidrólise do sulfato de cobre (CuSO_4), vem:



2. UFPR – É comum as pessoas observarem que, ao cozinhar brócolis em água e com a panela tampada, o vegetal perde a cor verde e adquire uma cor amarelada. Isso ocorre porque compostos voláteis ácidos presentes no vegetal se desprendem pela ação da temperatura de cozimento e reagem com a clorofila, pigmento verde, produzindo feofitina, que é um pigmento amarelo. Para manter a cor verde dos brócolis, recomenda-se não tampar a panela ou adicionar bicarbonato de sódio (NaHCO_3).



Clorofila a

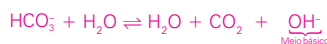
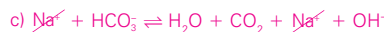


Feofitina a

- De que maneira o bicarbonato de sódio age para evitar a perda da cor verde dos brócolis?
- Por que não tampar a panela produz o mesmo efeito da adição de bicarbonato?
- Escreva a equação química balanceada da reação envolvida pelo bicarbonato de sódio que explica a resposta do item **a**.

a) O bicarbonato de sódio sofre hidrólise básica, conseqüentemente, os compostos ácidos são neutralizados.

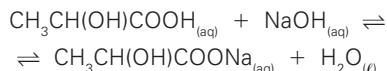
b) Com a panela destampada, os compostos voláteis ácidos presentes no vegetal desprendem-se e são eliminados para o ambiente, conseqüentemente, não ocorre reação com a clorofila. Dessa forma, a feofitina não é produzida.



3. Enem

C7-H24

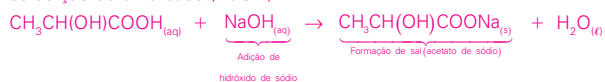
Alguns profissionais burlam a fiscalização quando adicionam quantidades controladas de solução aquosa de hidróxido de sódio a tambores de leite de validade vencida. Assim que o teor de acidez, em termos de ácido láctico, encontra-se na faixa permitida pela legislação, o leite adulterado passa a ser comercializado. A reação entre o hidróxido de sódio e o ácido láctico pode ser representada pela equação química:



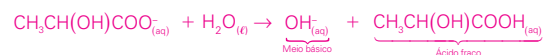
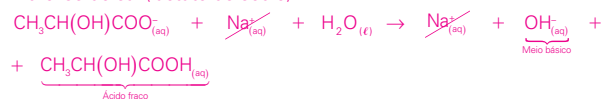
A consequência dessa adulteração é o(a)

- a) aumento do pH do leite.
 b) diluição significativa do leite.
 c) precipitação do lactato de sódio.
 d) diminuição da concentração de sais.
 e) aumento da concentração dos íons H^+ .

A consequência dessa adulteração é o aumento do pH do leite em razão da adição de uma base (NaOH).



Hidrólise do sal (lactato de sódio):



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-PR

O ácido permangânico é um composto instável, de cor branca, extremamente corrosivo, o qual oxida em soluções aquosas. Já o hidróxido de ferro III é uma base insolúvel em água que, em conjunto com outras substâncias, pode servir, por exemplo, em medicina para ajudar a tratar anemias.

Disponível em: <<http://www.quimica.seed.pr.gov.br>>.

Acesso em: abr. 2109.

No que diz respeito aos ácidos e bases, assinale a alternativa correta.

Dados: massas atômicas em (g/mol): H = 1; O = 16; Mn = 55; Fe = 56

- a) O Nox do manganês no sal possui valor igual a 6.
 b) Quando utilizados 300 g do ácido, são consumidos 95 g da base e 5,54 mols de água, respectivamente.
 c) O sal resultante dessa reação possui caráter neutro em solução, visto que provém de um ácido forte e uma base forte.
 d) A proporção da quantidade de mol da reação balanceada para o ácido, base, sal e água é, respectivamente, 3:1:1:3.
 e) O hidróxido de ferro III atua de maneira efetiva no tratamento da anemia, não necessitando de outras substâncias para o referido tratamento.

a) Incorreta. HMnO_4

b) Incorreta.



$$3 \cdot 120 \text{ g de ácido} \text{ — } 10 \text{ g de base}$$

$$300 \text{ g de ácido} \text{ — } x$$

$$x = 89,16 \text{ g de base}$$



$$3 \cdot 120 \text{ g} \text{ — } 3 \text{ mol}$$

$$300 \text{ g} \text{ — } y$$

$$y = 2,5 \text{ mol}$$

c) Incorreta. O sal resultante $\text{Fe}(\text{MnO}_4)_3$ é um sal ácido, pois é resultado da reação entre um ácido forte e uma base fraca.

d) Correta. A reação fica corretamente balanceada com os coeficientes 3:1:1:3.

e) Incorreta. De acordo com o texto, o hidróxido de ferro III age em conjunto com outras substâncias para o tratamento de anemias.

5. IFSC – O tratamento da água de uma piscina ocorre em várias etapas que envolvem processos físicos e químicos. As substâncias relacionadas na tabela a seguir são utilizadas para ajuste de pH, alcalinidade e desinfecção da água.

Substância	pH em solução
HCl	1
NaHCO_3	10
$\text{Ca}(\text{ClO})_2$	8
O_3	7

Sobre essas substâncias e suas funções no tratamento da água da piscina, assinale a soma da(s) proposição(ões) correta(s).

- 01) O HCl é um ácido e tem a função de elevar o pH da água.
 02) Entre as substâncias apresentadas na tabela, três delas são alcalinas e uma é ácida.
 04) O NaHCO_3 , por apresentar um caráter básico, é responsável pelo controle da alcalinidade da água.
 08) Quando adicionado à água da piscina, o HCl neutraliza as substâncias alcalinas presentes.
 16) O hipoclorito de cálcio é responsável pelo fornecimento de cloro para desinfecção e, por apresentar um caráter ácido, reduz o pH da água.
 32) A substância simples mostrada na tabela é um poderoso agente desinfetante utilizado não só em piscinas, mas também em purificadores de água.

44 (04+08+32)

01. Incorreta. O HCl é um ácido e tem a função de diminuir o pH da água.

02. Incorreta. Entre as substâncias apresentadas na tabela, duas são

alcalinas (pH > 7), uma é ácida (pH < 7) e uma é neutra (pH = 7).

Substância	pH em solução	Caráter
HCl	1	ácido
NaHCO_3	10	básico
$\text{Ca}(\text{ClO})_2$	8	básico
O_3	7	neutro

04. Correta. O NaHCO_3 , por apresentar um caráter básico, é responsável

pelo controle da alcalinidade da água.

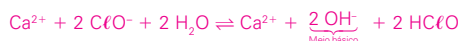


08. Correta. Quando adicionado à água da piscina, o HCl neutraliza as

substâncias alcalinas (básicas) presentes.

16. Incorreta. O hipoclorito de cálcio ($\text{Ca}(\text{ClO})_2$) é responsável por

desinfetar e aumentar o pH da água.



32. Correta. O ozônio (O_3) mostrado na tabela é um poderoso agente

desinfetante utilizado não só em piscinas, mas também em purifica-

dores de água.

6. **FCM-MG** – Medicamentos homeopáticos baseiam-se no princípio Hipocrático *similia similibus curantur*, ou seja, semelhante cura semelhante, ao passo que, na medicina tradicional, a cura é baseada no princípio Hipocrático *contraria contrariis*, com medicamentos contrários.

Com base nessas informações, indique o medicamento que não é utilizado segundo o princípio homeopático (semelhante à doença):

- Bicarbonato de sódio (sal derivado de ácido fraco e base forte), usado no tratamento de azia estomacal.
- Coffea cruda* (café), cujo princípio ativo cafeína é um estimulante do sistema nervoso central, usado no tratamento de insônia.
- Silícea (mineral contendo SiO_2 , conhecido como cimento), usado no tratamento de deficiência constitucional.
- Carbo vegetalis* (carvão vegetal com capacidade de absorver odores), usado para problemas de hálito fétido.

O bicarbonato de sódio (sal derivado de ácido fraco e base forte), usado no tratamento de azia estomacal, não é utilizado segundo o princípio homeopático, pois esse sal tem caráter básico e neutraliza a acidez estomacal, ou seja, tem-se básico x ácido (princípios contrários).



EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. **UFJF-MG** – Um caminhão [...], com 17,6 metros cúbicos de ácido sulfúrico, colidiu com outro caminhão, [...], provocando o vazamento de todo o ácido. O produto percorreu o sistema de drenagem e atingiu o córrego Piçarrão. O ácido ficou contido em uma pequena parte do córrego, [...], o que possibilitou aos técnicos a neutralização do produto.

Disponível em: <http://www.cetesb.sp.gov.br/noticentro/2008/05/30_vazamento.pdf>. Acesso em: 26 out. 2016.

Para minimizar os problemas ambientais causados pelo acidente descrito anteriormente, indique qual dos sais a seguir pode ser utilizado para neutralizar o ácido sulfúrico.

- Cloreto de sódio
- Cloreto de amônio
- Carbonato de cálcio
- Sulfato de magnésio
- Brometo de potássio

8. **EBMSP-BA** – Ações comunitárias têm como objetivo melhorar as condições de vida da população e, para serem efetivas, devem, inicialmente, identificar as necessidades ou carências da comunidade, mobilizar recursos e formular estratégias de ação para a resolução dos problemas. Instituições de ensino superior, na área da saúde, por exemplo, têm criado ações para estimular a prática profissional e proporcionar o exercício da solidariedade, como as Clínicas da Saúde, que oferecem atendimento gratuito à população, nas áreas de nutrição, enfermagem, medicina, odontologia entre outras. Além disso, fiscalização e cobrança da implantação de sistemas de saneamento básico, que incluem o tratamento de água e de esgotos, em todos os bairros de uma cidade, é uma das maneiras de prevenção de doenças e manutenção da saúde da população.

A higienização de ambientes e de alimentos é uma das maneiras de prevenção à saúde porque reduz a proliferação de micro-organismos patogênicos. Um dos produtos utilizados nessa higienização é a água sanitária, solução aquosa bactericida, constituída por hipoclorito de sódio, $\text{NaCl}_{(\text{aq})}$, obtida, industrialmente, por meio da reação entre o gás cloro, $\text{Cl}_{2(\text{g})}$, e o hidróxido de sódio, $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$, que, além do hipoclorito de sódio, produz, também, cloreto de sódio e água. A dissolução do hipoclorito de sódio sólido, em água, leva à formação de uma solução com pH maior do que 7,0.

Com base nessas informações e na hidrólise de íons em solução aquosa,

- escreva a equação química, devidamente balanceada, que representa a reação de obtenção da água sanitária;
- apresente um argumento que justifique o pH maior do que 7,0 da solução aquosa do hipoclorito de sódio.

9. Fac. Albert Einstein-SP – A metilamina e a etilamina são duas substâncias gasosas à temperatura ambiente que apresentam forte odor, geralmente caracterizado como de peixe podre.

Uma empresa pretende evitar a dispersão desses gases e, para isso, adaptou um sistema de borbulhamento do gás residual do processamento de carne de peixe em uma solução aquosa.

Um soluto adequado para neutralizar o odor da metilamina e da etilamina é

- a) amônia.
- b) nitrato de potássio.
- c) hidróxido de sódio.
- d) ácido sulfúrico.

10. PUC-SP

Dados:

Constante de ionização (K_a) do $H_2CO_3 = 4 \cdot 10^{-7}$

Constante de ionização (K_b) do $NH_3 = 2 \cdot 10^{-5}$

Constante de ionização (K_w) do $H_2O = 1 \cdot 10^{-14}$

Os indicadores ácido-base são substâncias cuja cor se altera em uma faixa específica de pH. A tabela a seguir apresenta a faixa de viragem (mudança de cor) de alguns indicadores ácido-base.

Indicador	Cor em pH abaixo da viragem	Intervalo aproximado de pH de mudança de cor	Cor em pH acima da viragem
Violeta de metila	Amarelo	0,0 – 1,6	Azul-púrpura
Alaranjado de metila	Vermelho	3,1 – 4,4	Amarelo
Azul de bromotimol	Amarelo	6,0 – 7,6	Azul
Fenolftaleína	Incolor	8,2 – 10,0	Rosa-carmim
Amarelo de alizarina R	Amarelo	10,3 – 12,0	Vermelho

Com base na análise dessa tabela, um técnico executou um procedimento para distinguir algumas soluções.

Para diferenciar uma solução de HCl de concentração $1,0 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ de uma solução de HCl de concentração $0,01 \text{ mol} \cdot L^{-1}$, ele utilizou o indicador X. Para diferenciar uma solução de bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$) de concentração $0,01 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ de uma solução de cloreto de amônio ($NaHCl$) de concentração $0,01 \text{ mol} \cdot L^{-1}$, ele utilizou o indicador Y. Para diferenciar uma solução de amoníaco (NH_3) de concentração

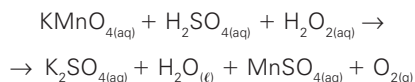
$1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ de uma solução de hidróxido de sódio ($NaOH$) de concentração

$0,1 \text{ mol} \cdot L^{-1}$, ele utilizou o indicador Z.

A alternativa que apresenta os indicadores X, Y e Z adequados para cada um dos procedimentos propostos pelo técnico é

15. PUC-PR – O sulfato de potássio e o permanganato de potássio são duas importantes substâncias. O sulfato de potássio é utilizado na agricultura como um dos constituintes dos fertilizantes, pois ajuda na adubação das culturas que estão com carência de potássio, ao passo que o permanganato de potássio é utilizado no tratamento da catapora, pois ajuda a secar os ferimentos causados pela doença. A reação a seguir mostra uma maneira de produzir o sulfato de potássio a partir do permanganato de potássio. Considerando as informações apresentadas e a análise da reação não balanceada, assinale a alternativa correta.

Dados: massas atômicas em (g/mol): H = 1, O = 16, S = 32, K = 39, Mn = 55



- O permanganato de potássio ajuda na cura da catapora, pois é um importante agente redutor.
- Todo o oxigênio produzido provém do ácido sulfúrico e do permanganato de potássio.
- Considerando a reação balanceada, seriam necessários 44,8 L de permanganato de potássio nas CNTP para produzir aproximadamente $30 \cdot 10^{23}$ íons de gás oxigênio.
- O sulfato de potássio é utilizado na agricultura para ajudar na correção do pH do solo, pois é um sal de caráter básico.
- Na reação balanceada, a soma dos menores coeficientes inteiros é de 26.

16. UEM-PR (adaptado) – Nas estações de tratamento de água (ETAs), as águas naturais coletadas de rios e aquíferos apresentam-se, geralmente, turvas, em razão das pequenas partículas em suspensão. Para solucionar esse problema, as águas passam por processos físico-químicos de tratamento, como a floculação/coagulação, que visa eliminar a turbidez com a adição de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (sulfato de alumínio). Esse sal dissolvido na água garante o arraste das partículas suspensas quando o Al^{3+} precipita na forma de $\text{Al}(\text{OH})_3$. Entretanto, para garantir que não reste concentração substancial de Al^{3+} residual, fato que pode acarretar prejuízos à saúde humana, as ETAs podem assegurar a precipitação de praticamente todo o Al^{3+} por meio da elevação do pH da água. Sobre essas afirmações, assinale o que for correto.

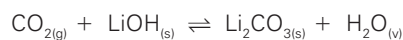
- Para a precipitação do Al^{3+} residual, utilizam-se substâncias de caráter básico.
- Em pH neutro: $\frac{[\text{H}^+]}{[\text{OH}^-]} = 1$.
- Para pH 8,0, a concentração de $[\text{OH}^-]$ correspondente é $1,0 \cdot 10^{-8}$ mol/L.
- A hidrólise salina do sulfato de alumínio gera solução de pH inferior a 7.

Dê a soma dos itens corretos

17. PUC-PR – Os efeitos tóxicos do dióxido de carbono exigem a sua remoção contínua de espaços fechados. A reação entre hidróxido de lítio e de dióxido de carbono é usada para remover o gás de naves espaciais e submarinos. O filtro utilizado nesses equipamentos é basicamente composto de hidróxido de lítio. O ar seria direcionado para o filtro através de ventiladores; ao entrar em contato com o hidróxido de lítio presente nos filtros, ocorre a reação com o dióxido de carbono existente no ar. A reação global é exotérmica, formando carbonato de lítio sólido e água no estado gasoso.

Disponível em: <<http://www.abq.org.br/cbq/2014/trabalhos/14/4463-18723.html>>. Acesso em: fev. 2019.

Analisando o texto e a reação não balanceada, assinale a alternativa correta.



- a) A reação entre o gás carbônico e o hidróxido de lítio forma um sal com $pOH < 7$.
- b) A constante de hidrólise desse sal é dada pela seguinte relação:
$$K_h = \frac{[OH^-] \cdot [H_2CO_3^*]}{[CO_3^{2-}] \cdot [H_2O]}$$

- c) É impossível a reação de hidrólise entre o hidróxido de lítio e o ácido carbônico, reagentes responsáveis pela produção de carbonato de lítio.
- d) A constante de hidrólise para o referido sal pode ser dada por: $K_h = K_w$.
- e) A reação anterior é exotérmica, ou seja, torna o ambiente muito frio.

ESTUDO PARA O ENEM

18. Enem

C7-H24

A água consumida na maioria das cidades brasileiras é obtida pelo tratamento da água de mananciais. A parte inicial do tratamento consiste no peneiramento e na sedimentação de partículas maiores. Na etapa seguinte, dissolvem-se na água carbonato de sódio e, em seguida, sulfato de alumínio. O resultado é a precipitação de hidróxido de alumínio, que é pouco solúvel em água, o qual leva consigo as partículas poluentes menores. Posteriormente, a água passa por um processo de desinfecção e, finalmente, é disponibilizada para o consumo.

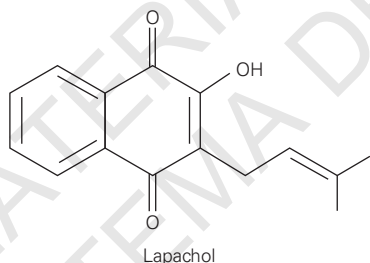
No processo descrito, a precipitação de hidróxido de alumínio é viabilizada porque

- a) a dissolução do alumínio resfria a solução.
- b) o excesso de sódio impossibilita sua solubilização.
- c) a oxidação provocada pelo sulfato produz hidroxilas.
- d) as partículas contaminantes menores atraem essa substância.
- e) o equilíbrio químico do carbonato em água torna o meio alcalino.

19. Enem

C7-H24

Diversos produtos naturais podem ser obtidos de plantas por processo de extração. O lapachol é da classe das naftoquinonas. Sua estrutura apresenta uma hidroxila enólica ($pK_a = 6,0$) que permite que esse composto seja isolado da serragem dos ipês por extração com solução adequada, seguida de filtração simples. Considere que $pK_a = -\log K_a$, em que K_a é a constante ácida da reação de ionização do lapachol.



Qual solução deve ser usada para extração do lapachol da serragem do ipê com maior eficiência?

- a) Solução de Na_2CO_3 para formar um sal de lapachol.
- b) Solução-tampão ácido acético/acetato de sódio ($pH = 4,5$).
- c) Solução de $NaCl$, a fim de aumentar a força iônica do meio.
- d) Solução de Na_2SO_4 para formar um par iônico com lapachol.
- e) Solução de HCl , a fim de extraí-lo por meio de reação ácido-base.

20. Enem

C7-H24

Em um experimento, colocou-se água até a metade da capacidade de um frasco de vidro e, em seguida, adicionaram-se três gotas de solução alcoólica de fenoltaleína. Adicionou-se bicarbonato de sódio comercial, em pequenas quantidades, até que a solução se tornasse rosa. Dentro do frasco, acendeu-se um palito de fósforo, o qual foi apagado assim que a cabeça terminou de queimar. Imediatamente, o frasco foi tampado. Em seguida, agitou-se o frasco tampado e observou-se o desaparecimento da cor rosa.

MATEUS, A. L. *Química na cabeça*. Belo Horizonte: UFMG, 2001. Adaptado.

A explicação para o desaparecimento da cor rosa é que, com a combustão do palito de fósforo, ocorreu o(a)

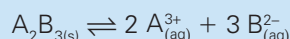
- a) formação de óxidos de caráter ácido.
- b) evaporação do indicador fenoltaleína.
- c) vaporização de parte da água do frasco.
- d) vaporização dos gases de caráter alcalino.
- e) aumento do pH da solução no interior do frasco.

EQUILÍBRIO HETEROGÊNEO, SOLUÇÃO-TAMPÃO E CONCEITOS MODERNOS DE ÁCIDO E BASE

28

Constante do produto de solubilidade

Suponha uma solução saturada do eletrólito A_2B_3 , pouco solúvel em água, em presença de seu precipitado. O equilíbrio dinâmico dessa situação pode ser representado por:



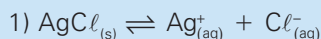
A expressão para a constante de equilíbrio é dada por:

$$K = [A^{3+}]^2 \cdot [B^{2-}]^3$$

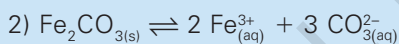
Como o A_2B_3 está no estado físico sólido, ele não participa da expressão desse equilíbrio, já que apresenta concentração constante. Essa constante de equilíbrio K é chamada de **produto de solubilidade (PS)**, sendo simbolizada por **Kps** ou **Ks**.

O produto de solubilidade é o produto das concentrações molares dos íons existentes em uma solução **saturada**, em que cada concentração é elevada a um expoente igual ao respectivo coeficiente do íon na equação de dissociação.

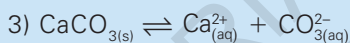
Exemplos



$$Kps = [Ag^+] \cdot [Cl^-]$$



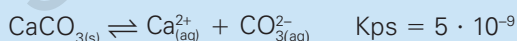
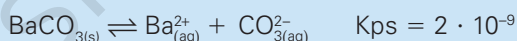
$$Kps = [Fe^{3+}]^2 \cdot [CO_3^{2-}]^3$$



$$Kps = [Ca^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}]$$

A expressão do Kps só é utilizada para soluções saturadas de eletrólitos pouco solúveis (considerados muitas vezes como insolúveis). Como o Kps é uma constante de equilíbrio, esta varia com a temperatura. Quanto mais solúvel for o eletrólito, maior o valor do Kps; quanto menos solúvel for o eletrólito, menor a concentração dos íons em solução e menor o valor do Kps, desde que as substâncias comparadas apresentem a mesma proporção entre íons.

Exemplo



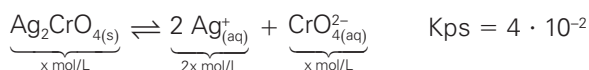
Como as reações apresentam a mesma proporção em íons (1:1), o $CaCO_3$ é mais solúvel que o $BaCO_3$, porque tem maior valor de Kps.

Quando as substâncias comparadas têm proporção em íons diferentes, devemos, pelo valor de Kps, determinar a solubilidade de cada uma separadamente, para, depois, verificarmos a mais solúvel.

- Equilíbrio heterogêneo
- Solubilidade
- Solução-tampão
- Ácidos-base de Brønsted--Lowry

HABILIDADES

- Trabalhar com sistemas pouco solúveis.
- Calcular o Kps dos sistemas.
- Avaliar a solubilidade das substâncias.
- Reconhecer um sistema tampão e desenvolver uma noção qualitativa de seu funcionamento.
- Calcular o pH de soluções tampão, utilizando a equação de Henderson-Hasselbach.
- Aplicar os conceitos de ácido e de base de Brønsted-Lowry.

Exemplo

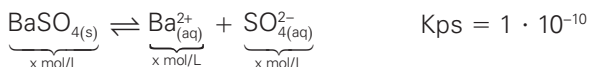
$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{2-}]$$

$$4 \cdot 10^{-2} = [2x]^2 \cdot [x]$$

$$4 \cdot 10^{-2} = 4 \cdot x^3$$

$$x = 0,215 \text{ mol/L}$$

Portanto, a solubilidade do Ag_2CrO_4 é 0,215 mol/L.



$$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$1 \cdot 10^{-10} = x \cdot x$$

$$x^2 = 1 \cdot 10^{-10}$$

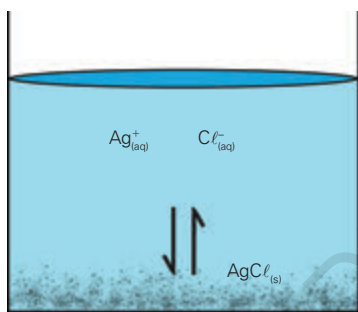
$$x = 1 \cdot 10^{-5}$$

Portanto, a solubilidade do BaSO_4 é $1 \cdot 10^{-5}$ mol/L.

Com base nesses cálculos, concluímos que o Ag_2CrO_4 é mais solúvel do que o BaSO_4 .

EFEITO DO ÍON COMUM E SOLUBILIDADE

Consideremos uma solução saturada de AgCl em equilíbrio dinâmico com seu respectivo precipitado.



O que ocorrerá com esse sistema em equilíbrio se for adicionado NaCl ?

Ao adicionar NaCl nessa solução ($\text{NaCl}_{(s)} \rightleftharpoons \text{Na}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$), a concentração de Cl^- na solução (íon comum) irá aumentar, fazendo com que o equilíbrio se desloque para a esquerda, aumentando a quantidade de precipitado e, conseqüentemente, diminuindo a solubilidade do AgCl . Nota-se que a adição de um íon comum desloca o equilíbrio no sentido de formação do precipitado, não alterando o valor do K_{ps} . Portanto, o aumento da concentração de íons cloretos (Cl^-) em solução irá provocar uma diminuição de íons prata (Ag^+):

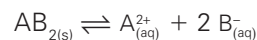
$$\frac{K_{ps}}{\text{Constante}} = [\text{Ag}^+] \downarrow \cdot [\text{Cl}^-] \uparrow$$

Observação

Se, ao equilíbrio anterior, for adicionado $\text{AgCl}_{(s)}$, não ocorrerá deslocamento, pois as concentrações dos íons não serão alteradas, visto que tal quantidade de soluto já atingiu a capacidade máxima de solubilização desse soluto.

Por meio de um valor estabelecido do K_{ps} de um dado composto, é possível caracterizar as soluções em

insaturadas, saturadas ou supersaturadas. Suponha que o valor do K_{ps} de um certo composto iônico AB_2 é $2 \cdot 10^{-12}$, e que sua dissociação pode ser representada por:



$$K_{ps} = [\text{A}^{2+}] \cdot [\text{B}^-]^2$$

Se, em uma dada solução:

1) $[\text{A}^{2+}] \cdot [\text{B}^-]^2 < K_{ps}$, a solução será **insaturada**.

2) $[\text{A}^{2+}] \cdot [\text{B}^-]^2 = K_{ps}$, a solução será **saturada**.

3) $[\text{A}^{2+}] \cdot [\text{B}^-]^2 > K_{ps}$, a solução será **supersaturada**.

Como as soluções supersaturadas são extremamente instáveis, pode ocorrer formação do **precipitado**.

SOLUÇÃO-TAMPÃO

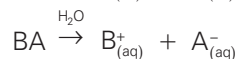
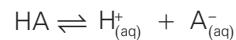
Os tampões são soluções que resistem à alteração do pH quando ácidos ou bases são adicionados a elas ou quando produzem uma diluição na solução. O conceito original de ação tamponante surgiu de estudos bioquímicos e da necessidade do controle do pH em reações biológicas, como, por exemplo, em estudos com enzimas que têm sua atividade catalítica muito sensível a variações de pH. Nesse contexto, em 1900, Fernbach e Hubert, em seus estudos com a enzima amilase, descobriram que uma solução de ácido fosfórico parcialmente neutralizado agia como uma proteção contra mudanças abruptas na acidez e alcalinidade.

Como preparar uma solução-tampão?

Uma solução-tampão pode ser formada por um ácido fraco e por um sal formado pela reação entre esse ácido e uma base forte (sal de base forte), ou então por uma base fraca e por um sal formado pela reação dessa base com um **ácido forte** (sal de ácido forte).

Cálculo do pH de uma solução-tampão

Considere uma solução-tampão constituída por um ácido fraco (HA) e um sal (BA) derivado desse ácido.



Deduzindo a expressão da constante do equilíbrio para o ácido fraco, temos:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$K_a = [\text{H}^+] \cdot \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Como o ácido é fraco, sua concentração praticamente não varia durante a ionização, e a quantidade de íon A^- produzida é muito pequena. Por outro lado, o sal dissocia-se totalmente, produzindo quase todo íon A^- presente na solução.

$$[\text{HA}] \approx [\text{ÁCIDO}] \text{ e } [\text{A}^-] \approx [\text{SAL}]$$

Portanto, a expressão da constante de equilíbrio ficará:

$$K_a = [H^+] \cdot \frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]}$$

Aplicando logaritmo aos dois membros da equação, temos:

$$\log K_a = \log [H^+] + \log \left(\frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]} \right)$$

$$-\log [H^+] = -\log K_a + \log \left(\frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]} \right)$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \left(\frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]} \right)$$

A equação anterior é conhecida como **Equação de Henderson-Hasselbach**.

Para uma solução-tampão de base fraca e um sal derivado dessa base, temos:

$$\text{pOH} = \text{p}K_b + \log \left(\frac{[\text{sal}]}{[\text{base}]} \right)$$

TEORIA ÁCIDO-BASE DE BRÖNSTED-LOWRY

Além da teoria clássica de ácidos e bases comumente utilizada (Arrhenius), temos a teoria moderna de Brönsted-Lowry. Esta pode ser chamada, também, de teoria protônica, uma vez que envolve a **transferência de íons H⁺**. A teoria de Brönsted-Lowry foi proposta de forma independente, em 1923, por dois químicos, o dinamarquês Johannes Nicolaus Brönsted (1879-1947) e o inglês Thomas Martin Lowry (1874-1936).

A teoria clássica de Arrhenius, que é extremamente útil, fica limitada a soluções aquosas. A teoria de Brönsted-Lowry, entretanto, apresenta como vantagem a possibilidade de ser mais abrangente, não ficando limitada apenas à água como solvente. Ela se baseia na transferência do próton de hidrogênio (H⁺) como o responsável pelo caráter ácido-básico, sendo, portanto, uma teoria que pode ser adaptada a qualquer solvente prótico.

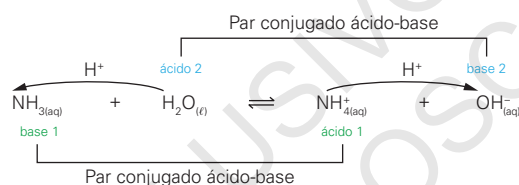
Temos, portanto, as seguintes definições para ácidos e bases.

Ácido: toda espécie química que tem a tendência de **doar** prótons H⁺.

Base: toda espécie química que tem a tendência de **receber** prótons H⁺.

Tendo em vista a definição anterior, fica claro que as espécies químicas se comportam como pares conjugados, isto é, ambos coexistem na forma de par conjugado ácido-base, em que a base recebe o próton doado pelo ácido.

Veja os casos a seguir.



As duas espécies que na reação química estão relacionadas pela perda e pelo ganho de um próton constituem um par conjugado ácido-base. No caso do exemplo anterior, os pares conjugados ácido-base envolvidos são:

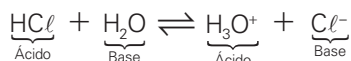


Notamos que, na representação do par conjugado ácido-base (HA/A⁻), surge, primeiramente, a forma ácida HA e, depois, a forma básica A⁻, que resulta da primeira por perda de um próton.

Uma espécie química **anfótera** é uma espécie que, segundo a teoria de Brönsted-Lowry, tanto pode funcionar como ácido ou como base, por ter a capacidade de ceder ou captar prótons, dependendo do comportamento ácido-base da partícula com a qual reage. A água é um exemplo de uma espécie anfótera.

Exemplo

Temos a seguinte equação:



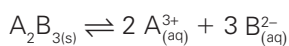
O HCl doa um íon H⁺ para a água, atuando como ácido, e a água, por ter recebido o referido íon, atua como base. Na reação inversa, o íon H₃O⁺ doa um próton para o íon cloreto Cl⁻, resultando no H₃O⁺ como ácido e Cl⁻ como base. Na reação, temos os seguintes pares conjugados: HCl/Cl⁻ e H₂O/H₃O⁺.

Observação

Temos mais uma teoria ácido-base além dessas duas: **a teoria de Lewis**. Para esse físico-químico, ácido é toda espécie química capaz de aceitar um par de elétrons, enquanto base é toda espécie química capaz de doar um par de elétrons. Essa teoria é a mais abrangente de todas e é capaz de explicar o caráter ácido ou básico de todas as substâncias químicas conhecidas, além de ser a teoria utilizada nos compostos de coordenação.

ROTEIRO DE AULA

EQUILÍBRIO HETEROGÊNEO



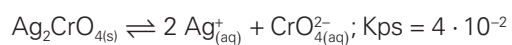
$$K_{ps} = [A^{3+}]^2 \cdot [B^{2-}]^3$$

Quando as substâncias comparadas apresentam a mesma proporção entre íons, podemos comparar a solubilidade pelo valor do K_{ps} .

Quando os compostos comparados têm proporção em íons diferentes, devemos converter o valor de K_{ps} em solubilidade, individualmente, para depois verificarmos o mais solúvel.



O sal $CaCO_3$ é o mais solúvel.



$$K_{ps} = [Ag^+]^2 \cdot [CrO_4^{2-}]$$

$$4x^3 = 4 \cdot 10^{-2}$$

$$x = 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$



$$K_{ps} = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]$$

$$x^2 = 1 \cdot 10^{-10}$$

$$x = 1 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

O sal Ag_2CrO_4 é o mais solúvel.

ROTEIRO DE AULA

SOLUÇÃO-TAMPÃO

É a solução que impede uma grande variação de pH de uma solução, quando se adiciona ácido ou base a essa solução.

Cálculo do pH utilizando a equação de Henderson-Hasselbach

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{base}]}$$

$$\text{pOH} = \text{pK}_b + \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{base}]}$$

Teoria ácido-base de Brønsted-Lowry

Ácido: toda espécie química que tem a tendência de doar prótons H^+ .

Base: toda espécie química que tem a tendência de receber prótons H^+ .

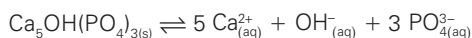
Pares conjugados de:
 $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$

HCl/Cl^- e $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_3\text{O}^+$

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. UEFS-BA – O principal constituinte do esmalte dos dentes é a hidroxiapatita, $\text{Ca}_5\text{OH}(\text{PO}_4)_3(\text{s})$, que é praticamente insolúvel em água, mas, por estar em contato com a saliva, ocorre o seguinte equilíbrio de dissociação de seus íons:



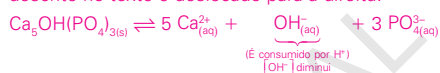
Sobre a equação de equilíbrio, assinale verdadeiro **V** ou falso **F** nas afirmativas a seguir.

- () Ao consumir bebidas e/ou alimentos ácidos, a deterioração dos dentes é favorecida devido à fragilização do esmalte dos dentes, pois ocorre deslocamento do equilíbrio no sentido da dissociação da hidroxiapatita.
- () Águas que contêm íons fluoreto, quando ingeridas, decrescem o pH da saliva, fazendo com que o equilíbrio se desloque no sentido da dissociação da hidroxiapatita e, com isso, favorece a formação de cáries.
- () Se for adicionado hidróxido de magnésio ao creme dental, o equilíbrio será deslocado no sentido da formação da hidroxiapatita, ajudando a tornar os dentes mais resistentes.
- () A hidroxiapatita é um sal ácido que tende a se dissolver em meio básico, produzindo íons fosfato, que contribuem para diminuir o pH do meio.

A alternativa que contém a sequência correta, de cima para baixo, é a

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

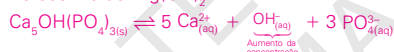
Verdadeiro. Ao consumir bebidas e/ou alimentos ácidos, o equilíbrio descrito no texto é deslocado para a direita.



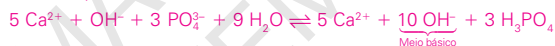
Falso. Os íons fluoreto interagem com a hidroxiapatita ($\text{Ca}_5\text{OH}(\text{PO}_4)_3$), formando fluoroapatita ($\text{Ca}_5\text{F}(\text{PO}_4)_3$), que é um mineral mais resistente.

Verdadeiro. Se for adicionado hidróxido de magnésio ao creme dental, o equilíbrio será deslocado para a esquerda.

Acréscimo de $\text{Mg}(\text{OH})_2$



Falso. O pH do meio tende a ficar básico.



2. USF-SP – O hidróxido de alumínio ($\text{Al}(\text{OH})_3$) é uma base fraca e pode ser utilizado como antiácido estomacal. Sua utilização vem se tornando mais constante em virtude de não trazer efeitos colaterais, como a formação de gases, bastante comum quando da utilização do bicarbonato de sódio (NaHCO_3).

Dados:

– Kps do $\text{Al}(\text{OH})_3$ a 25 °C = $1,0 \cdot 10^{-33}$

– Considere que: $\sqrt[3]{0,0037} = 0,247$

Com base nas informações apresentadas, resolva o que se pede.

a) Qual é a concentração de íons hidroxilas, em mol/L, para uma solução aquosa saturada de hidróxido de alumínio?

b) Explique, por meio de reações químicas, o porquê de a utilização do bicarbonato de sódio gerar gases quando este é empregado no tratamento de redução do excesso de ácido clorídrico (HCl) no estômago.

a) Para uma solução aquosa saturada de hidróxido de alumínio, e por meio do valor do Kps apresentado, temos:



$\text{Kps} = [\text{Al}^{3+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^3 \Rightarrow$ para uma solução saturada

$$\text{Kps} = X \cdot (3 \cdot X)^3$$

$$1,0 \cdot 10^{-33} = 27 \cdot X^4$$

$$X = \sqrt[4]{\frac{1,0 \cdot 10^{-33}}{27}}$$

$$X = \sqrt[4]{0,037 \cdot 10^{-33}}$$

$$X = \sqrt[4]{0,0037 \cdot 10^{-32}}$$

$$X = \sqrt[0,247]{0,0037} \cdot 10^{-8}$$

$$X = 0,247 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^{-}] = 3 \cdot X$$

$$[\text{OH}^{-}] = 3 \cdot 0,247 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^{-}] = 0,741 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^{-}] = 7,41 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$$

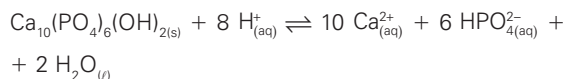
b) A utilização do bicarbonato de sódio pode gerar gás carbônico (CO_2).



3. UFJF-MG

C7-H24

A hidroxiapatita de fórmula molecular $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2(\text{s})$ é um dos principais componentes do tecido ósseo. As bactérias acumuladas nesse tecido produzem ácido láctico, que vai reagir com a hidroxiapatita, provocando desmineralização do tecido de acordo com a equação.

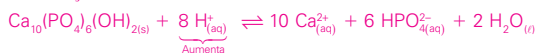


Com relação a esse processo, é correto afirmar:

a) A higiene bucal com soro fisiológico (solução de NaCl) provoca a desmineralização.

- b) O consumo diário de refrigerantes de cola, de acidez elevada, inibe a dissolução da hidroxiapatita.
- c) O aumento do pH ($\text{pH} > 7$) aumenta a quantidade de íons OH^- , aumentando os danos nesse tecido ósseo.
- d) Ao evitar o consumo de alimentos ácidos, a desmineralização é evitada, auxiliando a conservação da saúde dentária.
- e) O uso diário de uma solução de vinagre em água para bochechar é recomendado para preservar a estrutura química da hidroxiapatita nesse processo.

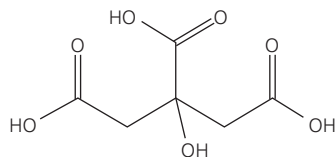
Alimentos ácidos aumentam a concentração de cátions H^+ . O equilíbrio representado no texto desloca para a direita e ocorre a desmineralização.



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 – Analise as afirmativas corretas, considerando a molécula do ácido cítrico representada a seguir:

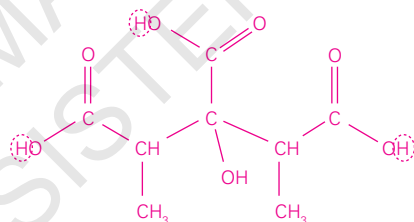


- 01) O ácido cítrico possui quatro átomos de hidrogênio dissociáveis em meio aquoso.
- 02) O citrato de sódio pode ser obtido por meio da neutralização de ácido cítrico com hidróxido de sódio.
- 04) Sendo o ácido cítrico um ácido fraco, é possível encontrar espécies de ácido cítrico não dissociadas em meio aquoso.
- 08) A concentração de ácido cítrico em solução aquosa pode ser determinada por meio de titulação, usando-se KCl como titulante.
- 16) Uma solução-tampão pode ser preparada pela mistura de ácido cítrico com citrato de sódio.

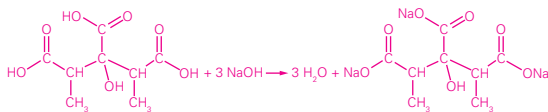
Dê a soma das alternativas corretas.

22 (02 + 04 + 16)

01. Incorreta. O ácido cítrico possui três átomos de hidrogênio dissociáveis em meio aquoso.



02. Correta. O citrato de sódio pode ser obtido por meio da neutralização de ácido cítrico com hidróxido de sódio.



04. Correta. Sendo o ácido cítrico um ácido fraco, é possível encontrar espécies de ácido cítrico não dissociadas em meio aquoso, pois nem todas as moléculas sofrem ionização.

08. Incorreta. A concentração de ácido cítrico em solução aquosa pode ser determinada por meio de titulação, usando-se KOH como titulante.

16. Correta. Uma solução-tampão pode ser preparada pela mistura de ácido cítrico com citrato de sódio, ou seja, a solução-tampão pode ser obtida pelo ácido fraco e seu respectivo sal.

5. UPE

Um estudo interessante acerca do impacto da chuva ácida sobre lagos da região das Montanhas Adirondack, área de Nova York, revelou que lagos sobre áreas ricas em calcário são menos suscetíveis à acidificação. O carbonato de cálcio presente no solo dessas regiões reage com os íons hidrônio presentes na água, provenientes em grande parte da chuva ácida, levando à formação de um sistema $\text{HCO}_3^-/\text{H}_2\text{CO}_3/\text{CO}_2$.

Disponível em: <<http://qnint.sbg.org.br/qni/visualizarConceito.php?idConceito=27>>. Acesso em: mar. 2019. Adaptado.

Três afirmações são feitas a respeito do fenômeno citado no texto.

- I. O carbonato de cálcio diminui a acidez da chuva ácida por ser um sal insolúvel em água.
- II. O solo também pode atuar como um tampão e resistir às mudanças em pH, mas essa capacidade tamponante depende dos seus constituintes.
- III. Uma reação química existente nesse processo é representada por:



Quanto ao referido impacto da chuva ácida, está correto apenas o que se afirma em

- a) I.
 - b) II.
 - c) III.
 - d) I e II.
 - e) II e III.
- I. Incorreto. O carbonato de cálcio diminui a acidez da água da chuva em função da reação dos íons carbonato com íons hidrônio da água.
- II. Correto. O sistema bicarbonato (HCO_3^-)/ácido carbônico (H_2CO_3) constitui um tampão.
- III. Correto. A equação mostra o efeito de redução da acidez da água pela reação dos íons carbonato com hidrônio.

6. Acafe-SC – Considere as fórmulas estruturais e suas respectivas constantes de basicidade de quatro aminas cíclicas fornecidas a seguir.



Piridina



Pirrolidina



Piperidina



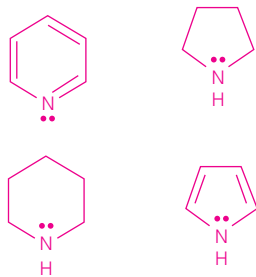
Pirrol

Dados: piridina: $K_b = 1,8 \cdot 10^{-9}$; pirrolidina: $K_b = 1,9 \cdot 10^{-3}$; piperidina: $K_b = 1,3 \cdot 10^{-3}$; pirrol: $K_b < 10^{-10}$.

Considerando o caráter ácido-base das espécies químicas citadas anteriormente, podem ser classificadas como base de Brønsted-Löwry

- a) apenas piridina e pirrol.
- b) apenas piperidina, pirrolidina e pirrol.
- c) piridina, piperidina, pirrolidina e pirrol.
- d) apenas piridina.

Uma base, no conceito de Brønsted-Löwry, é capaz de receber um próton (H^+), pois apresenta um par de elétrons disponível para fazer uma ligação coordenada (dativa). Todos os compostos (piridina, piperidina, pirrolidina e pirrol) apresentam um par de elétrons disponível no nitrogênio.



EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. Acafe-SC – O hidróxido de alumínio pode ser usado em medicamentos para o combate de acidez estomacal, pois este reage com o ácido clorídrico presente no estômago em uma reação de neutralização.

A alternativa que contém a $[OH^-]$, em mol/L, de uma solução aquosa saturada de hidróxido de alumínio, sob temperatura de $25\text{ }^\circ\text{C}$, é

Dados: constante do produto de solubilidade do hidróxido de alumínio a $25\text{ }^\circ\text{C}$: $1,0 \cdot 10^{-33}$

a) $3 \cdot 10^{-9} \cdot \sqrt[4]{\frac{1000}{27}}$ mol/L.

b) $10^{-9} \cdot \sqrt[4]{\frac{1000}{27}}$ mol/L.

c) $10^{-9} \cdot \sqrt[4]{\frac{1000}{3}}$ mol/L.

d) $3 \cdot 10^{-9} \cdot \sqrt[4]{\frac{1000}{3}}$ mol/L.

8. UEM-PR – Assinale o que for correto.

01) Considere que, a $25\text{ }^\circ\text{C}$, temos uma solução aquosa de um ácido monoprótico com concentração $0,04$ mol/litro, cujo grau de ionização é de 30% . A essa temperatura, o valor da constante de ionização é aproximadamente de $5,14 \cdot 10^{-2}$.

02) O pH de uma solução de H_2S $1,0$ mol/litro é aproximadamente 3 . **Dados:** constante da primeira ionização = 10^{-6} e constante da segunda ionização = 10^{-16} .

04) A concentração mínima de íons SO_4^{2-} necessária para precipitar $BaSO_4$ de uma solução 10^{-2} mol/litro de $Ba(NO_3)_{2(aq)}$ é $8 \cdot 10^{-8}$ mol/litro. **Dados:** Kps do $BaSO_4$ = $2 \cdot 10^{-10}$.

08) Considerando que o Kps do $CaCO_3$, a $25\text{ }^\circ\text{C}$, em água, é $5 \cdot 10^{-9}$, a solubilidade do $CaCO_3$ em uma solução aquosa $0,5$ mol/litro de $CaCl_2$, a $25\text{ }^\circ\text{C}$, é 10^{-8} mol/litro.

16) Quando misturamos 500 mL de uma solução de $CaCl_2$ $0,2$ mol/litro com 500 mL de uma solução de Na_2SO_4 $0,2$ mol/litro, precipitam aproximadamente $11,7$ gramas de Ca_2SO_4 . **Dados:** Kps do Ca_2SO_4 = $2 \cdot 10^{-4}$; $\sqrt{2} = 1,4$; O = 16 ; S = 32 ; Ca = 40

Dê a soma dos itens corretos

- b)** A pressão de vapor da solução aquosa de sílica a 100 °C é maior que a da água pura nessa temperatura.
- c)** A presença de sílica, $\text{SiO}_{2(\text{aq})}$, na água hidrotermal de Yellowstone, produz abaixamento do ponto de ebulição da água, à pressão local.
- d)** O ciclo contínuo de substituição da água fria por água quente ocorre de acordo com a variação da densidade em função da temperatura da água.
- e)** O depósito de rocha sedimentar silicosa na área ao redor da fonte vai se formando à medida que o coeficiente de solubilidade de $\text{SiO}_{2(\text{aq})}$ na água aumenta com o aumento da temperatura.

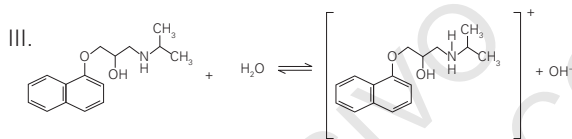
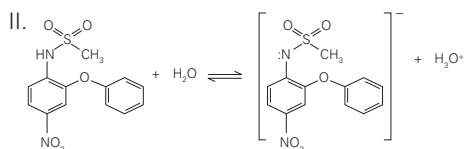
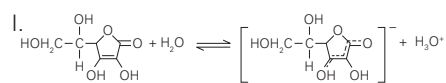
20. FGV-SP

C7-H24

O faturamento da indústria farmacêutica no Brasil vem aumentando nos últimos anos e mantém forte potencial de crescimento. A população utiliza medicamentos preventivos de doenças, como a vitamina C, anti-inflamatórios de última geração, como a nimesulida, e medicação de uso continuado, como o propranolol.

Disponível em: <<http://www.espm.br/Publicacoes/CentralDe-Cases/Documents/ACHE.pdf>> e <<http://qnint.sbg.org.br/qni/visualizarConceito.php?idConceito=14>>. Acesso em: mar. 2019.

Nas reações, apresentam-se as reações de hidrólise com os reagentes da vitamina C (I), da nimesulida (II) e do propranolol (III).



De acordo com o conceito de ácidos-bases de Brønsted-Lowry, a água nas equações I, II e III é classificada, respectivamente, como

- a)** base, ácido e base.
b) base, ácido e ácido.
c) base, base e ácido.
d) ácido, ácido e base.
e) ácido, base e ácido.

SCIENCE FACTION/LATINSTOCK

QUÍMICA 2

CIÊNCIAS DA NATUREZA E SUAS TECNOLOGIAS

MATERIAL EXCLUSIVO DO SISTEMA DE LICENCIAMENTO DOM BOSCO

BALANCEAMENTO DE EQUAÇÕES REDOX E EQUAÇÕES IÔNICAS DO TIPO REDOX

- Balanceamento de equações de oxirredução
- Balanceamento de equações iônicas redox

HABILIDADES

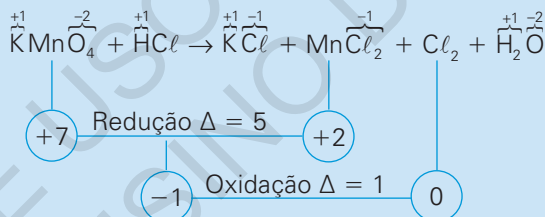
- Reconhecer se uma reação química é de oxirredução.
- Calcular a variação positiva ou negativa dos números de oxidação alterados.
- Entender o conceito de oxidação como aumento do Nox e perda do domínio de elétrons, e o de redução como diminuição do Nox e aumento do domínio de elétrons.
- Fazer o balanceamento de uma reação redox com base na igualdade entre os números de elétrons perdidos e recebidos.
- Contornar dificuldades comuns nesse procedimento, como, por exemplo, diferentes atomicidades para um elemento em ambos os membros; elemento que se oxida ou se reduz em apenas parte dos produtos nos quais parece; e equações na forma iônica.

Reações redox

Fazer o balanceamento de equações químicas consiste em colocar coeficientes estequiométricos na frente da fórmula de cada um dos reagentes e produtos, a fim de que o número de átomos de cada elemento seja o mesmo em ambos os membros da equação.

As reações de oxirredução ocorrem com transferência de elétrons, isto é, o número de elétrons “doados” em uma reação deve ser igual ao número de elétrons “recebidos”. Para verificar essa transferência de elétrons, utilizamos a variação do Nox (número de oxidação) de cada espécie química. Para tal determinação, é necessário seguir os seguintes passos:

- Determinar o Nox de todas as espécies envolvidas, bem como a sua variação de Nox.



- Multiplicar a variação do Nox de cada espécie pelo maior coeficiente de cada espécie.

Redução: KMnO_4 ; $\Delta = 5 \cdot 1 = 5$

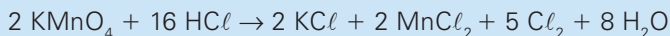
Oxidação: Cl_2 ; $\Delta = 1 \cdot 2 = 2$

- O Δ da redução é o coeficiente da oxidação, e vice-versa, garantindo a igualdade entre o número de elétrons doados e o de elétrons recebidos.

$$\Delta_{\text{redução}} = 5 \rightarrow 5 \text{ Cl}_2$$

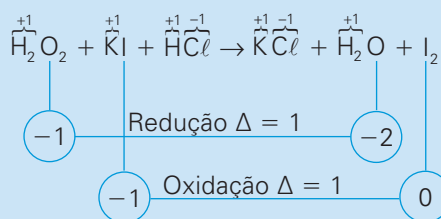
$$\Delta_{\text{oxidação}} = 2 \rightarrow 2 \text{ KMnO}_4$$

- Os outros coeficientes são ajustados de modo a igualar o número de átomos dos reagentes e o dos produtos.



Exemplo

Balancar a equação a seguir.



Redução: H_2O_2 : $\Delta = 1 \cdot 2 = 2$

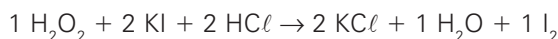
Oxidação: I_2 : $\Delta = 1 \cdot 2 = 2$

Observação

Nesse caso, como os valores são iguais, eles devem ser simplificados, a fim de obtermos os menores coeficientes inteiros possíveis para o balanceamento das equações.

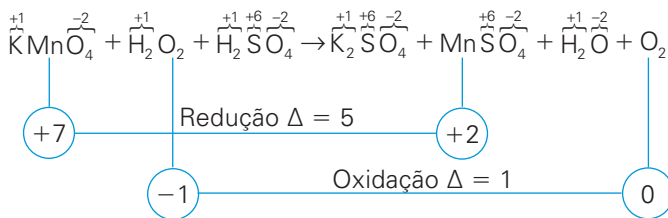
$$\Delta_{\text{redução}} = 1 \rightarrow 1 \text{ H}_2\text{O}_2$$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 1 \rightarrow 1 \text{ I}_2$$



Exemplo

Balancear a equação a seguir.

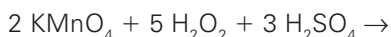


Redução: KMnO_4 : $\Delta = 5 \cdot 1 = 5$

Oxidação: O_2 : $\Delta = 1 \cdot 2 = 2$

$$\Delta_{\text{redução}} = 5 \rightarrow 5 \text{ O}_2$$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 2 \rightarrow 2 \text{ KMnO}_4$$

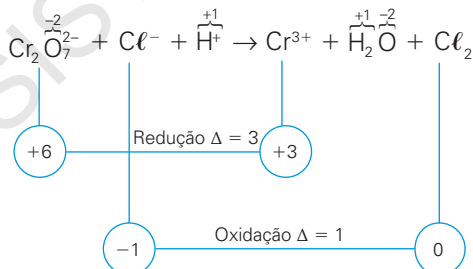


Reações iônicas redox

O balanceamento de equações iônicas segue o mesmo raciocínio adotado para reações não iônicas, estudadas no módulo anterior, ou seja, o número de elétrons doados tem de ser igual ao número de elétrons recebidos. Portanto, nas equações iônicas, a carga total do lado dos reagentes deve ser igual à carga total do lado dos produtos.

Exemplo

1. Determinar o Nox de todas as espécies, bem como a sua variação de Nox.



2. Multiplicar a variação do Nox de cada espécie pelo maior coeficiente de cada espécie.

Redução: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$: $\Delta = 3 \cdot 2 = 6$

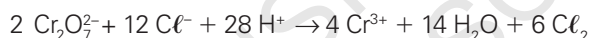
Oxidação: Cl_2 : $\Delta = 1 \cdot 2 = 2$

3. O Δ da redução é o coeficiente da oxidação, e vice-versa. Isso garante a igualdade entre o número de elétrons doados e o de elétrons recebidos.

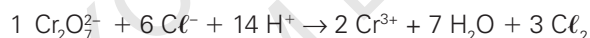
$$\Delta = 6 \rightarrow 6 \text{ Cl}_2$$

$$\Delta = 2 \rightarrow 2 \text{ Cr}_2\text{O}_7^{2-}$$

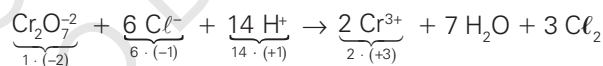
4. Os outros coeficientes são ajustados de modo a igualar o número de átomos dos reagentes e o dos produtos.



Podemos simplificar todos os coeficientes, dividindo-os por 2, para obter os menores coeficientes estequiométricos da reação.



A fim de conferir o balanceamento, conferimos o número de átomos ou a carga total dos reagentes e produtos.

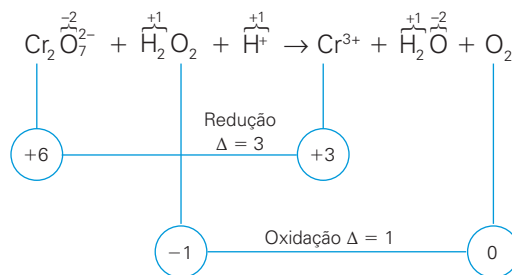


Carga total dos reagentes: +6

Carga total dos produtos: +6

Exemplo

1. Determinar o Nox de todas as espécies, bem como a sua variação de Nox.



2. Multiplicar a variação do Nox de cada espécie pelo maior coeficiente de cada espécie.

Redução: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$: $\Delta = 3 \cdot 2 = 6$

Oxidação: H_2O_2 : $\Delta = 1 \cdot 2 = 2$

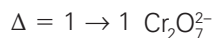
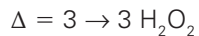
Observação

Neste caso, os coeficientes podem ser simplificados, dividindo-os por 2.

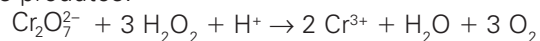
Redução: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$: $\Delta = 3$

Oxidação: H_2O_2 : $\Delta = 1$

3. O Δ da redução é o coeficiente da oxidação, e vice-versa. Isso garante a igualdade entre o número de elétrons doados e o de elétrons recebidos.

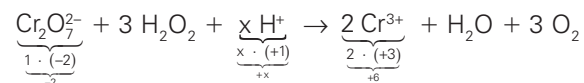


4. Os outros coeficientes são ajustados de modo a igualar o número de átomos dos reagentes e os dos produtos.



Ainda não é possível terminar o balanceamento, pois temos o oxigênio e o hidrogênio para balan-

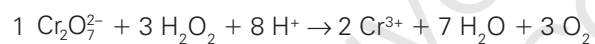
cear. Portanto, devemos fazer o balanceamento de carga. Atribuímos coeficiente x ao H^+ e igualamos a quantidade de carga dos reagentes com a dos produtos.



$$-2 + x = +6$$

$$x = 8$$

Balanceamento final:



MATERIAL DE USO EXCLUSIVO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

ROTEIRO DE AULA

BALANCEAMENTO DE REAÇÕES REDOX

Identificar o elemento que sofre a oxidação.

Identificar o elemento que sofre a redução.

Calcular a variação de Nox.

O número de elétrons doados deve ser o coeficiente estequiométrico

da espécie reduzida.

O número de elétrons recebidos deve ser o coeficiente estequiométrico

da espécie oxidada.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

ROTEIRO DE AULA

BALANCEAMENTO DE REAÇÕES IÔNICAS DE OXIRREDUÇÃO

Identificar o elemento que sofre a oxidação.

Identificar o elemento que sofre a redução.

A soma das cargas dos reagentes

é igual à soma das cargas dos produtos.

Calcular a variação de Nox.

Calcular a variação de Nox.

O número de elétrons doados deve ser o coeficiente estequiométrico da espécie reduzida.

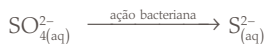
O número de elétrons recebidos deve ser o coeficiente estequiométrico da espécie oxidada.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. UNESP

O ciclo do enxofre é fundamental para os solos dos manguezais. Na fase anaeróbica, as bactérias reduzem o sulfato para produzir o gás sulfeto de hidrogênio. Os processos que ocorrem são os seguintes.

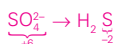


SCHMIDT, G. *Manguezal de Cananeia*, 1989. Adaptado.

Na produção de sulfeto de hidrogênio por esses processos nos manguezais, o número de oxidação do elemento enxofre

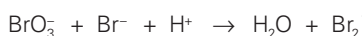
- a) diminui oito unidades.
 b) mantém-se o mesmo.
 c) aumenta quatro unidades.
 d) aumenta oito unidades.
 e) diminui quatro unidades.

O número de oxidação do elemento enxofre diminui oito unidades:



Variação do Nox do S = 8 (de +6 para -2)

2. UEL-PR (adaptado) – Com base na reação não balanceada representada pela equação a seguir, apresente a soma total dos coeficientes inteiros da reação.



Oxidação $\left\{ \begin{array}{l} \text{Variação do Nox do Br}^- = 1 \text{ (de } -1 \text{ para } 0) \\ \text{Atomicidade } 2 \end{array} \right.$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 1 \cdot 2 = 2 \div 2 = 1 \therefore 1 \text{ BrO}_3^-$$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 5 \cdot 2 = 10 \div 2 = 5 \therefore 5 \text{ Br}^-$$

Balanceamento:



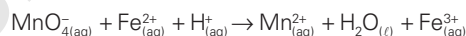
Soma dos coeficientes inteiros:

$$18 (1 + 5 + 6 + 3 + 3)$$

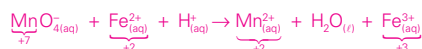
3. Acafe-SC

C7-H24

Íons Fe^{2+} podem ser quantificados em uma reação de oxirredução com íons MnO_4^- padronizados em meio ácido. Uma vez balanceada a equação química a seguir, a soma dos menores coeficientes estequiométricos inteiros dos reagentes será



- a) 10
 b) 3
 c) 14
 d) 5
 e) 15



Redução $\left\{ \begin{array}{l} \text{Variação do Nox do Mn} = 5 \text{ (de } +7 \text{ para } +2) \\ \text{Atomicidade} = 1 \end{array} \right. \Rightarrow \Delta = 5 \cdot 1 = 5$

Oxidação $\left\{ \begin{array}{l} \text{Variação do Nox do Fe} = 1 \text{ (de } +2 \text{ para } +3) \\ \text{Atomicidade} = 1 \end{array} \right. \Rightarrow \Delta = 1 \cdot 1 = 1$

Estabelecendo a proporção, vem:



Acertando, por tentativa, os outros coeficientes, temos:



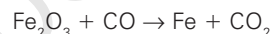
Soma dos coeficientes dos reagentes:

$$14 (1 + 5 + 8)$$

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.

4. ESCS-DF – O ferro é usualmente extraído do minério, em altos-fornos, por meio de redução com CO. A seguir, é apresentada a reação não balanceada para a hematita.



A menor soma de coeficientes estequiométricos inteiros que permite balancear essa equação é igual a

- a) 9 Oxidação do C: $+2 \rightarrow +4$
 b) 5 $\Delta_{\text{oxidação}} = 2 \cdot 1 = 2 \rightarrow$ Simplificando, temos: $2 \div 2 = 1$.
 c) 6 Redução do Fe: $+3 \rightarrow 0$
 d) 7 $\Delta_{\text{redução}} = 3 \cdot 2 = 6 \rightarrow$ Simplificando, temos: $6 \div 2 = 3$.
 $1 \text{ Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{ CO} \rightarrow 2 \text{ Fe} + 3 \text{ CO}_2$
 Soma dos coeficientes:
 $9 (1 + 3 + 2 + 3)$

5. UFPR (adaptado)

Na onda do sódio

Eu sou o sódio,

não tenho ódio.

Quando estou com a água,

não guardo mágoa.

Explodo de emoção,

nessa reação.

Não esbanjo meu potencial,

sou muito legal.

Minha família é a um,

me dou bem com cada um.

Meu período é o terceiro,

de quem eu sou parceiro.

Existe um halogênio especial,

me ligo a todos, mas com o cloro...

Eu adoro!

Que união genial!

Me envolvo em muitas reações,

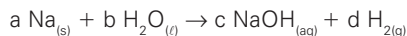
com diferentes emoções.

Base, cátion, sal...

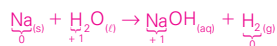
Eu sou mesmo radical!

Poesia de autoria de equipe participante da Gincana de Química, 2011, da Universidade Federal do Ceará. Disponível em: <http://www.quimica.ufc.br>. Acesso em: 25 jul. 2017.

No trecho "Quando estou com a água,/ não guardo mágoa./ Explodo de emoção", o autor descreve a maneira altamente energética com que o sódio metálico reage com água, conforme equação a seguir.



Na equação balanceada, represente os valores dos coeficientes estequiométricos a, b, c e d.



Redução do H: $+1 \rightarrow 0$

$$\Delta_{\text{redução}} = 1 \cdot 2 = 2$$

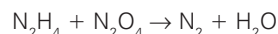
Oxidação do Na: $0 \rightarrow +1$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 1 \cdot 1 = 1$$

Balanceamento:



6. Unitau-SP – Considerando a lei da conservação de massa, os coeficientes de balanceamento da reação a seguir, no sentido de reagentes para produtos, são, respectivamente,



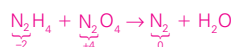
a) 2, 1, 2 e 4

b) 2, 2, 1 e 4

c) 2, 1, 3 e 4

d) 2, 2, 4 e 3

e) 1, 3, 2 e 3



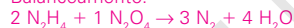
Oxidação do N_2H_4 : $-2 \rightarrow 0$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 2 \cdot 2 = 4 \rightarrow \text{Simplificando, temos: } 4 \div 2 = 2.$$

Redução do N_2O_4 : $+4 \rightarrow 0$

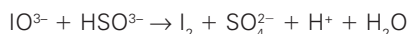
$$\Delta_{\text{redução}} = 4 \cdot 2 = 8 \rightarrow \text{Simplificando, temos: } 8 \div 2 = 4.$$

Balanceamento:



EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. Mackenzie-SP – A respeito da equação iônica de oxirredução a seguir, não balanceada, são feitas as seguintes afirmações.



I. A soma dos menores coeficientes inteiros possível para o balanceamento é 17.

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, quais estão corretas?

a) Apenas II e III.

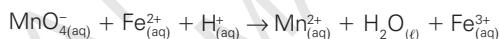
d) Apenas II e IV.

b) Apenas I e II.

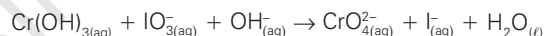
e) Apenas I e IV.

c) Apenas I e III.

8. Acafe-SC (adaptado) – Íons Fe^{2+} podem ser quantificados em uma reação de oxirredução com íons MnO_4^- padronizados em meio ácido. Uma vez balanceada a equação química a seguir, dê a soma dos menores coeficientes estequiométricos inteiros dos reagentes.



9. Espcex-SP/Aman-RJ – Dada a seguinte equação de oxirredução:



e considerando o método de balanceamento de equações químicas por oxirredução, a soma total dos coeficientes mínimos e inteiros das espécies envolvidas, após o balanceamento da equação iônica, e o agente oxidante são, respectivamente,

a) 15 e íon iodato.

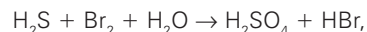
b) 12 e hidróxido de crômio.

c) 12 e íon hidroxila.

d) 11 e água.

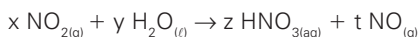
e) 10 e íon hidroxila.

10. PUC-MG (adaptado) – Dada a seguinte equação redox:



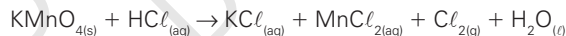
apresente a soma total dos coeficientes mínimos e inteiros das espécies químicas envolvidas, após o balanceamento da equação, e os agentes oxidante e redutor envolvidos nessa reação química.

16. UNIFESP – Um dos processos do ciclo natural do nitrogênio, responsável pela formação de cerca de 5% do total de compostos de nitrogênio solúveis em água, essencial para sua absorção pelos vegetais, é a sequência de reações químicas desencadeadas por descargas elétricas na atmosfera (raios), que leva à formação de NO_2 gasoso pela reação entre N_2 e O_2 presentes na atmosfera. A segunda etapa do processo envolve a reação do NO_2 com a água presente na atmosfera, na forma de gotículas, representada pela seguinte equação química.



- a) O processo envolvido na formação de NO_2 a partir de N_2 é de oxidação ou de redução? Determine o número de mols de elétrons envolvidos quando 1 mol de N_2 reage.
- b) Balanceie a equação química da segunda etapa do processo, de modo que os coeficientes estequiométricos x , y , z e t tenham os menores valores inteiros possíveis.

17. UDESC – Em 1915, o exército alemão utilizou, pela primeira vez, bombas de gás cloro contra trincheiras francesas e argelinas, causando a morte em mais de 5 mil soldados. O cloro gasoso pode ser utilizado na fabricação de solventes clorados, inseticidas (DDT), purificação de água, produção de compostos inorgânicos, como hipoclorito de sódio (NaOCl), cloretos metálicos. Uma forma de produzir cloro gasoso em pequenas quantidades é pela reação entre permanganato de potássio e ácido clorídrico, apresentada a seguir.



Sobre essa reação, analise as proposições.

- I. Trata-se de uma reação de oxirredução, em que o cloreto sofre oxidação e o manganês sofre redução.
- II. A reação está balanceada.
- III. Os coeficientes estequiométricos para essa reação são 2 : 16 : 2 : 2 : 5 : 8.
- IV. O estado de oxidação do átomo de manganês passa de +7 para +2, nessa reação, tratando-se de uma redução.
- V. O cloreto é o agente redutor dessa reação.

Assinale a alternativa correta.

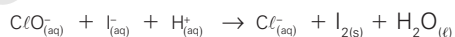
- a) Somente as afirmativas I, III, IV e V estão corretas.
- b) Somente as afirmativas I, II, IV e V estão corretas.
- c) Somente as afirmativas I, III e V estão corretas.
- d) Somente as afirmativas I, IV e V estão corretas.
- e) Somente as afirmativas III, IV e V estão corretas.

ESTUDO PARA O ENEM

18. UEFS-BA

C7-H24

Um dos métodos para determinar a concentração de íons hipoclorito na água sanitária envolve a reação de oxirredução representada de maneira simplificada pela equação iônica não balanceada:



Após o balanceamento da equação química com os menores coeficientes inteiros, é correto concluir:

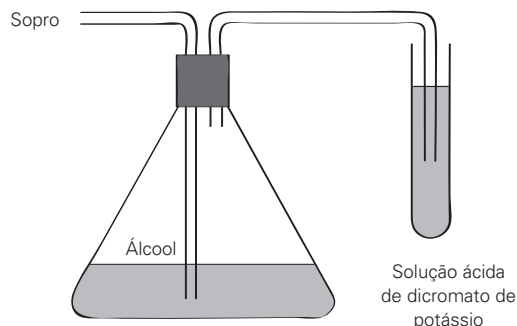
- a) O total da carga dos íons reagentes é menor do que a carga relacionada aos produtos, na equação química.

- b) A reação de 2,0 mols de íons hipoclorito com iodeto suficiente, em meio ácido, leva à produção de 254,0 g de iodo.
- c) O íon iodeto atua como agente oxidante, porque o estado de oxidação do iodo diminui no final do processo de oxirredução.
- d) A quantidade aproximada de $3,6 \cdot 10^{23}$ íons cloreto obtida no processo de oxirredução revela a presença de 0,6 mol de íons hipoclorito em uma amostra analisada.
- e) O valor da soma dos coeficientes dos ânions reagentes é maior do que a dos coeficientes dos produtos da equação de oxirredução.

19. Enem

C7-H24

Um bafômetro simples consiste em um tubo contendo uma mistura sólida de dicromato de potássio em sílica umedecida com ácido sulfúrico. Nesse teste, a detecção da embriaguez por consumo de álcool se dá visualmente, pois a reação que ocorre é a oxidação do álcool a aldeído e a redução do dicromato (alaranjado) a cromo III (verde) ou cromo II (azul).



A equação balanceada da reação química que representa esse teste é

- a)** $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 3\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{g}) \rightarrow 2\text{Cr}^{2+}(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 3\text{CH}_3\text{COOH}(\text{g})$
- b)** $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 8\text{H}^+(\text{aq}) + 3\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{g}) \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 3\text{CH}_3\text{CHO}(\text{g})$
- c)** $\text{CrO}_4^{2-}(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 3\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{g}) \rightarrow \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 3\text{CH}_3\text{CHO}(\text{g})$
- d)** $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 8\text{H}^+(\text{aq}) + 3\text{CH}_3\text{CHO}(\text{g}) \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 3\text{CH}_3\text{COOH}(\text{g})$
- e)** $\text{CrO}_4^{2-}(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 3\text{CH}_3\text{CHO}(\text{g}) \rightarrow \text{Cr}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 3\text{CH}_3\text{COOH}(\text{g})$

20. UDESC

C7-H24

A reação de combustão da gasolina, do álcool e de outros combustíveis produz gás carbônico, vapor de 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, assinale a alternativa correta.

- a)** É uma reação ácido-base, na qual o ácido isocianico é o ácido, e o dióxido de nitrogênio é a base.
- b)** A reação não é plausível, pois uma reação não pode ocorrer com o mesmo elemento em diferentes estados de oxidação.
- c)** Nessa reação, o ácido isocianico é o oxidante, e o dióxido de nitrogênio é o redutor.
- d)** O estado de oxidação do átomo de carbono é +3 no ácido isocianico e +4 no dióxido de carbono, que é o responsável pela redução do dióxido de nitrogênio.
- e)** A soma dos menores coeficientes estequiométricos inteiros é igual a 33.

10

PILHAS - DEFINIÇÃO, FUNCIONAMENTO E CÁLCULO DE VOLTAGEM

- Eletroquímica
- Pilha: montagem, definição e funcionamento
- Potencial-padrão de eletrodo
- Força eletromotriz da pilha (fem)

HABILIDADES

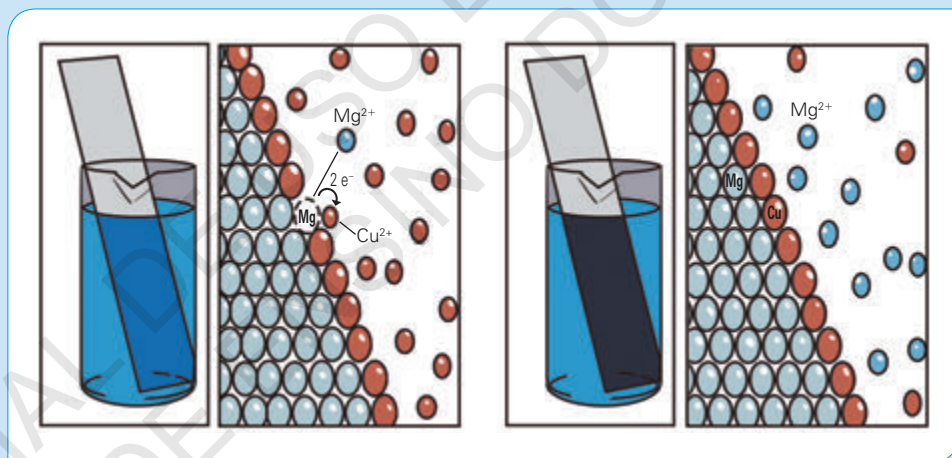
- Perceber que uma pilha funciona por meio de um processo de oxidação-redução espontâneo que libera energia.
- Compreender que uma pilha é um dispositivo que transforma parte da energia química de uma reação em energia elétrica.
- Entender que os elétrons fluem do melhor redutor para o melhor oxidante.
- Identificar cátodo, ânodo, polo positivo e polo negativo.
- Associar sempre, nos processos eletroquímicos, o ânodo ao eletrodo onde ocorre a oxidação e o cátodo ao eletrodo onde ocorre a redução.
- Aplicar esse conhecimento para explicar o funcionamento de pilha galvânica e processos eletrolíticos.
- Relacionar a energia elétrica produzida e consumida na transformação química com os processos de oxidação e redução.
- Calcular a diferença de potencial das células eletroquímicas.

Pilhas: definição

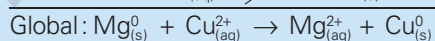
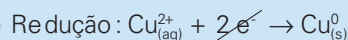
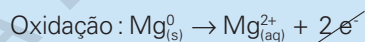
As pilhas são classificadas como **células galvânicas**, ou seja, dispositivos que convertem energia química em energia elétrica. Essa energia química é proveniente das reações espontâneas de oxirredução, portanto a transferência de elétrons é responsável pelo surgimento da corrente elétrica.

MONTAGEM E FUNCIONAMENTO DE UMA PILHA

Quando mergulhamos uma lâmina de magnésio em uma solução de sulfato de cobre II, verificamos que a solução, inicialmente azul (devido à presença de íons Cu^{2+}), perde sua coloração, além de ocorrer a formação de um depósito sobre a lâmina de magnésio. Observe o esquema a seguir.



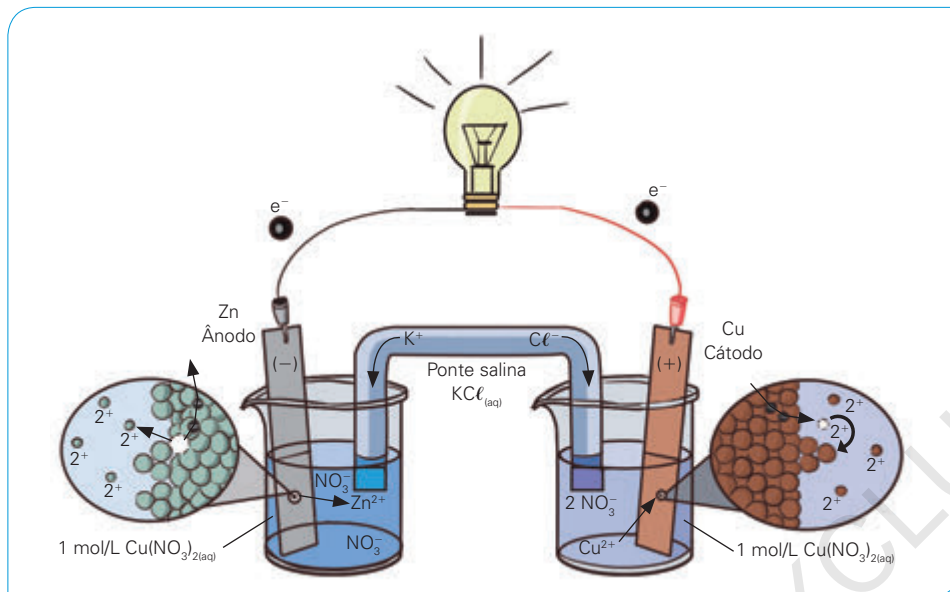
Reações que ocorreram:



É importante notar que, nesse processo, ocorre a transferência de elétrons, mas não a geração de corrente elétrica. Para a obtenção de corrente elétrica, é necessário que essa transferência de elétrons do magnésio para os íons cobre ocorra por um fio externo, caracterizando o funcionamento de uma pilha.

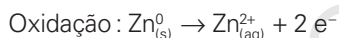
Alessandro Volta (1745-1827) construiu a primeira pilha elétrica em meados de 1800, intercalando placas de cobre e zinco as quais estavam separadas por algodão umedecido com solução eletrolítica. As placas foram chamadas de "eletrodos", o que, em grego, significa "caminho para a corrente elétrica".

Já, em 1836, John Frederic Daniell (1790-1845) aperfeiçoou a pilha constituída por Alessandro Volta, dividindo a célula eletrolítica em duas semicelas. Na pilha de Daniell, os dois eletrodos são unidos por um fio externo, e as duas semicelas são unidas por uma ponte salina, contendo uma solução aquosa de KCl . A seguir, é mostrado o esquema geral da pilha de Daniell.



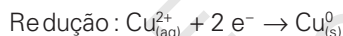
Definições

- O eletrodo onde ocorre a oxidação é chamado de **ânodo (polo +)**.



Durante o funcionamento dessa pilha, ocorre o desgaste da placa de zinco, ou seja, há uma perda de massa do eletrodo de zinco. Desse modo, há um aumento da concentração de íons Zn^{2+} na solução.

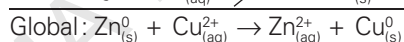
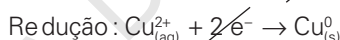
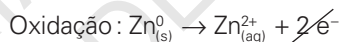
- O eletrodo onde ocorre a redução é chamado de **cátodo (polo -)**.



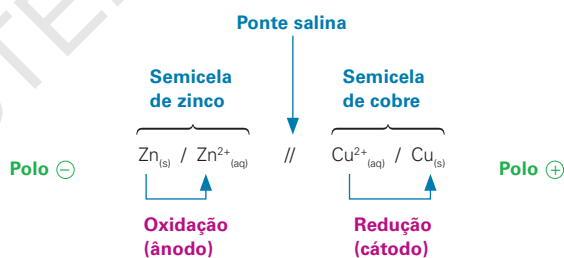
Durante o funcionamento da pilha, ocorre a deposição de cobre sobre a placa de cobre, ocasionando um aumento de massa do eletrodo de cobre. Dessa forma, a concentração de íons Cu^{2+} na solução diminui.

O fio externo permite um fluxo de elétrons do eletrodo de zinco (polo -) para o eletrodo de cobre (polo +).

Equação global de funcionamento da pilha:



A IUPAC recomenda que a representação esquemática da pilha de Daniell seja feita da seguinte maneira.



Observação

A **ponte salina** tem a função de manter a eletroneutralidade das semicelas através da migração de íons. Para a semicela de oxidação, a ponte salina sempre envia ânions, em razão do excesso de cargas positivas; para a semicela de redução, a ponte salina sempre envia cátions, a fim de evitar o excesso de ânions da solução.

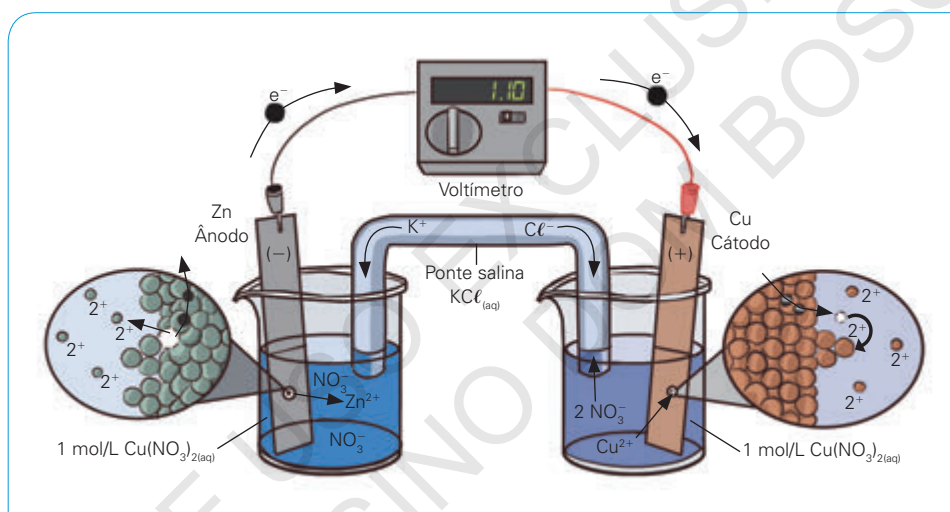
Potencial de uma pilha

Na pilha de Daniell, observamos que os íons Cu^{2+} sofrem redução, indicando que seu potencial de redução é maior que o dos íons Zn^{2+} . Consequentemente, a placa de zinco sofre oxidação, indicando que o potencial de oxidação do zinco é maior que o do cobre.

Dessa forma, através do circuito fechado por um fio externo, há um fluxo de elétrons do eletrodo de zinco para o eletrodo de cobre. Se acoplarmos a esse fio externo um voltímetro, será possível determinar a **força eletromotriz (fem ou E ou ϵ)** ou **diferença de potencial (ddp)** da pilha. Esse valor é indicado em volts (V).

A força eletromotriz de uma pilha é influenciada por alguns fatores, tais como:

- espécies químicas envolvidas;
- concentração das espécies envolvidas;
- temperatura.



A diferença de potencial de uma pilha pode ser calculada da seguinte maneira:

$$\Delta E^0 = E_{\text{red}}^0 (\text{cátodo}) - E_{\text{red}}^0 (\text{ânodo})$$

ou

$$\Delta E^0 = E_{\text{red}}^0 (\text{cátodo}) + E_{\text{oxi}}^0 (\text{ânodo})$$

Observações

O potencial de redução ou de oxidação de cada espécie independe do número de mols da espécie envolvida e apresenta valor constante nas condições-padrão para cada espécie.

Como a pilha trata de um processo espontâneo, logo o valor de ΔE é sempre positivo, $\Delta E > 0$.

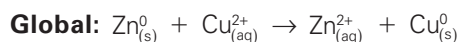
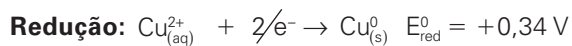
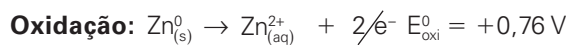
Potencial de redução (E_{red}^0)	Estado reduzido	Estado oxidado	Potencial de oxidação (E_{oxi}^0)
-3,04	Li	\rightleftharpoons Li ⁺ + e ⁻	+3,04
-2,92	K	\rightleftharpoons K ⁺ + e ⁻	+2,92
-2,90	Ba	\rightleftharpoons Ba ²⁺ + 2 e ⁻	+2,90
-2,89	Sr	\rightleftharpoons Sr ²⁺ + 2 e ⁻	+2,89
-2,87	Ca	\rightleftharpoons Ca ²⁺ + 2 e ⁻	+2,87
-2,71	Na	\rightleftharpoons Na ⁺ + 2 e ⁻	+2,71
-2,37	Mg	\rightleftharpoons Mg ²⁺ + 2 e ⁻	+2,37
-1,66	Al	\rightleftharpoons Al ³⁺ + 3 e ⁻	+1,66
-1,18	Mn	\rightleftharpoons Mn ²⁺ + 2 e ⁻	+1,18
-0,83	H ₂ + 2 OH ⁻	\rightleftharpoons 2 H ₂ O + 2 e ⁻	+0,83
-0,76	Zn	\rightleftharpoons Zn ²⁺ + 2 e ⁻	+0,76
-0,74	Cr	\rightleftharpoons Cr ²⁺ + 2 e ⁻	+0,74
-0,48	S ²⁻	\rightleftharpoons S + 2 e ⁻	+0,48
-0,44	Fe	\rightleftharpoons Fe ²⁺ + 2 e ⁻	+0,44
-0,28	Co	\rightleftharpoons Co ²⁺ + 2 e ⁻	+0,28
-0,23	Ni	\rightleftharpoons Ni ²⁺ + 2 e ⁻	+0,23
-0,13	Pb	\rightleftharpoons Pb ²⁺ + 2 e ⁻	+0,13
-0,00	H ₂	\rightleftharpoons 2 H ⁺ + 2 e ⁻	+0,00
+0,15	Cu ⁺	\rightleftharpoons Cu ²⁺ + e ⁻	-0,15
+0,34	Cu	\rightleftharpoons Cu ²⁺ + 2 e ⁻	-0,34
+0,40	2 (OH) ⁻	\rightleftharpoons H ₂ O + $\frac{1}{2}$ O ₂ + 2 e ⁻	-0,40
+0,52	Cu	\rightleftharpoons Cu ⁺ + e ⁻	-0,52
+0,54	2 I ⁻	\rightleftharpoons I ₂ + 2 e ⁻	-0,54
+0,77	Fe ²⁺	\rightleftharpoons Fe ³⁺ + e ⁻	-0,77
+0,80	Ag	\rightleftharpoons Ag ⁺ + e ⁻	-0,80
+0,85	Hg	\rightleftharpoons Hg ²⁺ + 2 e ⁻	-0,85
+1,09	2 Br ⁻	\rightleftharpoons Br ₂ + 2 e ⁻	-1,09
+1,23	H ₂ O	\rightleftharpoons 2 H ⁺ + $\frac{1}{2}$ O ₂ + 2 e ⁻	-1,23
+1,36	2 Cl ⁻	\rightleftharpoons Cl ₂ + 2 e ⁻	-1,36
+2,87	2 F ⁻	\rightleftharpoons F ₂ + 2 e ⁻	-2,87

Observações

- Eletrodos com $E_{\text{red}}^0 > 0$ apresentam capacidade de atrair e⁻ do eletrodo de hidrogênio. Tais eletrodos têm sua massa aumentada, pois ocorre uma deposição.
- Eletrodos com $E_{\text{red}}^0 < 0$ apresentam seus elétrons atraídos pelo eletrodo de hidrogênio. Tais eletrodos têm suas massas diminuídas, pois sofrem corrosão.
- O eletrodo de maior E_{red}^0 é o que atrai e⁻.
- Toda vez que um metal estiver em contato com uma solução na qual exista um íon cujo E_{red}^0 é maior que o do metal, ocorrerá a corrosão do metal.

Força eletromotriz da pilha de Daniell

Consultando a tabela de potenciais-padrão de redução, observa-se que o cobre possui maior potencial de redução, logo ele sofre a redução, enquanto o zinco sofre a oxidação, de acordo com o esquema a seguir. Com os valores de potenciais, podemos calcular a força eletromotriz da pilha.



$$\Delta E^0 = +1,10 \text{ V}$$

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

ROTEIRO DE AULA

Pilhas

Eletrodos

Polo -

Ocorre a oxidação.

Polo +

Ocorre a redução.

Circuito externo

Movimentação dos elétrons

Ponte salina

Mantém a
eletroneutralidade das
semicelas.

Potencial-padrão

Potencial-padrão de redução

Potencial-padrão de oxidação

Diferença de potencial (ddp)

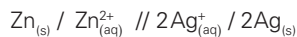
Indica a capacidade de redução da espécie.

Indica a capacidade de oxidação da espécie.

É a diferença entre os potenciais-padrão de redução das espécies.

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

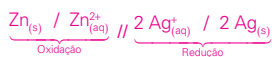
1. Univag-MT (adaptado) – A pilha eletroquímica representada por



tem como ânodo o eletrodo de _____ e como cátodo o eletrodo de _____.

As lacunas do texto são preenchidas por

- a) $\text{Zn}_{(s)}$ e $\text{Ag}_{(aq)}^+$.
 b) $\text{Ag}_{(aq)}^+$ e $\text{Ag}_{(s)}$.
 c) $\text{Zn}_{(s)}$ e $\text{Zn}_{(aq)}^{2+}$.
 d) $\text{Zn}_{(s)}$ e $\text{Ag}_{(s)}$.
 e) $\text{Ag}_{(s)}$ e $\text{Zn}_{(s)}$.

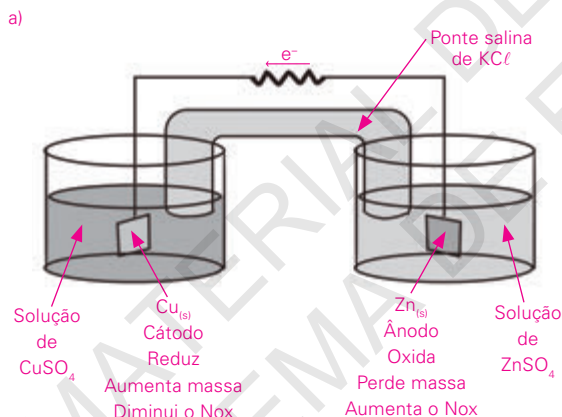


Oxidação: ânodo: $\text{Zn}_{(s)}$

Redução: cátodo: $\text{Ag}_{(s)}$

2. Unicamp-SP – A pilha de Daniell consiste em um eletrodo de cobre imerso em uma solução de sulfato de cobre II e um eletrodo de zinco imerso em uma solução aquosa de sulfato de zinco. A pilha se completa pela colocação de uma ponte salina de solução de cloreto de potássio conectando as duas soluções onde estão imersos os dois eletrodos. No funcionamento da pilha, no eletrodo de cobre, ocorre uma redução e, no de zinco, uma oxidação.

- a) Com base nessas informações, desenhe uma pilha de Daniell.
 b) Escreva a equação química correspondente ao funcionamento espontâneo da pilha.



3. UECE

C7-H24

As pilhas de marca-passo precisam ser pequenas, confiáveis e duráveis, evitando algumas cirurgias para sua troca. Como não formam gases, elas podem ser hermeticamente fechadas. Sua duração é de aproximadamente 10 anos. Essas pilhas são formadas por lítio

metálico e iodo (LiI). Assinale a alternativa que mostra as semirreações que ocorrem corretamente para formar o produto LiI .

- a) Cátodo: $2\text{Li}^0 \rightarrow 2\text{Li}^+ + 2e^-$
 Ânodo: $\text{I}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{I}^-$
 b) Cátodo: $2\text{Li}^0 + 2e^- \rightarrow 2\text{Li}^+$
 Ânodo: $\text{I}_2 \rightarrow 2\text{I}^- + 2e^-$
 c) Ânodo: $2\text{Li}^0 \rightarrow 2\text{Li}^+ + 2e^-$
 Cátodo: $\text{I}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{I}^-$
 d) Ânodo: $2\text{Li}^0 + 2e^- \rightarrow 2\text{Li}^+$
 Cátodo: $\text{I}_2 \rightarrow 2\text{I}^- + 2e^-$

LiI é formado por Li^+ e I^- , então:



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. Espcex-SP/Aman-RJ – Células galvânicas (pilhas) são dispositivos nos quais reações espontâneas de oxidorredução geram uma corrente elétrica. São dispostas pela combinação de espécies químicas com potenciais de redução diferentes. Existem milhares de células galvânicas possíveis. Considere as semirreações a seguir e seus respectivos potenciais de redução nas condições-padrão (25°C e 1 atm).



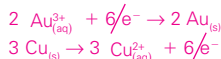
Com base nas possibilidades de combinações de células galvânicas e suas representações esquemáticas recomendadas pela União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC), são feitas as seguintes afirmativas:

- I. A diferença de potencial (ddp) da pilha formada pelas espécies químicas alumínio e cobre e representada esquematicamente por $\text{Al}_{(s)} / \text{Al}_{(aq)}^{3+} // \text{Cu}_{(aq)}^{2+} / \text{Cu}_{(s)}$ é de $+1,52\text{ V}$ (nas condições-padrão).
 II. Na pilha formada pelas espécies químicas cobre e ouro e representada esquematicamente por $\text{Cu}_{(s)} / \text{Cu}_{(aq)}^{2+} // \text{Au}_{(aq)}^{3+} / \text{Au}_{(s)}$, a reação global corretamente balanceada é: $3\text{Cu}_{(s)} + 2\text{Au}_{(aq)}^{3+} \rightarrow 3\text{Cu}_{(aq)}^{2+} + 2\text{Au}_{(s)}$.
 III. Na pilha formada pelas espécies químicas cobre e ouro e representada esquematicamente por $\text{Cu}_{(s)} / \text{Cu}_{(aq)}^{2+} // \text{Au}_{(aq)}^{3+} / \text{Au}_{(s)}$, o agente redutor é o $\text{Cu}_{(s)}$.
 IV. A representação IUPAC correta de uma pilha de alumínio e ouro ($\text{Al} - \text{Au}$) é $\text{Al}_{(s)} / \text{Al}_{(aq)}^{3+} // \text{Al}_{(aq)}^{3+} / \text{Al}_{(s)}$.
 Estão corretas apenas as afirmativas

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

I. Incorreta. A ddp de uma pilha formada por alumínio e cobre é de 2,00 V.

II. Correta. Em uma pilha formada por cobre e ouro, como o ouro possui o maior potencial de redução, essa espécie reduz-se, enquanto a outra se oxida. Dessa forma, a reação global é:

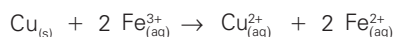


III. Correta. Em uma pilha formada por cobre e ouro, como o ouro sofre a redução, ele é o agente oxidante, sendo, então, o cobre o agente redutor. Nas normas da IUPAC, a representação correta é a indicada no item.

IV. Incorreta. Em uma pilha de alumínio e ouro, este é reduzido (maior potencial de redução, e o alumínio é oxidado (menor potencial de redução), sendo a representação correta:



5. Famema-SP – Considere a seguinte reação:



- a) Escreva as semirreações de oxidação (perda de elétrons) e de redução (ganho de elétrons) correspondentes a essa reação global.
- b) Calcule a diferença de potencial-padrão (ΔE^0) correspondente a essa reação (utilize uma tabela de potenciais de eletrodo para esse cálculo). Classifique essa reação como espontânea ou não espontânea.

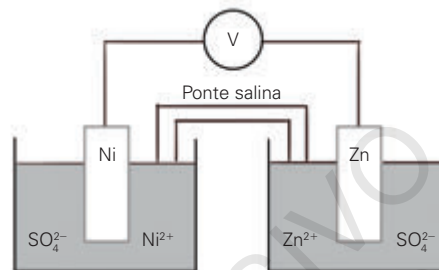


b) Para se obter a equação global, deve-se somar as semirreações, atentando para o balanço das cargas:



Como o potencial da reação global é positivo, pode-se concluir que a reação é espontânea.

6. IFSul-RS – Pilhas são dispositivos que transformam energia química em energia elétrica por meio de um sistema montado para aproveitar o fluxo de elétrons provenientes de uma reação química de oxirredução, conforme mostra o seguinte exemplo.

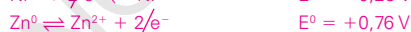


Considerando que os potenciais de redução do níquel e do zinco são, respectivamente, $-0,25 \text{ V}$ e $-0,76 \text{ V}$, é correto afirmar que

- a) o níquel é oxidado e o zinco é reduzido.
b) o zinco é o ânodo e o níquel é o cátodo.
 c) o níquel é o agente redutor e o zinco é o agente oxidante.
 d) o níquel e o zinco geram uma força eletromotriz de $-1,01 \text{ V}$, nessa pilha.



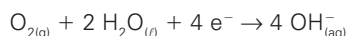
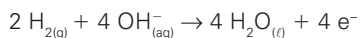
Montando a pilha, temos:



- a) Incorreto. O níquel é reduzido, e o zinco, oxidado.
 b) Correto. O zinco oxida, portanto é o ânodo; conseqüentemente, o níquel constitui o cátodo.
 c) Incorreto. O zinco oxida, sendo, portanto, o agente redutor, enquanto o níquel reduz, sendo o agente oxidante.
 d) Incorreto. A força eletromotriz gerada nessa pilha é de $+0,51 \text{ V}$.

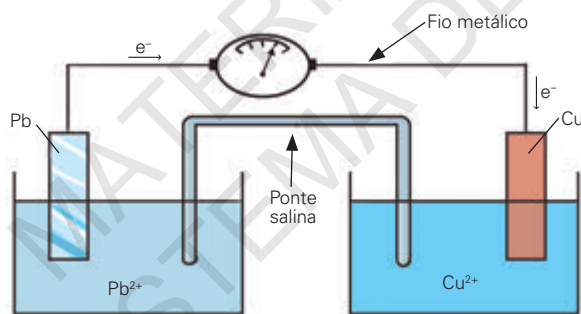
EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. UNCISAL (adaptado) – A pilha de combustível é um dispositivo eletroquímico que converte energia química em energia elétrica. A mais conhecida é a de hidrogênio-oxigênio, que opera continuamente, pois os reagentes, que são os gases oxigênio e hidrogênio, são alimentados por uma fonte externa à medida das necessidades, produzindo água limpa, que pode ser utilizada para consumo, e energia elétrica. As semirreações da pilha em solução concentrada de KOH são



Em relação a essa pilha, escreva sua reação global e indique os agentes oxidante e redutor, o cátodo e o ânodo.

8. São Camilo-SP – Na última década, assistiu-se a um aumento da demanda de aparelhos eletroeletrônicos, ficando difícil de imaginar a civilização moderna sem o conforto e as facilidades da energia elétrica. Todas essas facilidades passam pelo desenvolvimento da pilha elétrica, em 1836, pelo químico inglês John Frederic Daniell (1790-1845). Tal pilha é constituída por uma placa de chumbo (Pb) em uma solução de PbSO_4 ; e uma placa de cobre (Cu) em uma solução de CuSO_4 . As duas soluções são ligadas por uma ponte salina, ou por uma parede porosa. Sobre a pilha de Daniell, considere as afirmações a seguir.



- I. O polo positivo é aquele que apresenta o elemento que sofre redução (Cu).
- II. O polo negativo é aquele que apresenta o elemento que sofre oxidação (Pb).
- III. A placa de chumbo (Pb) sofre um aumento em sua massa, e a placa de cobre (Cu) sofre desgaste, pois estão interligadas pela ponte salina.

Escolha a alternativa que avalia corretamente as afirmações.

- a) Todas as afirmações estão corretas.
- b) Apenas a afirmação II está correta.
- c) Apenas as afirmações II e III estão corretas.
- d) Apenas as afirmações I e II estão corretas.
- e) Apenas as afirmações I e III estão corretas.

9. UEA-AM – Em locais distantes dos grandes centros urbanos, equipamentos de posicionamento por satélite (GPS) são essenciais para a orientação das pessoas, como em regiões remotas da Amazônia. As baterias recarregáveis de íons de lítio estão entre as mais utilizadas atualmente nos equipamentos GPS.

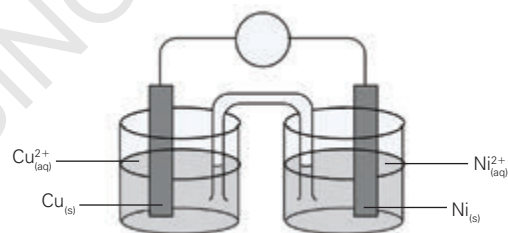
Nesse tipo de bateria, ocorrem as seguintes reações nos eletrodos A e B.

- Eletrodo A: $\text{CoO}_2 + \text{Li}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{LiCoO}_2$
- Eletrodo B: $\text{LiC} \rightarrow \text{Li}^+ + \text{e}^- + \text{C}$

Com base nas equações, é correto concluir que, para essa bateria, o eletrodo

- a) A é o polo negativo, pois recebe elétrons.
- b) A é o ânodo, pois recebe elétrons.
- c) B é o polo negativo, pois fornece elétrons.
- d) B é o cátodo, pois fornece elétrons.
- e) A é o polo positivo, pois fornece elétrons.

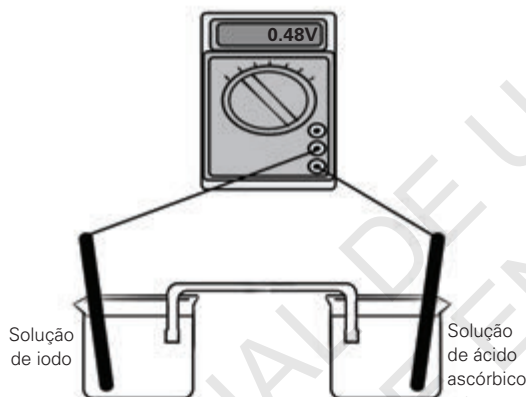
10. IFSC – A figura a seguir representa uma pilha com os respectivos potenciais de redução.



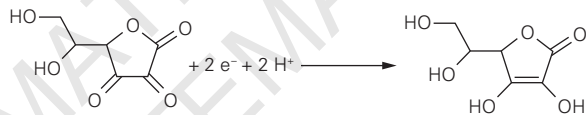
Sobre as pilhas, leia e analise as seguintes proposições e indique a soma das corretas.

- 01) Uma pilha é o emprego controlado de reações espontâneas de oxirredução, gerando corrente elétrica.
- 02) Em uma pilha, os elétrons são transferidos do cátodo para o ânodo.
- 04) Na pilha apresentada, o cobre atua como agente oxidante.
- 08) A pilha mostrada anteriormente gera uma voltagem de 90 milivolts.
- 16) Em todas as pilhas, o ânodo corresponde ao polo positivo, ou seja, polo onde ocorre a reação de oxidação.
- 32) O níquel sofre redução na pilha apresentada.

11. UFPR – O ácido ascórbico é uma das formas da vitamina C que apresenta propriedade antioxidante. Na indústria de alimentos, ele é largamente utilizado como aditivo para prevenir a oxidação. Uma maneira de analisar a quantidade de ácido ascórbico em bebidas é através de uma reação de oxirredução utilizando iodo. Com base nisso, foi montada uma pilha, conforme ilustração a seguir, contendo eletrodos inertes de platina ligados a um voltímetro. Foram mantidas condições-padrão (298 K, 1 atm e $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$) para o experimento, e, no instante em que se fechou o circuito, conectando-se os fios ao voltímetro, o valor de potencial medido foi de 0,48 V.



Sabendo que o potencial-padrão de redução de iodo a iodeto é de $E^\circ = 0,54 \text{ V}$, o potencial-padrão da reação a seguir é

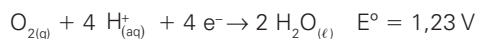


Ácido deidroascórbico

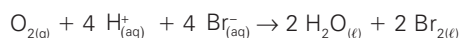
Ácido ascórbico

- a) 0,03 V. c) 0,24 V. e) 1,02 V.
b) 0,06 V. d) 0,48 V.

12. Acafe-SC (adaptado) – Considere as semirreações a seguir, nas condições-padrão.

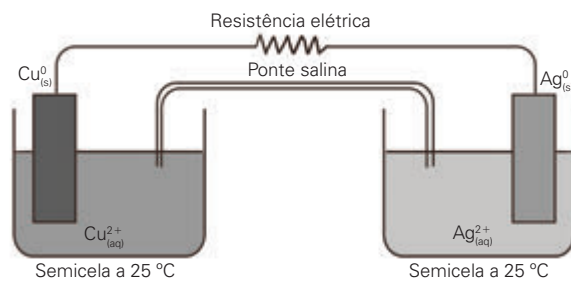
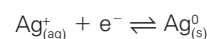


Considere a pilha eletroquímica representada a seguir, nas condições-padrão.



Com base nas informações fornecidas e nos conceitos químicos, calcule o ΔE° dessa pilha eletroquímica nas condições abordadas.

13. Unit-SE – Durante o funcionamento da pilha de cobre e prata, representada na ilustração, há depósito metálico em um dos eletrodos e desgaste no outro. No processo eletroquímico, a energia química é transformada em elétrica, o que ocorre por meio de uma reação de oxirredução.

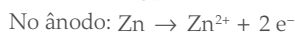


Uma análise da ilustração com base nos conhecimentos de eletroquímica permite afirmar:

- a) O eletrodo de cobre é o cátodo da pilha.
b) O polo positivo da pilha é o ânodo de prata.
c) A semirreação no cátodo é representada pela semiequação $\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}^0_{(\text{s})}$.
d) Os elétrons no fio metálico da pilha fluem entre semicelas no sentido da direita para a esquerda.
e) Os íons positivos na ponte salina migram da direita para a esquerda, para manter a pilha em funcionamento.

14. UNESP

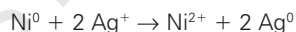
A pilha Ag-Zn é bastante empregada na área militar (submarinos, torpedos, mísseis), sendo adequada também para sistemas compactos. A diferença de potencial dessa pilha é de cerca de 1,6V à temperatura ambiente. As reações que ocorrem nesse sistema são:



SILVA, C. N.; AFONSO, J. C. Processamento de pilhas do tipo botão. *Química Nova (on-line)*, v. 31, n. 6. p. 1 567-1 572, 2008. Adaptado.

- a) Identifique o eletrodo em que ocorre a semirreação de redução. Esse eletrodo é o polo positivo ou o negativo da pilha?
- b) Considerando a reação global, calcule a razão entre as massas de zinco e óxido de prata que reagem. Determine a massa de prata metálica formada pela reação completa de 2,32g de óxido de prata.

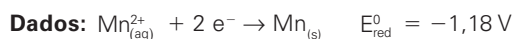
15. **Urca-CE** – Observe a equação a seguir, que representa uma célula eletroquímica.



Pode-se afirmar:

- a) Os elétrons fluem, pelo circuito externo, da prata para o níquel.
- b) O cátodo é o eletrodo de níquel.
- c) O eletrodo de prata sofre desgaste.
- d) A prata sofre redução.
- e) A solução de níquel vai se diluir.
16. **UEM-PR** – Considere uma pilha formada por eletrodos de manganês e ferro imersos em soluções aquosas,

respectivamente de sais de Mn^{2+} e Fe^{3+} (1 mol/litro a 25 °C, usando uma ponte salina), e assinale o que for correto.

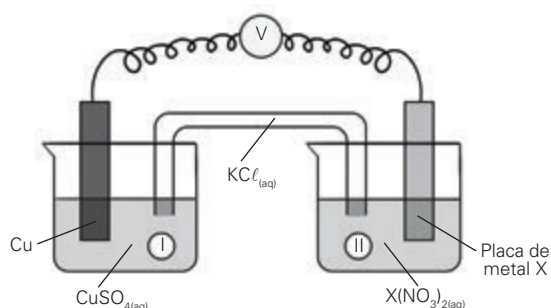


- 01) A força eletromotriz da pilha é -1,04 V.
- 02) O ânodo da pilha é o manganês.
- 04) No eletrodo de ferro, ocorre uma semirreação de redução.
- 08) A pilha pode ser representada por:
 $\text{Mn}_{(\text{s})}^0 / \text{Mn}_{(\text{aq})}^{2+} / \text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+} / \text{Fe}_{(\text{s})}$.
- Dê a soma dos itens corretos.

17. **Fuvest-SP** – Um estudante realizou um experimento para avaliar a reatividade dos metais Pb, Zn e Fe. Para isso, mergulhou, em separado, uma pequena placa de cada um desses metais em cada uma das soluções aquosas dos nitratos de chumbo, zinco e ferro. Com suas observações, elaborou a seguinte tabela, em que (sim) significa formação de sólido sobre a placa e (não) significa nenhuma evidência dessa formação.

Solução	Metal		
	Pb	Zn	Fe
$\text{Pb(NO}_3)_2_{(\text{aq})}$	(não)	(sim)	(sim)
$\text{Zn(NO}_3)_2_{(\text{aq})}$	(não)	(não)	(não)
$\text{Fe(NO}_3)_2_{(\text{aq})}$	(não)	(sim)	(não)

A seguir, montou três diferentes pilhas galvânicas, conforme esquematizado.



Nessas três montagens, o conteúdo do béquer I era uma solução aquosa de CuSO_4 de mesma concentração, e essa solução era renovada na construção de

cada pilha. O eletrodo onde ocorria a redução (ganho de elétrons) era o formado pela placa de cobre mergulhada em $\text{CuSO}_{4(\text{aq})}$. Em cada uma das três pilhas, o estudante utilizou, no béquer II, uma placa de um dos metais X (Pb, Zn ou Fe), mergulhada na solução aquosa de seu respectivo nitrato.

O estudante mediu a força eletromotriz das pilhas, obtendo os valores: 0,44 V, 0,75 V e 1,07 V.

A atribuição correta desses valores de força eletromotriz a cada uma das pilhas, de acordo com a reatividade dos metais testados, deve ser

	Metal X		
	Pb	Zn	Fe
a)	0,44	1,07	0,75
b)	0,44	0,75	1,07
c)	0,75	0,44	1,07
d)	0,75	1,07	0,44
e)	1,07	0,44	0,75

ESTUDO PARA O ENEM

18. IFG-GO

C7-H24

Da última vez que fiz lasanha, pus as sobras na geladeira, dentro de um recipiente de aço inoxidável, coberto com papel de alumínio. Quando a retirei da geladeira para aquecer, notei que havia buraquinhos no papel laminado, onde o alumínio tocou a lasanha. Trata-se de alguma reação química? Se for assim, o que estará a lasanha fazendo com o nosso estômago?

WOLKE, R. L. *O que Einstein disse a seu cozinheiro*. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2003. Adaptado.

Em relação ao trecho anterior, indique a alternativa correta quanto ao fenômeno que ocorreu com o papel de alumínio.

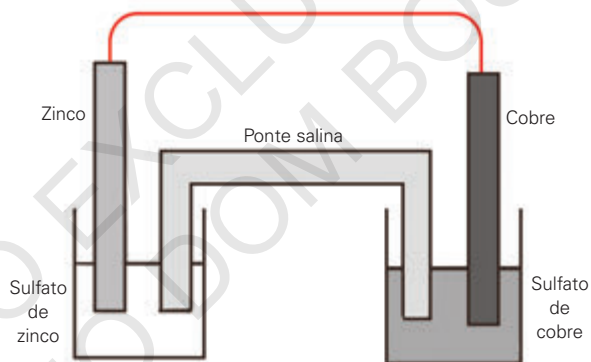
- As substâncias ácidas presentes no molho de tomate da lasanha reduziram os átomos de alumínio do papel, promovendo seu escurecimento.
- O alumínio, em contato simultâneo com o metal do recipiente e o molho de tomate, o meio condutor de elétron, formou uma pilha, onde ocorreu uma reação de oxirredução de forma espontânea.
- Substâncias alcalinas, presentes no molho de tomate da lasanha, reagiram com átomos de alumínio do papel, promovendo seu escurecimento.
- Isso ocorreu porque o alumínio não é um material adequado para estar em contato com os alimentos de uma forma geral.
- A formação desses buracos no papel de alumínio teria ocorrido de forma mais severa se o recipiente utilizado para acondicionar a lasanha fosse também de alumínio. Assim, todo o alimento estaria envolvido com esse elemento, aumentando a superfície de contato para acelerar a reação.

19. Unifor-CE

C7-H24

A pilha de Daniell é construída usando-se um eletrodo de zinco metálico, que é imerso numa solução de sulfato de zinco, e um eletrodo de cobre metálico, que é então imerso numa solução de sulfato cúprico. As duas soluções são postas em contato através de uma superfície porosa, de modo que não se misturem, mas os íons podem atravessá-la. Alternativamente, uma ponte salina, que pode ser um tubo contendo, em seu interior, uma solução salina, tipo NaCl , fechado por material poroso, interliga as soluções de sulfato cúprico e de zinco.

Disponível em: <<http://www.eecis.udel.edu/~portnoi/academic/academic-files/daniellcell.html>>. Acesso em: 18 fev. 2019.



Na pilha de Daniell, há um processo de transferência espontânea de elétrons. Sobre isso, é correto afirmar:

- O $\text{Zn}_{(\text{s})}$ sofre oxidação, perdendo elétrons e sendo o agente redutor do processo, enquanto o $\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}$ sofre redução, ganhando os elétrons cedidos pelo zinco metálico e agindo como oxidante no processo.
- O $\text{Cu}_{(\text{s})}$ sofre oxidação, perdendo elétrons e sendo o agente redutor do processo, enquanto o $\text{Zn}_{(\text{aq})}^{2+}$ sofre redução, ganhando os elétrons cedidos pelo zinco metálico e agindo como oxidante no processo.
- O $\text{Zn}_{(\text{s})}$ sofre redução, perdendo elétrons e sendo o agente redutor do processo, enquanto o $\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}$ sofre oxidação, ganhando os elétrons cedidos pelo zinco metálico e agindo como oxidante no processo.
- O $\text{Cu}_{(\text{s})}$ sofre oxidação, perdendo elétrons e sendo o agente oxidante do processo, enquanto o $\text{Zn}_{(\text{aq})}^{2+}$ sofre redução, ganhando os elétrons cedidos pelo zinco metálico e agindo como oxidante no processo.
- Ambos os metais em solução sofrem redução, e os sólidos metálicos sofrem oxidação.

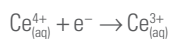
20. Enem

C7-H24

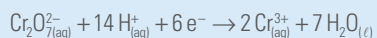
A invenção do LED azul, que permite a geração de outras cores para compor a luz branca, permitiu a construção de lâmpadas energeticamente mais eficientes e mais duráveis do que as incandescentes e fluorescentes. Em um experimento de laboratório, pretende-se associar duas pilhas em série para acender um LED azul que requer 3,6 volts para o seu funcionamento.

Considere as semirreações de redução e seus respectivos potenciais mostrados no quadro.

Semirreação de redução

 E° (V)

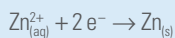
+1,61



+1,33



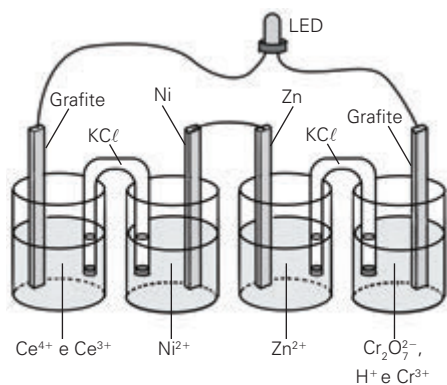
-0,25



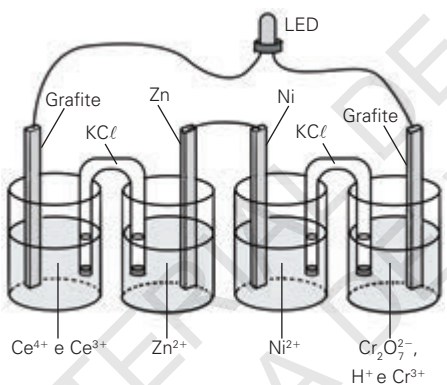
-0,76

Qual associação em série de pilhas fornece a diferença de potencial, nas condições-padrão, suficiente para acender o LED azul?

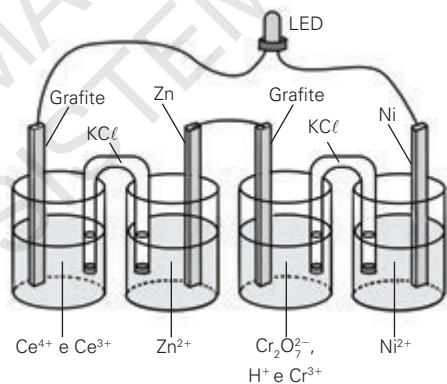
a)



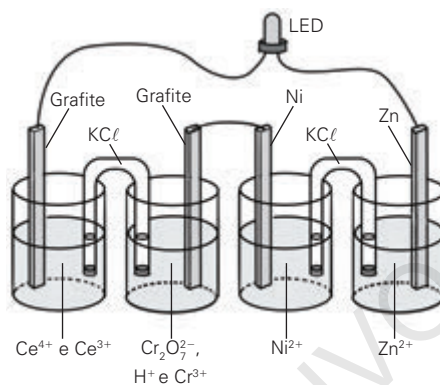
b)



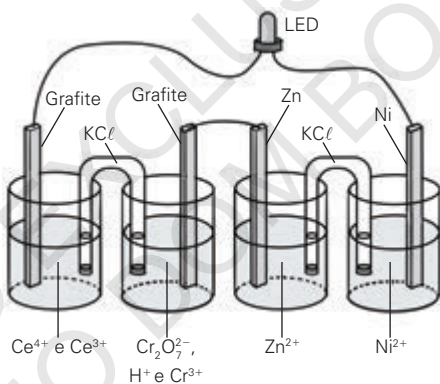
c)



d)



e)



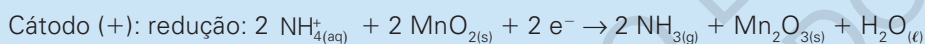
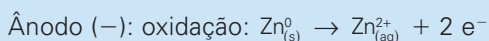
PILHAS COMERCIAIS, BATERIAS E CORROSÃO DE METAIS

Pilhas comerciais

PILHA SECA OU PILHA DE LECLANCHÉ

Essa pilha foi criada em 1866, pelo francês George Leclanché (1839-1882). O seu ânodo é um involucro de zinco, que fica separado dos demais componentes da pilha por um papel poroso, e o cátodo é o eletrodo de grafite, o qual está envolvido por uma pasta contendo dióxido de manganês e carvão e por uma pasta úmida contendo cloreto de zinco e cloreto de amônio.

As reações que ocorrem durante o funcionamento da pilha de Leclanché são:

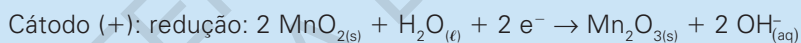


Observações

- A amônia formada no cátodo envolve o bastão de grafite, diminuindo, assim, a voltagem da pilha.
- Essa pilha para de funcionar quando todo o MnO_2 é transformado em Mn_2O_3 .

PILHA ALCALINA

É semelhante à pilha de Leclanché, diferenciando-se apenas na substituição do cloreto de amônio por hidróxido de potássio. Com isso, elimina-se o problema causado com a geração da amônia que envolve o bastão de grafite, conferindo a esse tipo de pilha uma maior durabilidade. As reações que ocorrem durante o seu funcionamento são:



Capacidade de uma pilha alcalina

Como esperado, a capacidade da bateria de zinco e a da alcalina são diferentes. Devido à composição, uma bateria alcalina fornece mais energia que uma de zinco. A única consequência disso é que ambas devem ser usadas em diferentes aplicações.

Benefícios da bateria alcalina

As baterias alcalinas têm maior densidade de energia e vida útil mais longa – o tempo que uma bateria pode permanecer armazenada sem perder sua capacidade. A pesquisa e o desenvolvimento intensivos resultaram em três características constituintes da chamada tecnologia de baterias alcalinas. Existem baterias que têm uma proteção antivazamento para evitar danos aos aparelhos (a razão para o vazamento é a mudança na química da bateria, e o gás gerado quando ela descarrega). Além disso, há um revestimento especialmente projetado dentro das baterias, que reduz a resistência de contato para maior confiabilidade. Por último, as células alcalinas têm uma fórmula de potência extra, para manter a energia por um longo período em dispositivos de alto consumo.

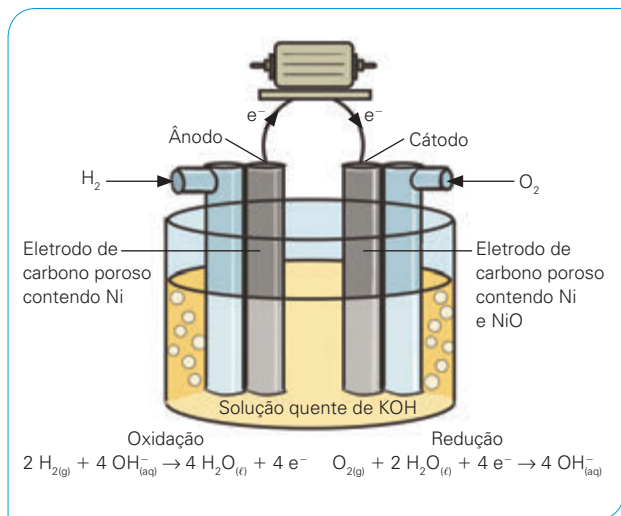
- Pilhas comerciais
- Bateria de chumbo
- Corrosão
- Galvanização
- Folha de flandres
- Metal de sacrifício

HABILIDADES

- Representar por equações as transformações químicas que ocorrem nos eletrodos de uma pilha comercial e sua transformação global.
- Conhecer o significado dos termos oxidação, redução, cátodo e ânodo.
- Compreender o significado de potencial de eletrodo e tensão elétrica da pilha (ddp).
- Valorizar as medidas de proteção ambiental como promotoras da qualidade de vida, particularmente no que diz respeito ao descarte de pilhas e baterias.
- Compreender o processo de corrosão do ferro e utilizar os conhecimentos adquiridos para desenvolver meios de evitá-lo e/ou atenuar seus efeitos.

PILHA DE COMBUSTÍVEL

Pilhas ou células a combustível são dispositivos silenciosos que transformam a energia liberada em reações de combustão em energia elétrica, sem causar danos no meio ambiente. Esses tipos de célula possuem gases combustíveis, como H_2 e O_2 , que, reagindo em suas devidas proporções, geram energia e água como único resíduo. Por serem leves e altamente eficientes, essas pilhas, ou baterias, são utilizadas em naves espaciais.



Dessa forma, a reação da célula é espontânea nas condições-padrão. Note que a reação não é mais do que a reação de combustão do hidrogênio, sendo que a oxidação e a redução ocorrem separadamente no ânodo (polo negativo) e no cátodo (polo positivo), respectivamente.

Benefícios das células de combustível

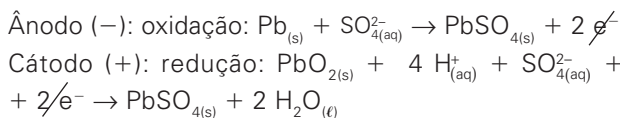
Como as células de combustível de hidrogênio não produzem poluentes do ar ou gases de efeito estufa, elas podem melhorar significativamente o meio ambiente. Essas células geram apenas calor e água, sem toxinas, partículas ou gases de efeito estufa, o que significa ar mais limpo para as pessoas respirarem.

Bateria de chumbo

Inventada pelo físico francês Gaston Planté, em 1859, a bateria de chumbo é mais conhecida como a solução de armazenamento de energia recarregável de escolha para a maioria dos carros, caminhões e outros veículos.

Ao interligar pilhas em série, ou em paralelo, tem-se uma **bateria** ou **acumulador**. A junção das pilhas em série fornece uma maior voltagem, ao passo que uma junção de pilhas em paralelo fornece uma maior corrente elétrica.

As baterias de automóveis geram de 6 a 12 V, dependendo de quantas células estão ligadas em série, sendo que cada célula é responsável por gerar 2 V. O cátodo desse tipo de bateria é composto por PbO_2 , e o ânodo, por Pb , ambos imersos em uma solução de ácido sulfúrico. Durante o funcionamento (descarga) dessa bateria, ocorrem as seguintes reações:



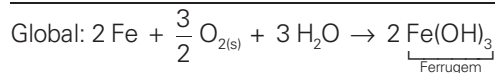
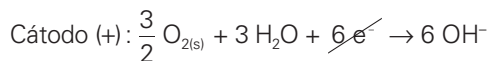
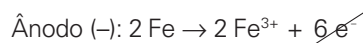
A reação global é reversível, isto é, conseguimos descarregar e recarregar uma bateria ao aplicar um potencial externo com os polos invertidos. Dessa maneira, parte do $H_2SO_{4(aq)}$ (solução eletrolítica) consumido durante a reação de descarga da bateria é regenerada.

BENEFÍCIOS OU VANTAGENS DA BATERIA DE CHUMBO-ÁCIDO

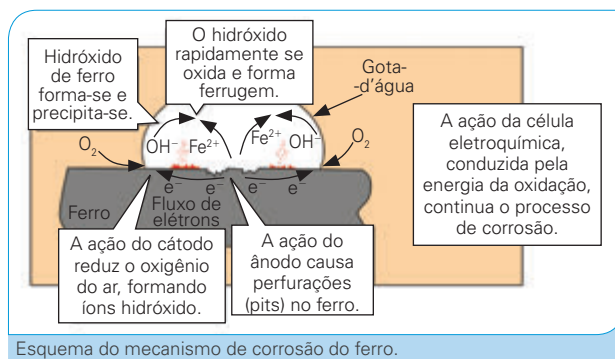
- Está disponível em todas as formas e tamanhos.
- Não requer manutenção.
- É melhor em termos de confiabilidade e capacidade de trabalho.
- Tem capacidade para resistir à inatividade a longo prazo, com ou sem solvente.
- Oferece maior ciclo de vida.

Corrosão

Por definição, corrosão é a deterioração dos metais por meio de processos eletroquímicos que ocorrem por meio de reações de oxirredução, no entanto esse processo de oxidação é indesejável. O principal metal a sofrer corrosão em grande escala é o ferro. Em razão das impurezas contidas nele, principalmente outros metais, ocorre a formação de dois polos, possibilitando as seguintes reações.



A formação da ferrugem deve-se à capacidade de o ferro oxidar-se na presença de oxigênio e água, ou seja, o ferro atua como agente redutor, e o O_2 reduz-se, atuando como agente oxidante.



Esquema do mecanismo de corrosão do ferro.

Para evitar a corrosão do ferro, foram criados alguns métodos, que serão discutidos a seguir.

PROTEÇÃO DO FERRO COM METAL DE SACRIFÍCIO

É comum, para proteger o ferro, revesti-lo com um metal que apresente maior potencial de oxidação que o do ferro. Dessa forma, esse metal sofre oxidação no lugar do ferro, atuando, assim, como metal de sacrifício. O magnésio e o zinco são muito utilizados para essa finalidade. Esse método é caracterizado como uma proteção catódica. Navios, oleodutos e tanques de aço são alguns exemplos em que há esse revestimento com magnésio.

REVESTIMENTO DO FERRO COM ESTANHO

Ao revestimento do ferro com estanho, damos o nome de **folha de flandres**. Esse processo é muito

comum em latas de alimentos, a fim de eliminar o contato do ferro com eles e, assim, impedir sua oxidação.

REVESTIMENTO DO FERRO COM ZINCO

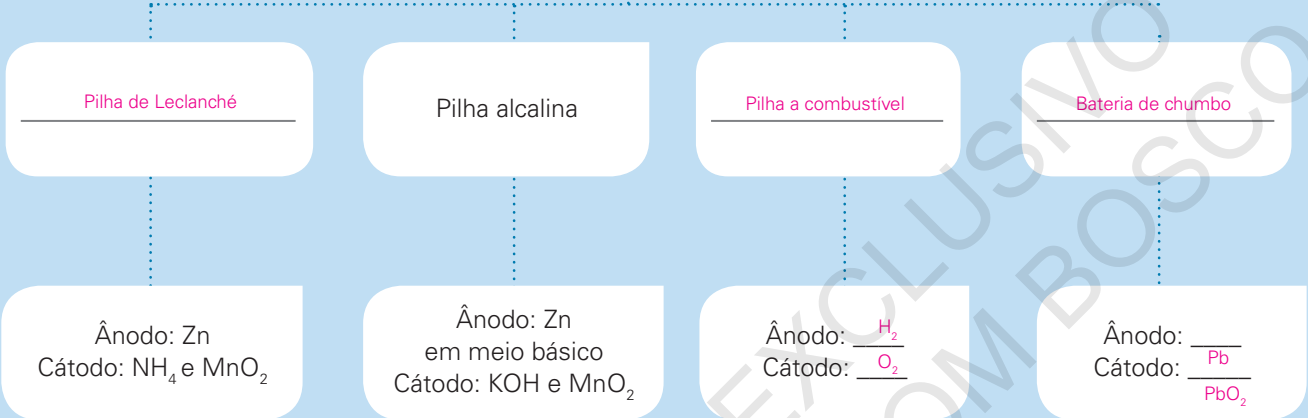
O processo em que se recobre o ferro (ou o aço) com zinco é chamado de **galvanização**. É um dos processos industriais de proteção mais comuns, sendo aplicado a peças da construção civil até carros. O Zn apresenta maior potencial de oxidação do que o do Fe, portanto oxida no lugar do ferro.

Caso o objeto galvanizado sofra algum risco, isto é, o ferro fique exposto ao oxigênio do ar e à umidade, o zinco também oxidará, originando os íons Zn^{2+} , que, em contato com o ar e a umidade, originam o $Zn(OH)_2$, o qual se deposita sobre o ferro e impede sua oxidação.

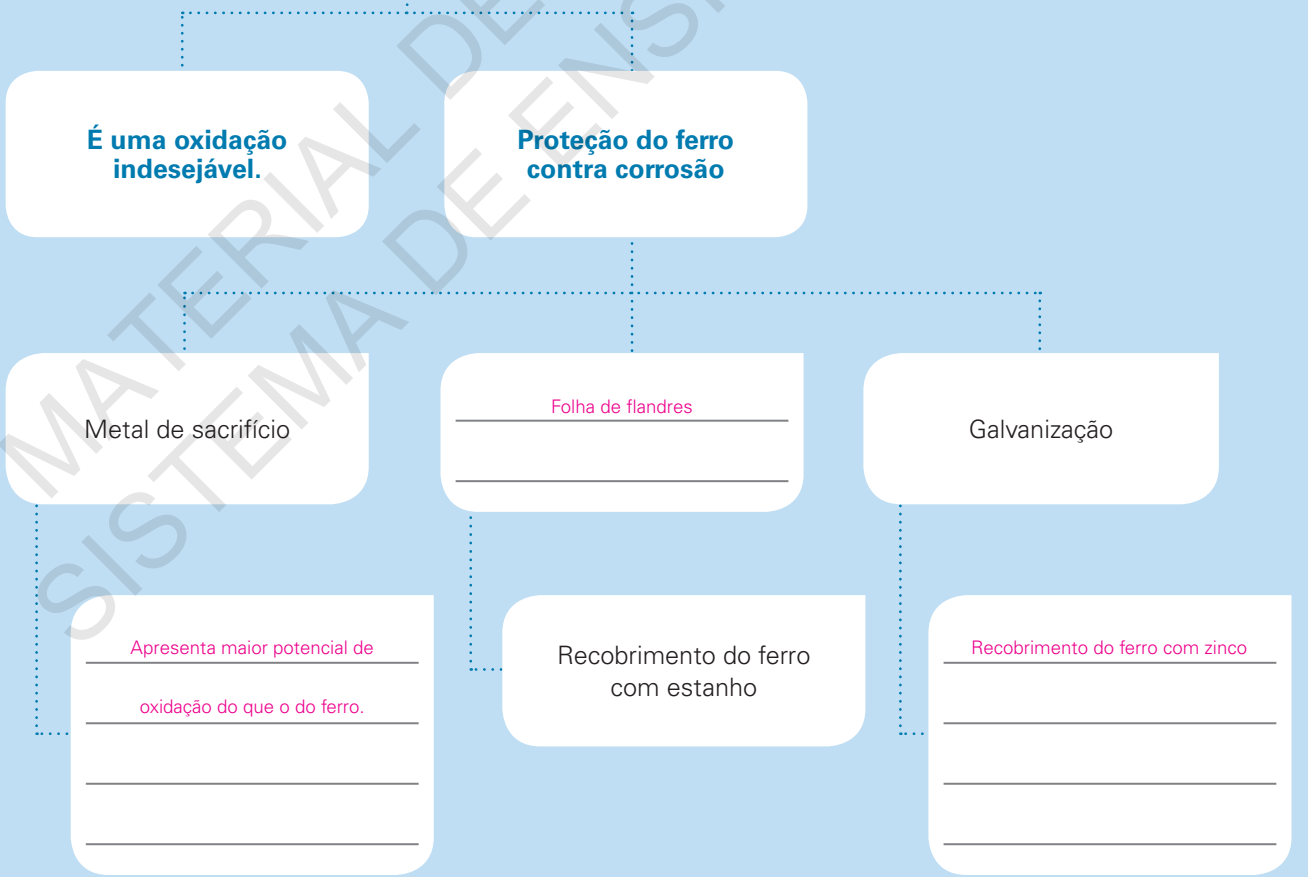
MATERIAL DE USO EXCLUSIVO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSQUES

ROTEIRO DE AULA

Pilhas comerciais e baterias



Corrosão



EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. **UECE** – Para minimizar os efeitos da corrosão nas chapas de ferro do casco de um navio, são fixadas plaquetas de um metal – metal de sacrifício ou eletrodo de sacrifício – que é oxidado em seu lugar. Na comparação com as características do ferro, o metal de sacrifício mais indicado é aquele que apresenta

- a) menor eletronegatividade.
- b) menor poder de redução.
- c) maior condutibilidade elétrica.
- d) maior tenacidade.

Na comparação com as características do ferro, o metal de sacrifício mais indicado é aquele que apresenta menor potencial de redução, ou seja, menor tendência de receber elétrons. O metal de sacrifício deve sempre apresentar maior potencial de oxidação, ou menor potencial de redução, em relação ao metal que deve proteger.

2. **Unioeste-PR (adaptado)** – Uma empresa necessita armazenar uma solução contendo Zn^{2+} em um *container* metálico. Um fabricante ofereceu algumas opções de metais para a produção do *container*. Com base nas semirreações e nos respectivos potenciais-padrão de redução (E^0), indique qual é o metal menos adequado para a produção desse *container*. Justifique sua resposta.

Semirreação	E^0 (V)
$Pb^{2+} + 2 e^- \rightarrow Pb$	-0,13
$Ni^{2+} + 2 e^- \rightarrow Ni$	-0,25
$Cu^{2+} + 2 e^- \rightarrow Cu$	+0,34
$Fe^{2+} + 2 e^- \rightarrow Fe$	-0,44
$Zn^{2+} + 2 e^- \rightarrow Zn$	-0,76
$Al^{3+} + 3 e^- \rightarrow Al$	-1,66

O metal menos adequado para a produção do *container* é o alumínio,

pois este possui um menor potencial de redução quando comparado ao

zinco, logo ele sofre oxidação (corrosão).

3. **Enem**

C7-H24

Alimentos em conserva são frequentemente armazenados em latas metálicas seladas, fabricadas com um material chamado folha de flandres, que consiste de uma chapa de aço revestida com uma fina camada de estanho, metal brilhante e de difícil oxidação. É comum que a superfície interna seja ainda revestida por uma camada de verniz à base de epóxi, embora também existam latas sem esse revestimento, apresentando uma camada de estanho mais espessa.

SANTANA, V. M. S. A leitura e a química das substâncias. *Cadernos PDE*. Ivaiporã, Secretaria de Estado da Educação do Paraná (SEED); Universidade Estadual de Londrina, 2010. Adaptado.

Comprar uma lata de conserva amassada no supermercado é desaconselhável porque o amassado pode

- a) alterar a pressão no interior da lata, promovendo a degradação acelerada do alimento.
- b) romper a camada de estanho, permitindo a corrosão do ferro e alterações do alimento.
- c) prejudicar o apelo visual da embalagem, apesar de não afetar as propriedades do alimento.
- d) romper a camada de verniz, fazendo com que o metal tóxico estanho contamine o alimento.
- e) desprender camadas de verniz, que se dissolverão no meio aquoso, contaminando o alimento.

Comprar uma lata de conserva amassada no supermercado é desaconselhável porque o amassado pode romper a camada de estanho, permitindo a corrosão do ferro e alterações do alimento, ou seja, o ferro da lata pode sofrer oxidação ($Fe_{(s)} \rightarrow Fe_{(aq)}^{2+} + 2 e^-$), contaminando o alimento.

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** – Aparelhos eletrônicos, como telefones sem fio e calculadoras, podem utilizar baterias recarregáveis de níquel-cádmio. As reações que ocorrem nessa bateria podem ser representadas por:

- a) $Cd \rightarrow Cd^{2+} + 2 e^-$
- b) $Cd^{2+} + 2 OH^- \rightarrow Cd(OH)_2$
- c) $NiO_2 + 2 H_2O + 2 e^- \rightarrow Ni(OH)_2 + 2 OH^-$

Sobre essas reações, são feitas as seguintes afirmações.

- I. A reação A ocorre no ânodo da bateria.
- II. A reação C ocorre no cátodo da bateria.
- III. O cádmio é o agente oxidante, e o óxido de níquel é o agente redutor.

Está correto apenas o que se afirma em

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

I. Correto. A reação A corresponde à oxidação anódica.

II. Correto. A reação C corresponde à redução catódica.

III. Incorreto. O Cd, ao sofrer oxidação (perda de elétrons), atua como agente redutor, enquanto o NiO_2 sofre redução (ganho de elétrons) e atua como agente oxidante.

5. **UnB-DF** – A bateria de automóveis possui dois tipos de eletrodos (de PbO e de Pb^0), mantidos em solução aquosa de ácido sulfúrico, $H_2SO_{4(aq)}$. A equação correspondente à reação envolvida na geração de energia é $PbO_2 + Pb + 2 H_2SO_4 \rightarrow 2 PbSO_4 + 2 H_2O$.

Julgue verdadeiros **V** ou falsos **F** os itens a seguir.

- () Nos eletrodos de PbO_2 , ocorre oxidação.
- () O elemento chumbo sofre oxidação nos eletrodos de Pb^0 e redução nos eletrodos de PbO_2 .
- () O estado de oxidação do chumbo no PbO_2 é +4.
- () Nos eletrodos de Pb^0 , há perda de elétrons.

Falso. Conforme mostra a semirreação a seguir, nos eletrodos de $PbO_{2(s)}$ ocorre a redução, pois o cátion chumbo IV, Pb^{4+} , ganha dois elétrons e forma o cátion chumbo II, Pb^{2+} .

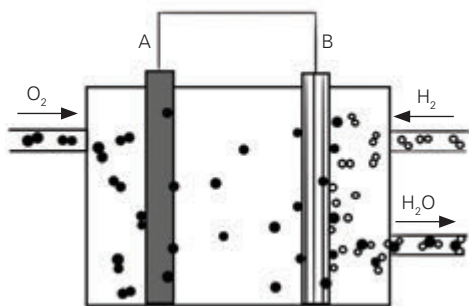
Cátodo: $PbO_2 + HSO_4^- + 3 H_3O^+ + 2 e^- \rightarrow PbSO_4 + 5 H_2O$

Verdadeiro.

Verdadeiro.

Verdadeiro.

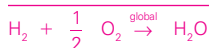
6. Unicamp-SP – Uma proposta para obter energia limpa é a utilização de dispositivos eletroquímicos que não gerem produtos poluentes, e que utilizem materiais disponíveis em grande quantidade ou renováveis. O esquema a seguir mostra, parcialmente, um dispositivo que pode ser utilizado com essa finalidade.



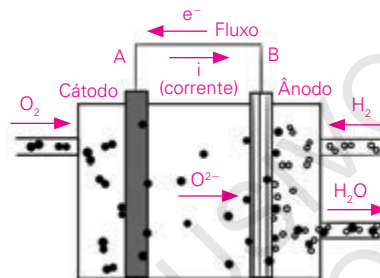
Nesse esquema, os círculos podem representar átomos, moléculas ou íons. De acordo com essas informações e o conhecimento de eletroquímica, pode-se afirmar que, nesse dispositivo, a corrente elétrica flui de

- a) A para B e o círculo • representa o íon O^{2-} .
 b) B para A e o círculo • representa o íon O^{2+} .
 c) B para A e o círculo • representa o íon O^{2-} .
 d) A para B e o círculo • representa o íon O^{2+} .

O dispositivo representa uma pilha de hidrogênio:



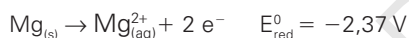
A corrente elétrica flui de A para B, e o fluxo de elétrons é de B para A.



EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. UPE – Em um estaleiro, o casco de aço de um navio foi totalmente recoberto com novas placas de magnésio metálico.

Dados:



Sobre esse tipo de processo, qual alternativa está correta?

- a) O magnésio possui menor poder de redução que o principal constituinte da estrutura do navio, por isso é "sacrificado" para protegê-la.
 b) O magnésio ganha elétrons para o ferro, que se mantém protegido, mesmo que exposto ao ar, pois a reação de oxirredução continua.
 c) O revestimento de magnésio funciona como um ânodo em um circuito de eletrólise, evitando que o ferro se envolva em processos de oxirredução.
 d) O metal de sacrifício reage com a água do mar, protegendo o ferro da mesma forma que as tintas anti-ferrugem existentes no mercado da construção civil.
 e) A reação que ocorre na presença do metal de sacrifício é denominada de pilha eletroquímica, uma vez que a diferença de potencial entre os reagentes é negativa.

8. UnitaU-SP – As próteses utilizadas no interior do corpo, substituindo ossos, como fêmur e partes da bacia, implantes dentários, entre outros, podem ser fabricadas em materiais metálicos, cerâmicos ou polímeros, e têm como exigência apresentar alta resistência à corrosão, além de apresentar ótima biocompatibilidade, pois assim podem desempenhar sua função sem reações alérgicas, inflamatórias ou tóxicas, quando em contato

com tecidos vivos ou fluidos orgânicos. Segundo alguns pesquisadores, as próteses fabricadas em materiais metálicos apresentam problemas de resistência à corrosão, o que provoca a liberação de íons metálicos que podem provocar reações alérgicas nos tecidos ao redor do implante, causando dores e até destruição óssea. Por esse motivo, alguns países estão anunciando novas diretrizes, recomendando que pessoas com implantes metálicos façam avaliações anuais, com exame de sangue e ressonância magnética. Com base nos dados apresentados na tabela a seguir, com os valores de alguns potenciais de eletrodo padrão, assinale a alternativa correta.

Tabela de série de potenciais de eletrodo padrão

Reação do eletrodo	Potencial de eletrodo padrão, E^0 (V)
$Mg^{2+} + 2e^- \rightarrow Mg$	-2,363
$Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$	-1,662
$Ni \rightarrow Ni^{2+} + 2e^-$	+0,250
$Co \rightarrow Co^{2+} + 2e^-$	+0,277
$Cr^{3+} + 3e^- \rightarrow Cr$	-0,744

- a) Os elementos químicos com os maiores valores de potencial de redução possuem maior capacidade de doar elétrons; assim, seriam candidatos à utilização em próteses com alta resistência à corrosão e boa biocompatibilidade.

19. Mackenzie-SP

C7-H24

Em instalações industriais sujeitas à corrosão, é muito comum a utilização de um metal de sacrifício, o qual sofre oxidação mais facilmente que o metal principal que compõe essa instalação, diminuindo, portanto, eventuais desgastes dessa estrutura. Quando o metal de sacrifício se encontra deteriorado, é providenciada sua troca, garantindo-se a eficácia do processo denominado proteção catódica.

Considerando uma estrutura formada predominantemente por ferro e analisando a tabela a seguir, que indica os potenciais-padrão de redução (E°_{red}) de alguns outros metais, ao ser eleito um metal de sacrifício, a melhor escolha seria

Metal	Equação da semirreação	Potenciais-padrão de redução (E°_{red})
Magnésio	$\text{Mg}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Mg}_{(\text{s})}$	-2,38 V
Zinco	$\text{Zn}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Zn}_{(\text{s})}$	-0,76 V
Metal	Equação da semirreação	Potenciais-padrão de redução (E°_{red})
Ferro	$\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Fe}_{(\text{s})}$	-0,44 V
Chumbo	$\text{Pb}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Pb}_{(\text{s})}$	-0,13 V
Cobre	$\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Cu}_{(\text{s})}$	+0,34 V
Prata	$\text{Ag}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Ag}_{(\text{s})}$	+0,80 V

- a) o magnésio.
- b) o cobre.
- c) o ferro.
- d) o chumbo.
- e) a prata.

20. PUC-SP

C7-H24



A formação da ferrugem é um processo natural e que ocasiona um grande prejuízo. Estima-se que cerca de 25% da produção anual de aço é utilizada para repor peças ou estruturas oxidadas.

Um estudante resolveu testar métodos para evitar a corrosão em um tipo de prego. Ele utilizou três pregos de ferro, um em cada tubo de ensaio. No tubo I, ele deixou o prego envolto por uma atmosfera contendo somente gás nitrogênio e fechou o tubo. No tubo II, ele enrolou um fio de cobre sobre o prego, cobrindo metade de sua superfície. No tubo III, ele cobriu todo o prego com uma tinta aderente.

Após um mês, o estudante verificou a formação de ferrugem

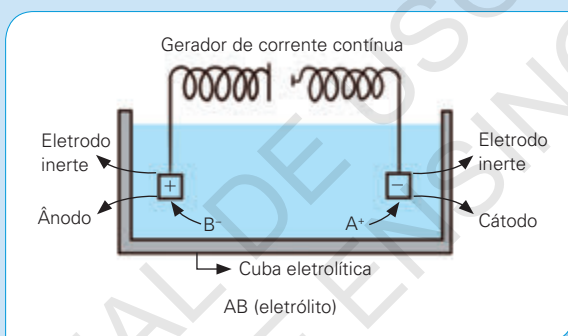
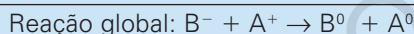
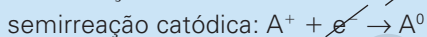
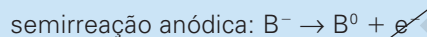
- a) em nenhum dos pregos.
- b) apenas no prego I.
- c) apenas no prego II.
- d) apenas no prego III.
- e) apenas nos pregos I e II.

ELETRÓLISE ÍGNEA E AQUOSA

12

PROCESSO DE ELETRÓLISE

O processo de eletrólise ocorre em um sistema composto por um circuito elétrico, formado por um gerador elétrico, que fornece energia, e por um recipiente denominado célula (ou cuba) eletrolítica. A eletrólise é uma transformação basicamente contrária à da pilha: enquanto a transformação química da pilha é espontânea ($\Delta E^0 > 0$), a da eletrólise é não espontânea ($\Delta E^0 < 0$) e provocada por corrente elétrica contínua. Esse processo é caracterizado pela descarga dos íons. Os cátions migram em direção ao cátodo (polo $-$) para sofrer redução, enquanto os ânions migram em direção ao ânodo (polo $+$) para sofrer oxidação.



Para que ocorra o processo de eletrólise, é necessário que haja íons livres no sistema, o que pode ocorrer de duas maneiras:

- pela fusão de uma substância iônica;
- pela dissociação e/ou ionização de substâncias em solução aquosa.

Os eletrodos podem ser **inertes**, ou seja, não participam das reações de oxirredução, funcionando apenas como meio condutor de corrente elétrica (geralmente utilizam-se eletrodos de **grafite** ou **platina**), ou eletrodos **ativos**, os quais participam do processo.

ELETRÓLISE ÍGNEA

Eletrólise ígnea é um processo que depende de altas temperaturas para a maioria das substâncias.

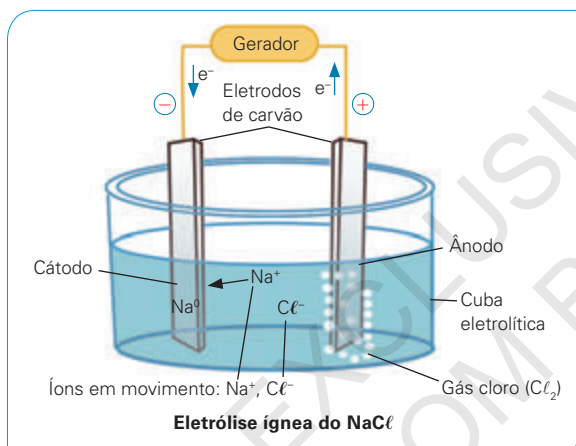
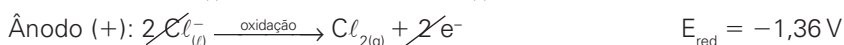
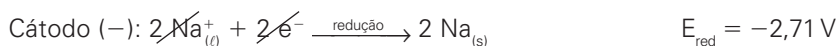
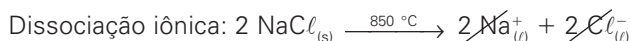
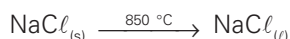
Para ocorrer a eletrólise ígnea, é necessário que o eletrólito seja **fundido**, ou seja, passe para o estado líquido, pois, assim, os íons têm livre movimento e podem se deslocar até os eletrodos, nos quais se descarregam.

- Processo da eletrólise
- Eletrólise ígnea
- Processo da eletrólise
- Eletrólise aquosa
- Preferência de descarga de cátions e ânions

HABILIDADES

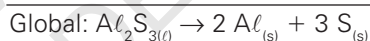
- Entender que o funcionamento de uma cuba eletrolítica envolve um processo de oxirredução não espontâneo.
- Compreender que uma cuba eletrolítica transforma parte da energia elétrica que recebe em energia química.
- Identificar cátodo, ânodo, polo positivo e polo negativo na eletrólise.
- Compreender como ocorre a eletrólise em meio aquoso.
- Diferenciar uma eletrólise aquosa de uma eletrólise ígnea.
- Reconhecer o íon que se descarrega primeiramente em cada sistema montado, cátion ou ânion.
- Escrever as semirreações e a reação global da eletrólise em meio aquoso.
- Escrever as equações das semirreações catódica e anódica em uma reação oxirredução de eletrólise.

• **Eletrólise ígnea do cloreto de sódio (NaCl)**



O fato de a diferença de potencial ser negativa para o processo global caracteriza-a como processo não espontâneo. Portanto, para se efetuar a eletrólise ígnea do cloreto de sódio, é necessário que o gerador forneça uma ddp maior do que 4,07 V, não podendo ser muito maior, para que não ocorra a produção de correntes elétricas muito intensas, que causariam grande dissipação de energia em forma de calor, efeito Joule.

• **Eletrólise ígnea do sulfeto de alumínio (Al₂S₃)**



Então, obtemos alumínio metálico no cátodo e enxofre no ânodo.

Como o hidrogênio é altamente inflamável, especialmente quando misturado com oxigênio puro, ele é usado como combustível em foguetes. Normalmente, há uma combinação de hidrogênio líquido com oxigênio líquido para formar uma mistura explosiva.

Infelizmente, em 1986, o *U.S. Space Shuttle Challenger* explodiu quando uma chama, acidentalmente, acendeu o hidrogênio líquido em um tanque de combustível externo. Isso novamente mostrou que o gás pode ser perigoso e pode causar um desastre em algumas situações.

PROCESSO DE ELETRÓLISE AQUOSA

A eletrólise aquosa difere-se da ígnea pela presença da água, entretanto as reações que ocorrerão no cátodo e no ânodo continuarão sendo as mesmas.

O processo de eletrólise aquosa consiste em uma reação química provocada pela passagem da corrente elétrica em uma solução aquosa de um eletrólito. A diferença da eletrólise aquosa para a ígnea é que, nesse caso, há competições entre diferentes cátions (H⁺, proveniente da autoionização da água, e cátion, proveniente do eletrólito) e ânions (OH⁻, proveniente da autoionização da água, e ânion, proveniente do eletrólito).

Os íons H^+ vão competir com os cátions do eletrólito para sofrerem descarga no cátodo, polo (-), e os íons OH^- vão competir com os ânions do eletrólito para sofrerem descarga no ânodo, polo (+).

Observação

A palavra descarga refere-se à perda de carga elétrica pelos íons e, conseqüentemente, à sua transformação em uma espécie eletricamente neutra.

ORDEM DE DESCARGA DOS ÍONS

Fila de reatividade de íons cátions

Metais alcalinos < metais alcalinoterrosos < Al^{3+} < H^+ < demais metais

Aumenta a tendência em sofrer descarga (redução)

Fila de reatividade de íons ânions

F^- < ânions oxigenados < OH^- < ânions orgânicos < ânions não oxigenados

Aumenta a tendência em sofrer descarga (oxidação)

No cátodo

Metais: $M_{(aq)}^{X+} + x e^- \rightarrow M_{(s)}$, exceto o $Hg_{(l)}$

Ácidos: $2 H_{(aq)}^+ + 2 e^- \rightarrow H_{2(g)}$

Água: $H_2O_{(l)} + 2 e^- \rightarrow H_{2(g)} + 2 OH_{(aq)}^-$

No ânodo

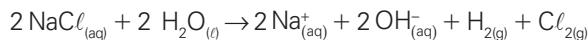
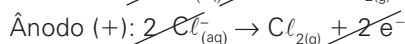
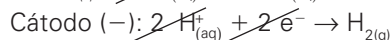
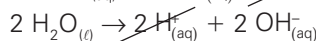
Halogênios: $2 X_{(aq)}^- \rightarrow 2 e^- + X_{2(g)}$

Bases: $2 OH_{(aq)}^- \rightarrow 2 e^- + H_2O_{(l)} + \frac{1}{2} O_{2(g)}$

Água: $H_2O_{(l)} \rightarrow 2 e^- + \frac{1}{2} O_{2(g)} + 2 H_{(aq)}^+$

EXEMPLOS DE ELETRÓLISE AQUOSA

• Eletrólise aquosa do NaCl

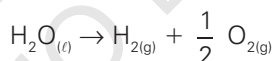
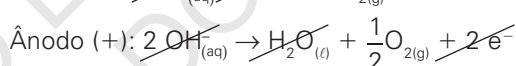
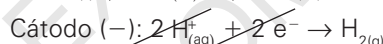


Entre o íon H^+ e Na^+ , o íon hidrogênio (H^+) apresenta maior reatividade; entre os íons Cl^- e OH^- , o íon cloreto (Cl^-) apresenta maior reatividade. Lembre-se de que o ânion será oxidado no ânodo, enquanto o cátion será reduzido no cátodo.

Observação

No final dessa eletrólise, o meio apresenta-se básico em razão da presença de íons hidroxilas OH^- .

• Eletrólise aquosa do Na_2SO_4



Observação

Nesse caso, houve a eletrólise da água, e o sulfato de sódio serviu apenas como eletrólito.

APLICAÇÃO DA ELETRÓLISE

Uma das aplicações da eletrólise é na **galvanoplastia ou eletrodeposição**. Essa técnica consiste em revestir superfícies metálicas com outros metais, fazendo uso da eletrólise aquosa do sal desse metal específico, e é utilizada no revestimento de anéis, brinquedos, rodas de carros, motos e bicicletas etc. O metal a ser revestido deve estar ligado no cátodo e, no ânodo, deve haver uma placa metálica do metal a ser depositado, além da solução aquosa do sal desse metal.

ROTEIRO DE AULA

ELETRÓLISE ÍGNEA

Definição:

processo não espontâneo de oxirredução que

ocorre com a passagem de corrente elétrica.

Eletrólise ígnea: processo de oxirredução que ocorre na ausência de água a altas temperaturas com compostos iônicos.

Polos – Eletrodos

Polo positivo – Ânodo

Polo negativo – Cátodo

semirreação de

oxidação do ânion

semirreação de
redução do cátion

ROTEIRO DE AULA

ELETRÓLISE AQUOSA

Definição:

processo não espontâneo de oxirredução queocorre com a passagem de corrente elétrica.

Eletrólise aquosa: ocorre na presença de água com a dissolução de ácidos ou sais inorgânicos.

Polos – Eletrodos

Polo positivo – Ânodo

Semirreação de

oxidação do ânion, com competição entre os íonsOH⁻ e os ânions

Polo negativo – Cátodo

Semirreação de redução do cátion. Haverá competição entre os íons H⁺ e os cátions em solução.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. Unemat-MT – Diferentes marcas de telefones celulares buscam ganhar novos clientes, anunciando que a bateria de seus aparelhos é mais eficiente que a dos concorrentes, por manter o telefone celular ligado por mais tempo. Quando descarregada, a bateria do celular é conectada a uma rede elétrica para que sua carga seja restabelecida.

Esse processo é um exemplo de

- a) pilha.
- b) célula galvânica.
- c) célula eletrolítica.**
- d) célula de oxidação.
- e) célula energética.

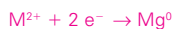
As células voltaicas são fundamentadas nas reações de oxirredução espontâneas. Contrariamente, a eletrólise é um processo inverso ao da pilha, ou seja, utiliza a energia elétrica para forçar a ocorrência de uma reação química não espontânea pela neutralização da carga de íons e pela obtenção de substâncias de interesse comercial.

O recipiente em que se realiza a eletrólise recebe o nome de célula eletrolítica ou cuba eletrolítica.

2. Urca-RJ – Um dos métodos para obtenção do magnésio metálico é através da eletrólise do $MgCl_2$ fundido. Nesse processo, escreva a semirreação que ocorre no cátodo.

O cátodo é polo (–) que atrai os cátions, que nele sofrem redução,

recebendo elétrons provenientes do gerador.

**3. Enem**

C7-H24

A obtenção do alumínio dá-se pela bauxita ($Al_2O_3 \cdot 3 H_2O$), que é purificada e eletrolisada numa temperatura de 1 000 °C. Na célula eletrolítica, o ânodo é formado por barras de grafita ou carvão, que são consumidas no processo de eletrólise, com formação de gás carbônico, e o cátodo é uma caixa de aço coberta de grafita.

A etapa de obtenção do alumínio ocorre no

- a) ânodo, com formação de gás carbônico.
- b) cátodo, com redução do carvão na caixa de aço.
- c) cátodo, com oxidação do alumínio na caixa de aço.
- d) ânodo, com depósito de alumínio nas barras de grafita.
- e) cátodo, com fluxo de elétrons das barras de grafita para a caixa de aço.**

A etapa de obtenção do alumínio ocorre no cátodo, com fluxo de elétrons das barras de grafita (ânodo) para a caixa de aço (cátodo).



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. ITA-SP – É incorreto afirmar que, à temperatura de 25 °C, o potencial de um eletrodo de cobre construído pela imersão de uma placa de cobre em solução aquosa $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de cloreto de cobre

- a) diminui, se for acrescentada amônia à solução eletrolítica.
- b) diminui, se a concentração do cloreto de cobre na solução eletrolítica for diminuída.
- c) duplica, se a área da placa de cobre imersa na solução eletrolítica for duplicada.**
- d) permanece inalterado, se for adicionado nitrato de potássio à solução eletrolítica tal que sua concentração nessa solução seja $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- e) aumenta, se a concentração de íons de cobre for aumentada na solução eletrolítica.

O potencial de um eletrodo não depende da área imersa na solução eletrolítica.

5. UEM-PR – Assinale o que for correto.

- 01)** A eletrólise é um processo espontâneo em que o cátion doa elétrons e o ânion recebe elétrons.
- 02)** Para efetuar o processo de eletrólise, é necessário que haja íons livres no sistema, o que pode ser conseguido pela fusão de uma substância iônica ou pela dissociação de certas substâncias em meio aquoso.
- 04)** Na ordem de descarga de cátions, o íon H^+ possui prioridade sobre os metais alcalinos e alcalinos terrosos, já que estes últimos possuem potencial de oxidação positivo.
- 08)** A eletrólise pode ser usada para produzir metais com grande pureza, na ordem de 99,9%.
- 16)** A galvanização é uma técnica que consiste em dar revestimento metálico a uma determinada peça, colocando-a como cátodo (polo negativo) em um circuito de eletrólise.

Dê a soma dos itens corretos.

30 (02 + 04 + 08 + 16)

01. Incorreto. A eletrólise é um processo não espontâneo ($\Delta E < 0$), no qual ocorre redução dos cátions e oxidação dos ânions.

02. Correto. Para efetuar o processo de eletrólise, é necessário que haja íons livres no sistema, o que pode ser conseguido pela fusão de uma substância iônica ou pela dissociação de certas substâncias em meio aquoso.

04. Correto. Na ordem de descarga de cátions, o íon H^+ (potencial de oxidação igual a zero) possui prioridade sobre os metais alcalinos e alcalinos terrosos, já que estes últimos possuem potencial de oxidação positivo.

08. Correto. A eletrólise pode ser usada para produzir metais com grande pureza, na ordem de 99,9%.

16. Correto. A galvanização é uma técnica que consiste em dar revestimento

O estudante listou três observações que realizou em sua experiência:

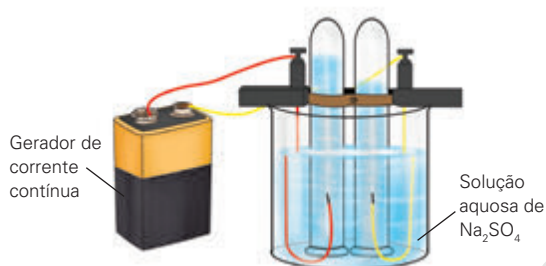
- I. Houve liberação de gás cloro no eletrodo 1.
- II. Formou-se uma coloração rosada na solução próxima ao eletrodo 2 quando se adicionaram gotas de fenolftaleína.

III. Ocorreu uma reação de redução do cloro no eletrodo

Assinale a alternativa que indica as observações corretas quanto à experiência.

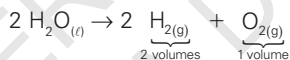
- a) I e III estão corretas.
- b) II está correta.
- c) I e II estão corretas.
- d) I, II e III estão corretas.
- e) III está correta.

12. Fuvest-SP – Em uma aula de laboratório de Química, a professora propôs a realização da eletrólise da água.



Após a montagem de uma aparelhagem como a da figura anterior, e antes de iniciar a eletrólise, a professora perguntou a seus alunos qual dos dois gases, gerados no processo, eles esperavam recolher em maior volume. Um dos alunos respondeu: "O gás oxigênio deve ocupar maior volume, pois seus átomos têm oito prótons e oito elétrons (além dos nêutrons) e, portanto, são maiores que os átomos de hidrogênio, que, em sua maioria, têm apenas um próton e um elétron".

Observou-se, porém, que, decorridos alguns minutos, o volume de hidrogênio recolhido era o dobro do volume de oxigênio (e essa proporção se manteve no decorrer da eletrólise), de acordo com a seguinte equação química:



- a) Considerando que a observação experimental não corresponde à expectativa do aluno, explique por que a resposta dada por ele está incorreta.
- b) Posteriormente, o aluno perguntou à professora se a eletrólise da água ocorreria caso a solução aquosa de Na_2SO_4 fosse substituída por outra. Em vez de responder diretamente, a professora sugeriu que o estudante repetisse o experimento, porém substituindo a solução aquosa de Na_2SO_4 por uma solução aquosa de sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$). O que o aluno observou ao realizar o novo experimento sugerido pela professora? Explique sua resposta.

13. Acafe-SC – Metalurgia é como pode ser denominado o processo que produz um metal a partir de seu minério. Na metalurgia do alumínio (processo Hall-Héroult), o alumínio pode ser produzido pela eletrólise ígnea da bauxita (que contém óxido de alumínio) com eletrodos de grafite. Reações:



Considere as informações e os conceitos químicos e analise as afirmações a seguir.

- I. A produção do alumínio ocorre no ânodo.
- II. O gás oxigênio é produzido no cátodo que reage com o grafite do eletrodo, formando gás carbônico.
- III. À medida que a eletrólise acontece, ocorre a diminuição da massa do eletrodo de grafite.

Assinale a alternativa correta.

- a) Apenas a afirmação III está correta.
- b) Apenas as afirmações I, II e III estão corretas.
- c) Apenas as afirmações I e III estão corretas.
- d) Apenas as afirmações II e III estão corretas.

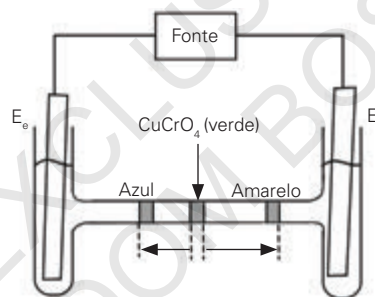
14. UNESP



LUCIANA WHITAKER/PULSAR IMAGENS

Nas salinas, o cloreto de sódio é obtido pela evaporação da água do mar em uma série de tanques. No primeiro tanque, ocorre o aumento da concentração de sais na água, cristalizando-se sais de cálcio. Em outro tanque,

17. **ITA-SP** – Considere uma célula eletrolítica na forma de um tubo em H, preenchido com solução aquosa de NaNO_3 e tendo eletrodos inertes mergulhados em cada ramo vertical do tubo e conectados a uma fonte externa. Num determinado instante, injeta-se uma solução aquosa de CuCrO_4 verde na parte central do ramo horizontal do tubo. Após algum tempo de eletrólise, observa-se uma mancha azul e uma amarela, separadas (em escala), de acordo com o esquema da figura a seguir.



Com base nas informações do enunciado e da figura, assinale a opção **incorreta**.

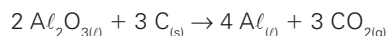
- a) O eletrodo E_e corresponde ao ânodo.
 b) Há liberação de gás no E_d .
 c) Há liberação de H_2 no E_e .
 d) O íon cromato tem velocidade de migração maior que o íon cobre.
 e) O pH da solução em torno do E_d diminui.

ESTUDO PARA O ENEM

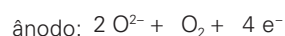
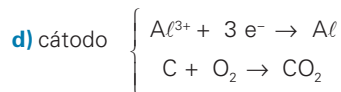
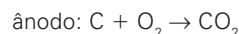
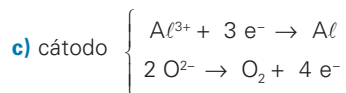
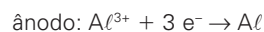
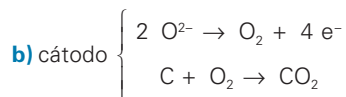
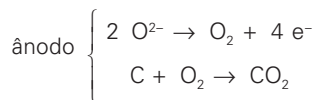
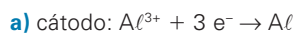
18. Enem

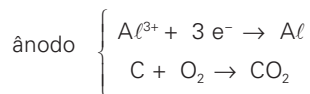
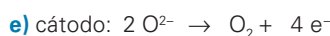
C7-H24

O alumínio é um metal bastante versátil, pois, por meio dele, é possível confeccionar materiais amplamente utilizados pela sociedade. A obtenção do alumínio ocorre a partir da bauxita, que é purificada, dissolvida em criolita fundida (Na_3AlF_6) e eletrolisada a cerca de $1\,000\text{ }^\circ\text{C}$. Há liberação do gás dióxido de carbono (CO_2), formado pela reação de um dos produtos da eletrólise com o material presente nos eletrodos. O ânodo é formado por barras de grafita submergidas na mistura fundida. O cátodo é uma caixa de ferro coberta de grafita. A reação global do processo é:



Na etapa de obtenção do alumínio líquido, as reações que ocorrem no cátodo e no ânodo são





19. UPF-RS

C7-H24

O uso de cloro na desinfecção de águas foi iniciado com a aplicação do hipoclorito de sódio $\text{NaClO}_{(\text{aq})}$, o qual, primeiramente, era empregado somente em casos de epidemias. A partir de 1902, a cloração foi adotada de maneira contínua na Bélgica, e, a partir de 1909, passou a ser utilizado o gás cloro ($\text{Cl}_{2(\text{g})}$), armazenado em cilindros revestidos com chumbo. O gás cloro ($\text{Cl}_{2(\text{g})}$) pode ser obtido por dois processos de eletrólise: eletrólise da água do mar ou de uma salmoura e eletrólise ígnea de cloreto de sódio fundido.



Considerando os processos de eletrólise e as substâncias químicas relacionadas anteriormente, analise as afirmativas e assinale a correta.

Dados: O = 16; Na = 23; Cl = 35,5

- Para o preparo de 1 L de uma solução de $\text{NaClO}_{(\text{aq})}$ com concentração em quantidade de matéria de $0,6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, devem ser dissolvidos 4,466 g do soluto.
- No processo de eletrólise do $\text{NaCl}_{(\text{g})}$, ocorre redução no compartimento do cátodo, sendo este ligado ao polo negativo.
- Eletrólise é um processo de oxirredução espontâneo no qual ocorre conversão de energia química em energia elétrica.

d) A substância química $\text{NaCl}_{(\text{s})}$ conduz a corrente elétrica, mesmo no estado sólido, pois apresenta íons em sua estrutura cristalina.

e) A decomposição do cloreto de sódio é um processo espontâneo e sua reação pode ser descrita como: $2 \text{NaCl}_{(\text{l})} \rightarrow 2 \text{Na}_{(\text{l})} + \text{Cl}_{2(\text{g})}$, sendo o potencial da célula negativo.

20. UFRN

C7-H24

A purificação do cobre é essencial para sua aplicação em fios condutores de corrente elétrica. Como esse metal contém impurezas de ferro, zinco, ouro e platina, é preciso realizar um processo de purificação na indústria para obtê-lo com mais de 99% de pureza. Para isso, é necessário colocá-lo no ânodo de uma cuba com solução aquosa de sulfato de cobre e aplicar corrente elétrica de forma a depositá-lo no cátodo, fazendo-o atingir essa pureza. Apesar de ser um método lento e de consumir grande quantidade de energia, os custos de produção são compensados pelos subprodutos do processo, que são metais, como ouro, platina e prata. O método de purificação do cobre é conhecido como

- pilha galvânica, sendo que, no ânodo, ocorre a oxidação do cobre metálico, e o metal que se deposita no cátodo é resultado da redução dos íons Cu^{2+} da solução aquosa.
- eletrólise, sendo que, no ânodo, ocorre a oxidação do cobre metálico, e o metal que se deposita no cátodo é resultado da redução dos íons Cu^{2+} da solução aquosa.
- eletrólise, sendo que, no ânodo, ocorre a redução do cobre metálico, e o metal que se deposita no cátodo é resultado da oxidação dos íons Cu^{2+} da solução aquosa.
- pilha galvânica, sendo que, no ânodo, ocorre a redução do cobre metálico, e o metal que se deposita no cátodo é resultado da oxidação dos íons Cu^{2+} da solução aquosa.

ELETRÓLISE QUANTITATIVA E RADIOATIVIDADE I - PARTÍCULAS E LEIS DA RADIOATIVIDADE

Carga elétrica (Q)

Para expressar a quantidade de carga de um corpo, usamos a unidade de medida *coulomb*, unidade do sistema Internacional (SI).

Em 1909, Robert Andreus Millikan (1868-1953) determinou que a carga elétrica de um elétron fosse igual a $-1,6 \cdot 10^{-19}$ C. Neste módulo, estamos interessados apenas no módulo da carga elétrica que atravessa o circuito elétrico.

Corrente elétrica (i)

A corrente elétrica é definida como carga elétrica que atravessa uma seção transversal de um circuito pela unidade de tempo em segundos. A unidade utilizada para expressar a corrente elétrica é o *ampère* (A), unidade do sistema internacional (SI), que também pode ser expressa como C/s.

$$i = \frac{Q}{t} \text{ ou } Q = i \cdot t$$

Constante de Faraday

A constante de Faraday é definida como a quantidade de carga transportada por 1 mol de elétrons. Portanto, a massa de substância produzida em um eletrodo é proporcional à carga elétrica que circula na cela eletrolítica e à massa molar dessa substância.

$$1F = 1,6 \cdot 10^{-19} \cdot 6,02214 \cdot 10^{23} = 96\,485 \text{ C/mol}$$

Esse valor, em muitos casos, é aproximado para 96 500 C/mol.

Exemplos

1) Para se pratear um anel, foi utilizada uma carga de 0,01 F. Qual é a massa de prata depositada?

Dados: massa molar: Ag = 108 g/mol



$$1 \text{ mol de e}^- \text{ ————— } 1 \text{ mol de Ag}$$

$$1 \text{ mol de e}^- \text{ ————— } 108 \text{ g de Ag}$$

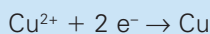
$$1 \text{ F ————— } 108 \text{ g de Ag}$$

$$0,01 \text{ F ————— } m \text{ g de Ag}$$

$$m = 1,08 \text{ g de Ag}$$

2) Com o desejo de depositar cobre em uma chave de sua casa, um químico fez a eletrólise do CuSO_4 utilizando uma quantidade de carga de 9 650 C. Qual é a massa de Cu depositada sobre a chave pelo químico?

Dados: massa molar: Cu = 64 g/mol



$$2 \text{ mol de e}^- \text{ ————— } 1 \text{ mol de Cu}$$

$$1 \text{ mol de e}^- \text{ ————— } 64 \text{ g de Cu}$$

- Carga elétrica
- Corrente elétrica
- Lei de Faraday
- Histórico da radioatividade
- Partículas radioativas
- Leis da radioatividade
- Séries radioativas
- Transmutação natural e artificial

HABILIDADES

- Trabalhar com o aspecto quantitativo da eletrólise com base na lei de Faraday.
- Relacionar a carga que flui por um circuito com a massa da espécie que sofreu uma oxirredução.
- Escrever as equações das semirreações catódica e anódica em uma reação oxirredução de eletrólise.
- Identificar os diferentes tipos de radiações: alfa, beta e gama.
- Reconhecer onde utilizar os diferentes tipos de radiação.

$$2 \cdot 96\,500\text{ C} \text{ ——— } 64\text{ g de Cu}$$

$$9\,650\text{ C} \text{ ——— } m\text{ g de Cu}$$

$$m = 3,2\text{ g de Cu}$$

Quando se fala em radioatividade, o primeiro pensamento das pessoas é nos desastres provocados por esse fenômeno, como as bombas atômicas, o acidente de Chernobyl, entre outros exemplos. O fato é que a radioatividade também pode ser utilizada em favor da sociedade, por exemplo, na radioterapia ou na geração de energia limpa.

Radioatividade

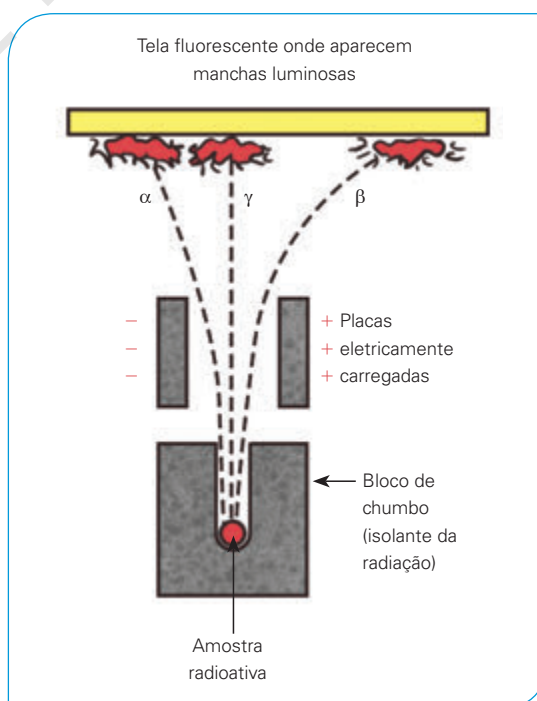
HISTÓRICO DA RADIOATIVIDADE

No final do século XIX, várias descobertas levaram a um maior entendimento a respeito da estrutura do átomo, fazendo com que se intensificassem estudos sobre fenômenos relacionados ao núcleo atômico. Em 1895, o físico alemão Wilhelm Röntgen observou raios X pela primeira vez, percebendo que eles tornavam fluorescentes certos materiais.

Em 1896, Antoine-Henri Becquerel observou que o sulfato duplo de potássio e uranila di-hidratado ($\text{K}_2\text{UO}_2(\text{SO}_4)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) emitiam raios, os quais podiam realizar impressões em chapas fotográficas, mesmo estando envoltas em papel preto, e chamou-os de **raios de Becquerel**. Mais tarde, o casal Pierre e Marie Curie verificou que todos os sais de urânio apresentavam a mesma propriedade de emissão de raios, dando início ao estudo da radioatividade.

Propriedades da radioatividade

Radioatividade é o fenômeno que alguns elementos apresentam por terem seus núcleos atômicos instáveis. Essa instabilidade atômica ocorre em razão da alta repulsão que existe entre os prótons dentro do núcleo, e tal fenômeno ocorre naturalmente a partir do elemento polônio (${}_{84}\text{Po}$). Para diminuir essa instabilidade atômica, esses átomos emitem radiações, em forma de partículas ou ondas eletromagnéticas, e transformam-se em elementos com núcleos estáveis, ou seja, menores. Portanto, **a emissão de radiação é um fenômeno nuclear**.



Em 1898, Ernest Rutherford identificou as radiações **alfa** (α) e **beta** (β), descobrindo sua natureza elétrica. Em 1900, Paul Ulrich Villard identificou um terceiro tipo de radiação, destituída de carga elétrica, a radiação **gama** (γ).

Quando aplicada uma diferença de potencial, as radiações α são desviadas para o campo negativo por apresentarem carga elétrica positiva. As radiações β sofrem desvio para o campo positivo, pois têm carga elétrica negativa. Já as radiações γ não sofrem desvio de trajetória, pois são destituídas de carga elétrica.

Observação

Emissões radioativas não são afetadas por variações de pressão, temperatura ou estado físico.

Principais emissões radioativas

Radiação	Símbolo	Constituição	Massa (u)	Carga relativa	Velocidade média	Poder de penetração
α	${}_{+2}^4\alpha$	2 p ⁺ e 2 n ⁰	4	+ 2	5% a 10% da velocidade da luz	Baixo (pele, papel)
β	${}_{-1}^0\beta$	Elétron	0	- 1	90% da velocidade da luz	Moderado (roupas grossas e madeiras)
γ	${}^0\gamma$	Onda eletromagnética de alta energia	0	0	Velocidade da luz	Elevado (concreto ou chumbo)

Observação

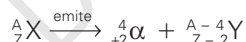
As partículas ${}_{-1}^0\beta$ são ejetadas do núcleo. Sua formação se dá pela decomposição de um nêutron, formando um próton, um elétron e um neutrino: ${}^1_0n \rightarrow {}^1_1p + {}_{-1}^0\beta + {}^0_0\nu$.

Leis da radioatividade

Ao observarem as transformações sofridas pelos átomos ao emitirem radiações, F. Soddy, K. Fajans e Russel enunciaram as leis da radioatividade.

PRIMEIRA LEI (SODDY)

Ao emitir uma partícula ${}_{+2}^4\alpha$, o átomo tem o número atômico diminuído em duas unidades e o número de massa diminuído em quatro unidades.



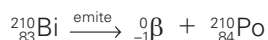
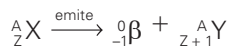
Exemplo



SEGUNDA LEI (SODDY, FAJANS, RUSSEL)

Quando um núcleo emite radiação ${}_{-1}^0\beta$, o número atômico aumenta uma unidade e o número de massa não se altera.

Exemplos



ROTEIRO DE AULA

LEI DE FARADAY

$$Q = i \cdot t$$

$Q =$ carga elétrica (C)

$i =$ corrente elétrica (A)

$t =$ tempo (s)

1 e⁻ transporta $1,6 \cdot 10^{-19}$ C

$$\text{Massa oxidada ou reduzida} = \frac{i \cdot t \cdot M}{x \cdot 96\,500}$$

1 mol de e⁻ transporta
96500 C e 1 F

$M =$ massa molar da espécie

$x =$ carga elétrica do íon

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

ROTEIRO DE AULA

Radioatividade I

Ocorre com isótopos radioativos que emitem partículas ou ondas eletromagnéticas.

Partículas

Ondas eletromagnéticas

1ª Lei: descreve a emissão de partículas alfa.

2ª Lei: descreve a emissão de partículas beta.

radiação gama

$${}^4_2\alpha$$

$${}^0_{-1}\beta$$

$${}^0_0\gamma$$

Diminui em quatro unidades a massa do isótopo.

Não altera a massa do isótopo.

células saudáveis durante a terapia, o que ocasiona efeitos colaterais, como fadiga, náusea, perda de cabelos, entre outros. A fonte de radiação é projetada para o uso das radiações gama, já que as radiações alfa, ${}^4_2\alpha$, e beta, ${}^0_{-1}\beta$, são menos penetrantes nos tecidos e nas células. Um dos radionuclídeos usados na radioterapia é o cobalto, ${}^{60}_{27}\text{Co}$.

Com base nas informações e nos conhecimentos sobre radioatividade,

a) apresente um argumento que justifique o maior poder penetrante das radiações gama em relação às radiações alfa e beta;

b) represente, por meio de uma equação nuclear, o decaimento radioativo do cobalto 60 com a emissão de uma partícula beta, indicando o símbolo, o número atômico e o número de massa do elemento químico obtido após a emissão da partícula.

a) Os raios gama, ${}^0_0\gamma$, por não possuírem massa nem carga elétrica,

diferentemente das radiações alfa (${}^4_2\alpha$) e beta (${}^0_{-1}\beta$), conseguem atra-

versar os materiais com maior facilidade e velocidade.

b) A equação nuclear que representa o decaimento radioativo do co-

balto 60 é:



6. Espcex-SP – Considere as seguintes afirmativas.

I. O poder de penetração da radiação alfa (α) é maior que o da radiação gama (γ).

II. A perda de uma partícula beta (β) por um átomo ocasiona a formação de um átomo de número atômico maior.

III. A emissão de radiação gama por meio do núcleo de um átomo não altera o número atômico nem o número de massa desse átomo.

IV. A desintegração de ${}^{226}_{88}\text{Ra}$ a ${}^{214}_{83}\text{Bi}$ envolve a emissão consecutiva de três partículas alfa (α) e duas betas (β).

Das afirmativas apresentadas, estão corretas apenas

a) I e II.

b) I e III.

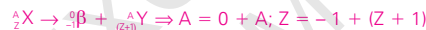
c) I e IV.

d) II e III.

e) II e IV.

I. Incorreta. O poder de penetração da radiação alfa (α) é menor do que o da radiação gama (γ).

II. Correta. A perda de uma partícula beta (β) por um átomo ocasiona a formação de um átomo de número atômico maior.



III. Correta. A emissão de radiação gama por meio do núcleo de um átomo não altera o número atômico nem o número de massa desse átomo.



IV. Incorreta. A desintegração de ${}^{226}_{88}\text{Ra}$ a ${}^{214}_{83}\text{Bi}$ envolve a emissão consecutiva de três partículas alfa (α) e uma beta (β).



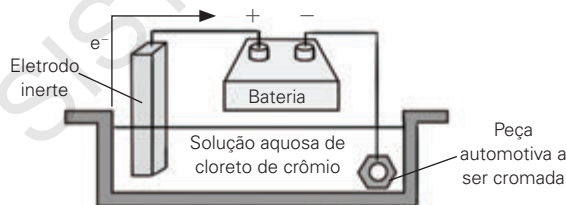
$$226 = 214 + x \cdot 4 + y \cdot 0 \Rightarrow x = 3$$

$$88 = 83 + x \cdot 2 - y$$

$$88 = 83 + 2 \cdot 3 - y \Rightarrow y = 1$$

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. Espcex-SP (adaptado) – Algumas peças de motocicletas, bicicletas e automóveis são cromadas. Uma peça automotiva recebeu um “banho de cromo”, cujo processo denominado cromagem consiste na deposição de uma camada de cromo metálico sobre a superfície da peça. Sabe-se que a cuba eletrolítica empregada nesse processo (conforme a figura a seguir) é composta pela peça automotiva ligada ao cátodo (polo negativo), por um eletrodo inerte ligado ao ânodo e por uma solução aquosa de cloreto de cromo.



Supondo que a solução esteja completamente dissociada e que o processo eletrolítico durou 96,5 min sob uma corrente de 2 A, calcule a massa de cromo depositada nessa peça.

Dados: massas atômicas: $\text{Cl} = 35,5 \text{ u}$; $\text{Cr} = 52 \text{ u}$

1 Faraday = $96\,500 \text{ C/mol de e}^-$

A sequência correta é

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

12. USF-SP – O tecnécio ($^{98}_{43}\text{Tc}$) é um elemento artificial de alto índice de radioatividade. Suas principais aplicações estão voltadas principalmente para a produção de ligas metálicas e, em medicina nuclear, para a fabricação de radiofármacos. Com relação à distribuição eletrônica desse elemento e suas emissões radioativas, responda ao que se pede.

- a) Qual a sua distribuição eletrônica por subníveis de energia?
 b) Qual a fórmula dos compostos iônicos formados entre o tecnécio catiônico (+2) com oxigênio ($Z = 8$) e cloro ($Z = 17$)?
 c) Qual o valor do número de massa e do número atômico do átomo formado quando o tecnécio sofre três decaimentos alfa e um decaimento beta?

13. UCS-RS – Em uma célula eletrolítica, contendo uma solução aquosa de um sal de rutênio, flui uma corrente elétrica de 0,44 A durante 25 min. Sabendo que, nesse intervalo de tempo, foram depositados 0,345 g de rutênio metálico sobre o cátodo dessa célula eletrolítica, é correto afirmar que a carga do íon rutênio é

Dado: $F = 96\,500\text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

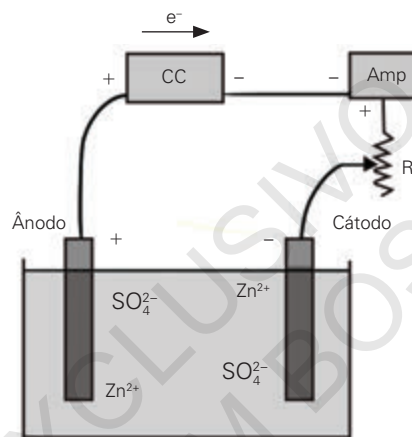
- a) 1+. c) 3+. e) 5+.
 b) 2+. d) 4+.

14. UNESP – O valor da Constante de Avogadro é determinado experimentalmente, sendo que os melhores valores resultam da medição de difração de raios X de distâncias reticulares em metais e em sais. O valor obtido mais recentemente e recomendado é $6,02214 \cdot 10^{23}\text{ mol}^{-1}$.

Um modo alternativo de se determinar a constante de Avogadro é utilizar experimentos de eletrólise. Essa determinação se baseia no princípio enunciado por Michael Faraday (1791-1867), segundo o qual a quantidade de produto formado (ou reagente consumido) pela eletrólise é diretamente proporcional à carga que flui pela célula eletrolítica.

Observe o esquema que representa uma célula ele-

trólítica composta de dois eletrodos de zinco metálico imersos em uma solução 0,10 mol/L de sulfato de zinco (ZnSO_4). Os eletrodos de zinco estão conectados a um circuito alimentado por uma fonte de energia (CC), com corrente contínua, em série com um amperímetro (Amp) e com um resistor (R) com resistência ôhmica variável.



Após a realização da eletrólise aquosa, o eletrodo de zinco que atuou como cátodo no experimento foi levado para secagem em uma estufa e, posteriormente, pesado em uma balança analítica. Os resultados dos parâmetros medidos estão apresentados na tabela a seguir.

Parâmetro	Medida
Carga	168 C
Massa do eletrodo de Zn inicial (antes da realização da eletrólise)	2,5000 g
Massa do eletrodo de Zn final (após a realização da eletrólise)	2,5550 g

Escreva a equação química balanceada da semirreação que ocorre no cátodo e calcule, utilizando os dados experimentais contidos na tabela, o valor da constante de Avogadro obtida.

Dados: massa molar, em $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: $\text{Zn} = 65,4$; carga do elétron, em $\text{C} \cdot \text{elétron}^{-1}$: $1,6 \cdot 10^{-19}$

15. Fac. Pequeno Príncipe-PR

Eletrólise é uma reação não espontânea provocada pelo fornecimento de energia elétrica proveniente de um gerador (pilhas). A eletrólise possui muitas aplicações na indústria química, na produção de metais, como sódio, magnésio, potássio, alumínio etc., e na produção de não metais, como cloro e flúor e, ainda, em substâncias como o hidróxido de sódio (soda cáustica), o peróxido de hidrogênio (água oxigenada) e a deposição de finas películas de metais sobre peças metálicas ou plásticas. Essa técnica de deposição em metais é conhecida como galvanização. Algumas de suas técnicas mais comuns são as deposições de cromo (cromagem), níquel (niquelagem), prata (prateação), ouro (dourar), usadas em grades, calotas de carros, emblemas, peças de geladeira, joias, aparelhos de som. A galvanização é utilizada também na purificação ou no refino eletrolítico de muitos metais, como cobre e chumbo, e no processo de anodização, que nada mais é do que uma oxidação forçada da superfície de um metal para que seja mais resistente à corrosão.

Disponível em: <<http://www.soq.com.br/>>.

Acesso em: 13 mar. 2019. Adaptado.

Temos como exemplo a eletrólise em série, com três cubas eletrolíticas, contendo respectivamente as seguintes soluções químicas: na primeira cuba, sulfato de cobre; na segunda cuba, cloreto de alumínio; e na terceira cuba, clorato de prata. Analisando o texto, assinale a alternativa que mostra a massa total dos metais, em gramas, depositados nessas três cubas eletrolíticas, ligadas em série, quando submetidas a uma corrente de 6 A, durante um tempo de 0,672 horas.

Dados: $A_{\text{Al}} = 27 \text{ u}$; $\text{Cu} = 63,5 \text{ u}$; $\text{Ag} = 108 \text{ u}$;
1 F = 96 500 C

- a) 22,368
- b) 27,3
- c) 28,4
- d) 29,1
- e) 30,15

16. UEM-PR – Com relação aos conceitos associados à radioatividade, assinale o que for correto.

- 01)** Quando um átomo emite radiação γ e/ou partículas α e/ou partículas β , diz-se que ele sofre decaimento radioativo.
- 02)** Quando um núcleo atômico emite uma partícula α , ele perde um próton e um nêutron.
- 04)** A radiação gama é uma onda eletromagnética transversal.
- 08)** O período de semidesintegração é o tempo necessário para que todos os átomos radioativos existentes em uma certa amostra se transmutem em átomos estáveis.
- 16)** A radioatividade consiste na emissão de partículas e radiações eletromagnéticas por núcleos atômicos instáveis.

Dê a soma dos itens corretos.

17. Unirio-RJ – O elemento radioativo natural ${}_{90}^{232}\text{Th}$, após uma série de emissões alfa e beta, isto é, por decaimento radioativo, converte-se em um isótopo não radioativo, estável, do elemento chumbo, ${}_{82}^{208}\text{Pb}$. O número de partículas alfa e beta, emitido após o processo, é, respectivamente, de

- a) 5 e 2
- b) 5 e 5
- c) 6 e 4
- d) 6 e 5
- e) 6 e 6

ESTUDO PARA O ENEM

18. UEPA

C7-H24

Um artesão de joias utiliza resíduos de peças de ouro para fazer novos modelos. O procedimento empregado pelo artesão é um processo eletrolítico para recuperação desse tipo de metal.

Supondo que esse artesão, trabalhando com resíduos de peças de ouro, solubilizados em solventes adequados, formando uma solução contendo íons Au^{3+} , utilizou uma cuba eletrolítica na qual aplicou uma corrente elétrica de 10 A por 482,5 minutos, obtendo como resultado ouro purificado.

Dados: $\text{Au} = 197 \text{ g/mol}$;
Constante de Faraday = $96\,500 \text{ C/mol}$

O resultado obtido foi

- a) 0,197 gramas de Au.
- b) 1,97 gramas de Au.
- c) 3,28 gramas de Au.
- d) 197 gramas de Au.
- e) 591 gramas de Au.

19. UCS-RS

C7-H24

Halogênios são muito reativos e, por esse motivo, não são encontrados na natureza na forma de substâncias simples. Entretanto, os mesmos podem ser obtidos industrialmente por um processo conhecido como eletrólise ígnea. No caso do cloro, esse processo é realizado em uma cuba eletrolítica com o cloreto de sódio fundido. Aproximadamente 12 milhões de toneladas de

Cl_2 são produzidas anualmente nos Estados Unidos. Cerca de metade desse cloro é utilizada na fabricação de compostos orgânicos halogenados, enquanto o restante é empregado como alvejante na indústria de papel e de tecidos. O volume de Cl_2 , medido nas CNTP, quando uma corrente elétrica de intensidade igual a 10 ampères atravessa uma cuba eletrolítica contendo cloreto de sódio fundido durante 965 segundos é de

Dado: $F = 96\,500 \text{ C/mol}$

- a) 0,71 L.
- b) 1,12 L.
- c) 2,24 L.
- d) 3,55 L.
- e) 4,48 L.

20. Uniube-MG

C7-H24

Em uma reação nuclear, o elemento Urânio ($^{235}_{92}\text{U}$) foi bombardeado com uma partícula de nêutron, formando o elemento Bário ($^{133}_{56}\text{Ba}$), um outro elemento genérico "X" e ainda emitindo três nêutrons. Com base nessas informações, os números de massa, prótons e nêutrons do átomo "X" serão, respectivamente,

- a) 100; 36; 64
- b) 102; 56; 46
- c) 136; 92; 44
- d) 235; 92; 143
- e) 237; 148; 89

14

RADIAIOATIVIDADE II - FENÔMENOS RADIOATIVOS E CINÉTICA DE DESINTEGRAÇÃO

- Transmutação artificial
- Fissão nuclear
- Reator nuclear
- Bomba atômica
- Lixo nuclear
- Fusão nuclear
- Cinética de desintegração
- Tempo de meia-vida
- Curva de decaimento

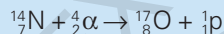
HABILIDADES

- Entender o fenômeno de transmutação artificial.
- Diferenciar fissão nuclear de fusão nuclear, sabendo como cada uma ocorre.
- Reconhecer a utilização dos diferentes tipos de fenômenos radioativos.
- Equacionar as reações de fissão e fusão nuclear.
- Entender o conceito de cinética de desintegração.
- Calcular a massa final e/ou inicial de diversos materiais pelo tempo de meia-vida.
- Calcular a idade de fósseis pelo tempo de meia-vida.

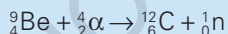
Transmutação artificial

Esse fenômeno ocorre quando, por meio do bombardeamento por uma partícula, um elemento químico é transformado em outro, mantendo a conservação de massa e carga elétrica nuclear.

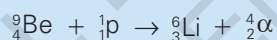
Em 1919, Ernest Rutherford introduziu uma amostra de polônio, emissor de partículas alfa, as quais bombardearam núcleos de nitrogênio, transformando-os em núcleos de oxigênio.



Em 1932, James Chadwick provou a existência do nêutron, com o bombardeamento de partículas alfa no elemento berílio.



Outras reações de transmutação:

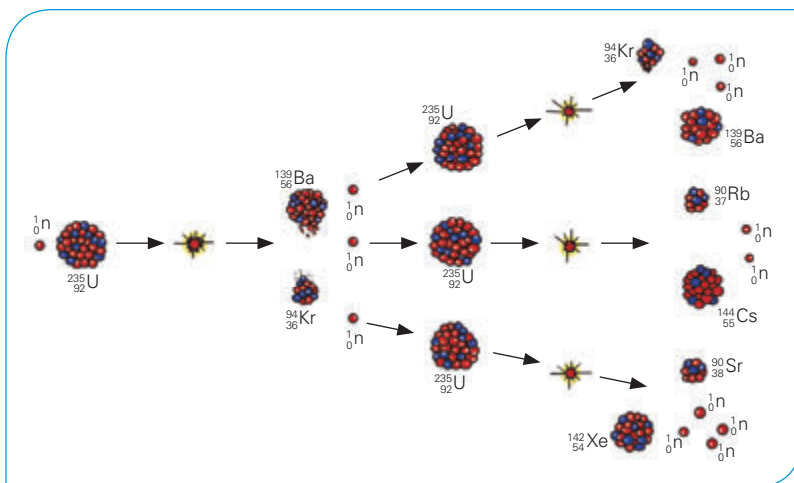


Fissão nuclear

Alguns anos antes da Segunda Guerra Mundial, vários grupos de pesquisadores tentavam obter novos elementos químicos, com número atômico maior que o do urânio, que era o elemento com maior número atômico até o momento. Essa tentativa era feita com o bombardeamento de átomos de urânio por nêutrons.

Os alemães Otto Hahn e Fritz Strassman anunciaram a presença de bário, lantânio e criptônio em uma amostra de urânio bombardeada com nêutrons. Como esses átomos encontrados apresentavam massas menores do que a do urânio, eles concluíram que os nêutrons estavam quebrando os átomos de urânio em átomos menores. A esse processo, deram o nome de **fissão nuclear**.

Por definição, fissão nuclear é o fenômeno no qual um núcleo grande é transformado em núcleos menores, com a liberação de grande quantidade de energia. A fissão nuclear explica a geração de energia em usinas nucleares e o funcionamento das bombas atômicas.

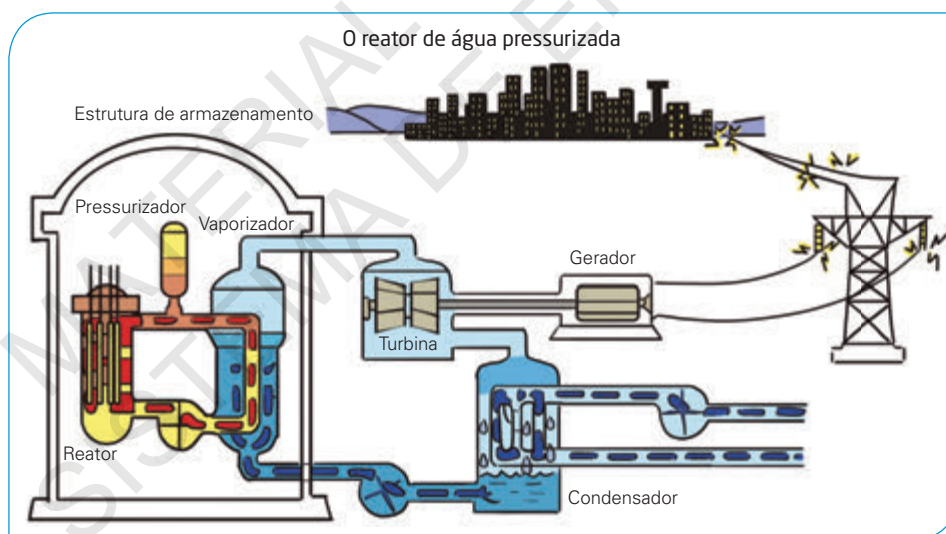


BOMBA ATÔMICA

As bombas atômicas utilizadas no final da Segunda Guerra Mundial tiveram seu funcionamento baseado na fissão nuclear. A bomba atômica chamada Little Boy, lançada sobre Hiroshima, no dia 6 de agosto de 1945, provocou a morte imediata de aproximadamente 100 mil pessoas. Ela era composta por 7,0 kg de $^{235}_{92}\text{U}$ enriquecido. No dia 9 de agosto de 1945, foi lançada sobre a cidade de Nagasaki uma bomba de plutônio, que causou a morte imediata de 20 mil pessoas.

REATORES NUCLEARES

Reator nuclear é um dispositivo criado por Enrico Fermi e sua equipe em 1942, com a finalidade de controlar o processo de fissão nuclear. A energia liberada durante a fissão nuclear é usada para transformar a água líquida em vapor, que faz girar uma turbina, gerando energia elétrica. Esse vapor de água, em seguida, passa por um trocador de calor, onde é resfriado por uma fonte de água externa, geralmente um rio, represa etc., voltando ao processo na forma de água líquida.

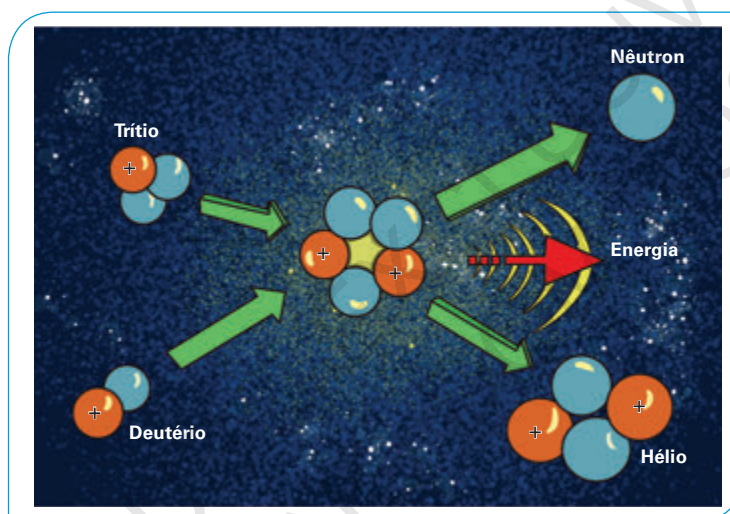
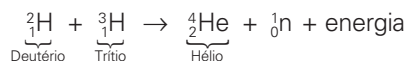


As usinas nucleares possuem como vantagem a menor poluição, principalmente da atmosfera, quando comparadas com a energia oriunda da queima de combustível fóssil. Sua grande desvantagem, entretanto, é a geração do lixo nuclear. Esse lixo contém materiais altamente radioativos que precisam de um descarte apropriado, isto é, precisam ficar isolados por centenas de anos até se transformarem em elementos de núcleos estáveis.

Fusão nuclear

Toda a energia que chega à Terra é proveniente do Sol. E como o Sol produz essa energia?

A energia proveniente do Sol é oriunda de reações termonucleares, denominadas de fusão nuclear. O Sol fornece energia suficiente para que ocorra a junção de dois átomos pequenos para a formação de um átomo maior, com consequente liberação de uma grande quantidade de energia. Uma das reações que ocorrem no Sol é:



A energia proveniente da fusão nuclear é bem maior do que a fissão nuclear, além de não gerar uma quantidade tão grande de lixo nuclear. Então, por que não é utilizada a fusão nuclear para obtenção de energia elétrica?

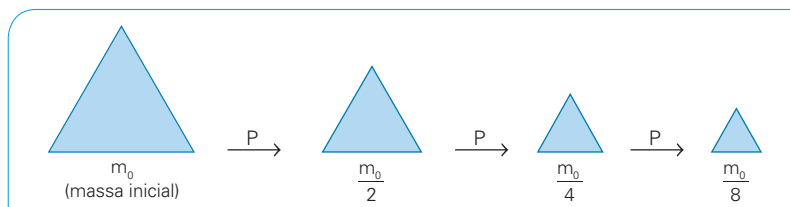
O grande problema é a necessidade de uma grande quantidade de energia (altíssimas temperaturas) para iniciar o processo e a falta de materiais metálicos para a construção do recipiente onde ocorrerá a fusão que suporte essas temperaturas. Outro problema é a necessidade do rápido armazenamento da energia produzida durante a fusão.

Cinética de desintegração

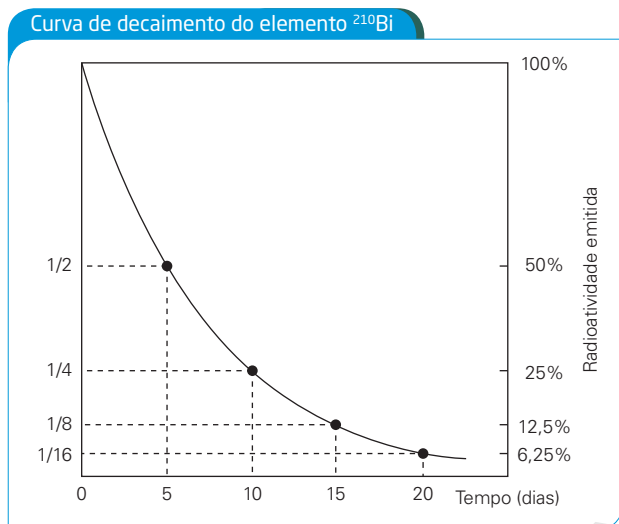
É o estudo da velocidade com que determinadas amostras emitem radiações, variando de um nuclídeo para outro e dependendo do respectivo número de átomos radioativos.

PERÍODO DE SEMIDESINTEGRAÇÃO OU TEMPO DE MEIA-VIDA (P OU $T_{1/2}$)

É o tempo necessário para que metade dos núcleos radioativos se desintegre, ou seja, para que sua massa se reduza à metade.



O gráfico a seguir mostra a curva de decaimento do elemento ^{210}Bi . Analisando o gráfico, observamos que o tempo necessário para que ocorra a desintegração da metade da massa inicial de Bi é de cinco dias, ou seja, este é o tempo de meia-vida do ^{210}Bi .



A relação matemática que permite relacionar massa inicial (m_0), massa final (m_f), tempo de meia-vida (P ou $t_{1/2}$), período de desintegração (T) e número de meia-vida (x) é:

$$\frac{m_0}{m_f} = 2^x \text{ e } T = x \cdot P$$

Observação

O tempo de meia-vida não depende da quantidade de amostra inicial nem da temperatura e da pressão.

ROTEIRO DE AULA

RADIOATIVIDADE II

Isótopo radioativo = núcleo instável _____

Energia nuclear

Usina nuclear

Fissão nuclear

Definição: átomo grande é quebrado em dois
átomos menores.

Exemplo: bomba atômica

Fusão nuclear

Definição: dois átomos de massas menores
juntam-se para formar um átomo de massa maior.

Exemplo: bomba de hidrogênio

ROTEIRO DE AULA

CINÉTICA DE DESINTEGRAÇÃO

Tempo de meia-vida

$$\frac{m_0}{m_f} = 2^x \text{ e } T = x \cdot P$$

 m_0 : massa inicial

 m_f : massa final

 T : período de
 desintegração

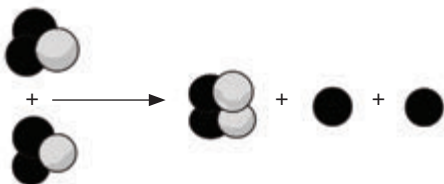
 x : quantidade de
 meia-vida

 P : tempo de
 meia-vida

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO
 SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

- 1. Unicamp-SP** – Um filme de ficção muito recente destaca o isótopo ${}^3_2\text{He}$, muito abundante na Lua, como uma solução para a produção de energia limpa na Terra. Uma das transformações que esse elemento pode sofrer, e que justificaria seu uso como combustível, está esquematicamente representada na reação a seguir, em que o ${}^3_2\text{He}$ aparece como reagente.

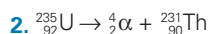
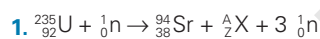


De acordo com esse esquema, pode-se concluir que essa transformação, que liberaria muita energia, é uma

- a) fissão nuclear, e, no esquema, as esferas mais escuras representam os nêutrons e as mais claras, os prótons.
 b) fusão nuclear, e, no esquema, as esferas mais escuras representam os nêutrons e as mais claras, os prótons.
 c) fusão nuclear, e, no esquema, as esferas mais escuras representam os prótons e as mais claras, os nêutrons.
 d) fissão nuclear, e, no esquema, as esferas mais escuras são os prótons e as mais claras, os nêutrons.

A reação de fusão nuclear do ${}^3_2\text{He}$ pode ser representada por: ${}^3_2\text{He} + {}^3_2\text{He} \rightarrow {}^4_2\text{He} + 2\text{p}$; na qual p representa o próton.

- 2. UEPG-PR** – Sobre as equações a seguir, assinale o que for correto.



- 01) O número atômico do elemento X (equação 1) é 141.
 02) A equação 2 representa o decaimento radioativo do urânio-235 com a emissão de partículas alfa.
 04) O número de nêutrons do elemento X (equação 1) é 85.
 08) A equação 1 representa uma reação de fissão nuclear.

Dê a soma dos itens corretos.

14 (02 + 04 + 08)



$235 + 1 = 94 + A + 3 \cdot 1 \rightarrow A = 139$ (número de massa de X)

$92 + 0 = 38 + Z + 3 \cdot 0 \rightarrow Z = 54$ (número atômico de X)

$X = 139 - 54 = 85$ (número de nêutrons)



01. Incorreto. O número atômico do elemento X é 54.

02. Correto. A equação 2 representa o decaimento radioativo do U-235.

04. Correto. O número de nêutrons do elemento X é 85.

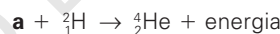
08. Correto. A equação 1 representa uma fissão nuclear, pois há a que-

bra do núcleo do átomo de urânio em dois núcleos atômicos menores.

3. UPF-RS

C7-H24

No último dia 9 de agosto, o Japão lembrou os 74 anos do bombardeio de Nagasaki. Uma fusão nuclear consiste na união de dois núcleos atômicos, com grande liberação de energia. A seguir, apresentam-se representações de duas equações de fusão nuclear.



Assinale a alternativa que informa corretamente o que representam a e b, respectivamente.

- a) Partícula alfa e nêutron
 b) Núcleo de deutério e nêutron
 c) Núcleo de hidrogênio e próton
 d) Núcleo de deutério e neutrino
 e) Nêutron e fóton

$$\left. \begin{array}{l} {}^a_2\text{He} + {}^2_1\text{H} \rightarrow {}^4_2\text{He} + \text{energia} \\ x + 2 = 4 \Rightarrow x = 2 \\ y + 1 = 2 \Rightarrow y = 1 \end{array} \right\} \begin{array}{l} {}^a_2\text{He} = {}^4_2\text{He} \text{ ou } {}^4_2\text{D} \text{ (deutério ou hidrogênio pesado)} \end{array}$$

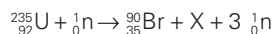
$$\left. \begin{array}{l} {}^2_1\text{H} + {}^3_1\text{H} \rightarrow {}^4_2\text{He} + {}^w_b\text{b} + \text{energia} \\ 2 + 3 = 4 + t \Rightarrow t = 1 \\ 1 + 1 = 2 + w \Rightarrow w = 0 \end{array} \right\} \begin{array}{l} {}^w_b\text{b} = {}^1_0\text{n} \text{ (nêutron)} \end{array}$$

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.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

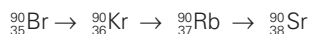
7. PUC-RJ – Num processo de fissão nuclear, um nêutron colidiu com o núcleo de um isótopo do urânio levando à formação de dois núcleos menores e à liberação de nêutrons que produziram reações em cadeia com descarga de grande quantidade de energia. Uma das possíveis reações nucleares nesse processo é representada por:



O produto X, formado na fissão nuclear indicada anteriormente, é um isótopo do elemento químico

- tório.
- xenônio.
- chumbo.
- lantânio.
- radônio.

8. UNESP – O isótopo radioativo Sr-90 não existe na natureza, sua formação ocorre principalmente em virtude da desintegração do Br-90 resultante do processo de fissão do urânio e do plutônio em reatores nucleares ou em explosões de bombas atômicas. Observe a série radioativa, a partir do Br-90, até a formação do Sr-90:



A análise dos dados exibidos nessa série permite concluir que, nesse processo de desintegração, são emitidas

- partículas alfa.
- partículas alfa e beta.
- apenas radiações gama.
- partículas alfa e nêutrons.
- partículas beta.

9. PUCCamp-SP

A fusão nuclear é um processo em que dois núcleos se combinam para formar um único núcleo, mais pesado. Um exemplo importante de reações de fusão é o processo de produção de energia no sol e o das bombas termonucleares (bomba de hidrogênio). Podemos dizer que a fusão nuclear é a base de nossas vidas, uma vez que a energia solar, produzida por esse processo, é indispensável para a manutenção da vida na Terra.

Reação de fusão nuclear: $2 \text{H} + 3 \text{H} \rightarrow 4 \text{He} + \text{n}$

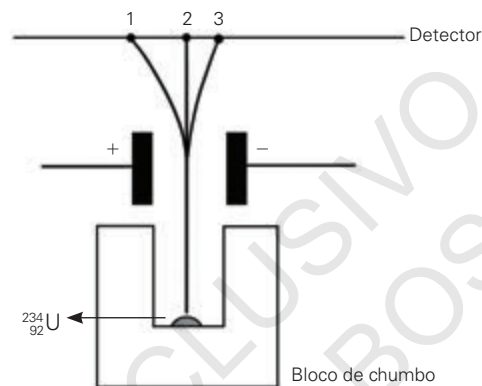
Disponível em: <<http://portal.if.usp.br>>. Acesso em: mar. 2019. Adaptado.

Representam isótopos, na reação de fusão nuclear apresentada, apenas

- ${}^2\text{H}$ e ${}^4\text{He}$.
- ${}^3\text{H}$ e ${}^4\text{He}$.
- ${}^2\text{H}$ e n.
- ${}^2\text{H}$ e ${}^3\text{H}$.
- ${}^4\text{He}$ e n.

10. UEPG-PR – A natureza das radiações emitidas pela desintegração espontânea do urânio-234 é representada na figura a seguir. A radiação emitida pelo urânio-234 é direcionada pela abertura do bloco de chumbo e

passa entre duas placas eletricamente carregadas, o feixe divide-se em três outros feixes que atingem o detector nos pontos 1, 2 e 3. O tempo de meia-vida do urânio-234 é 245 000 anos. Sobre a radioatividade, assinale o que for correto.



- A radiação que atinge o ponto 1 é a radiação β (beta), que são elétrons emitidos por um núcleo de um átomo instável.
- A radiação γ (gama) é composta por ondas eletromagnéticas que não sofrem desvios pelo campo elétrico e, por isso, atingem o detector no ponto 2.
- A massa de 100 g de urânio-234 leva 490 000 anos para se reduzir a 25 g.
- A radiação α (alfa) é composta de núcleos do átomo de hélio (2 prótons e 2 nêutrons).
- O decaimento radioativo do urânio-234, através da emissão de uma partícula α (alfa), produz átomos de tório-230 ($Z = 90$).

Dê a soma dos itens corretos.

11. FMP-SP – O berquélio é um elemento químico cujo isótopo do ^{247}Bk de maior longa vida tem meia-vida de 1 379 anos. O decaimento radioativo desse isótopo envolve emissões de partículas α e β sucessivamente até chegar ao chumbo, isótopo estável ^{207}Pb .

O número de partículas emitidas e o tempo decorrido para que certa quantidade inicial se reduza de $\frac{3}{4}$ são, respectivamente,

Dados: Pb (Z = 82); Bk (Z = 97)

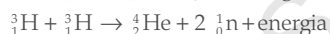
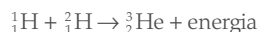
- a) 10 α , 4 β e 1 034 anos.
- b) 10 α , 5 β e 2 758 anos.
- c) 4 α , 8 β e 1 034 anos.
- d) 5 α , 10 β e 2 758 anos.
- e) 5 α , 6 β e 690 anos.

12. FASM-RS – Numa sequência de desintegração radioativa que se inicia com o $^{218}_{84}\text{Po}$, cuja meia-vida é de 3 minutos, a emissão de uma partícula alfa gera o radioisótopo X, que, por sua vez, emite uma partícula beta, produzindo Y.

- a) Partindo de 40 g de polônio-218, qual é a massa, em gramas, restante após 12 minutos de desintegração? Apresente os cálculos.
- b) Identifique os radioisótopos X e Y, indicando suas respectivas massas atômicas.

13. UNESP

A energia emitida pelo Sol é o resultado de diferentes fusões nucleares que ocorrem nesse astro. Algumas reações nucleares que ocorrem no Sol são:



Estima-se que, a cada segundo, 657 milhões de toneladas de hidrogênio estejam produzindo 653 milhões de toneladas de hélio. Supõe-se que a diferença, 4 milhões de toneladas, equivalha à energia liberada e enviada para o espaço.

Angélica Ambrogio et al. *Unidades modulares de química*, 1987. Adaptado.

Sobre a situação apresentada no texto, foram feitas três afirmações.

- I. A quantidade de energia enviada para o espaço a cada segundo, equivalente a aproximadamente 4 milhões de toneladas de hidrogênio, pode ser estimada pela equação de Einstein, $E = mc^2$.
- II. Todas as reações de fusão nuclear representadas são endotérmicas.
- III. No conjunto das equações apresentadas, nota-se a presença de 3 isótopos do hidrogênio e 2 do hélio.

É correto o que se afirma somente em

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

14. Famerp-SP – O elemento artificial cúrio (Cm) foi sintetizado pela primeira vez em 1944, por Glenn T. Seaborg e colaboradores, na Universidade de Berkeley, Califórnia, EUA. Tal síntese ocorreu em um acelerador de partículas (ciclotron) pelo bombardeamento do nuclídeo ^{239}Pu com partículas alfa, produzindo o nuclídeo ^{242}Cm e um nêutron. O cúrio-242 é um emissor de partículas alfa.

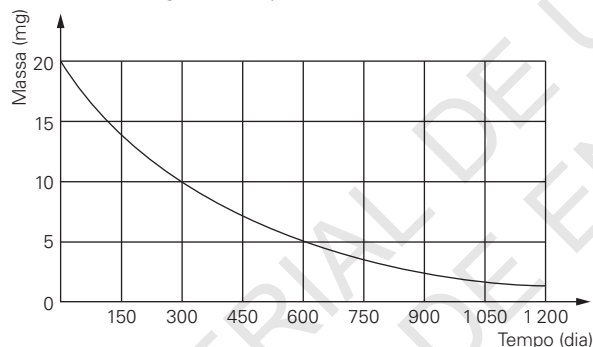
- a) Dê o número de prótons e o número de nêutrons dos nuclídeos do plutônio e do cúrio citados no texto.
- b) Escreva as equações nucleares que representam a obtenção do cúrio-242 e a emissão de partículas alfa por esse isótopo.

Dados: $^{244}_{94}\text{Pu}$; $^{247}_{96}\text{Cm}$

15. **CPS-SP** – Assinale a alternativa correta.

- Na fusão nuclear, o núcleo atômico divide-se em duas ou mais partículas.
- Na fissão do urânio, temos a formação de dois novos elementos químicos.
- As usinas hidrelétricas usam a fissão nuclear para a obtenção de energia elétrica.
- As reações nucleares só ocorrem quando provocadas por meio de técnicas específicas.
- O bombardeamento de átomos de urânio por um próton leva à liberação de dois prótons.

16. **UERJ** – O berquélio (Bk) é um elemento químico artificial que sofre decaimento radioativo. No gráfico, indica-se o comportamento de uma amostra do radioisótopo ^{249}Bk ao longo do tempo.



Sabe-se que a reação de transmutação nuclear entre o ^{249}Bk e o ^{48}Ca produz um novo radioisótopo e três nêutrons.

Apresente a equação nuclear dessa reação. Determine, ainda, o tempo de meia-vida, em dias, do ^{249}Bk e escreva a fórmula química do hidróxido de berquélio II.

Dados: Ca ($Z = 20$); Bk ($Z = 97$); Uus ($Z = 117$)

17. **FMP-SP**

Para se determinar a idade de um fóssil, costuma-se usar carbono-14, com meia-vida de 5730 anos, que emite radiação perdendo dois nêutrons. O C-14, assim como o C-12, é absorvido pelas plantas por meio da fotossíntese, e os animais, ao se alimentarem das plantas, fazem com que o C-14 entre na cadeia alimentar.

A proporção entre o carbono-12 e o carbono-14 nos seres vivos permanece constante durante toda sua vida, porém, com a morte, não ocorre mais absorção do ^{14}C , diminuindo sua concentração no organismo devido ao seu decaimento radioativo.

Disponível em: <<https://www.mundopre-historico.blogspot.com.br/2011/07/como-se-descobre-idade-dos-fosseis.html>>. Acesso em: jul. 2016. Adaptado.

O aparelho que detecta a massa atômica exata de cada elemento químico encontrado no fóssil é o espectrômetro de massa. Considere que, por meio de um caixote de fragmentos de arqueologia fóssil, foram utilizados, no início do experimento, 320 g do carbono-14. Ao final do experimento, verificou-se que foram reduzidos de 310 g.

A idade estimada desse fóssil e a reação de decaimento radioativo do ^{14}C correspondem, respectivamente, a

- 28 650 anos; $^{14}_6\text{C} \rightarrow 2\ ^1_0\text{n} + ^{12}_6\text{C}$
- 28 650 anos; $^{14}_6\text{C} + 2\ ^1_0\text{n} \rightarrow ^{16}_6\text{C}$
- 5 730 anos; $^{14}_6\text{C} \rightarrow 2\ ^0_1\text{n} + ^{14}_8\text{O}$
- 5 730 anos; $^{14}_6\text{C} \rightarrow 2\ ^0_1\text{n} + ^{14}_6\text{C}$
- 5 730 anos; $^{14}_6\text{C} + 2\ ^1_0\text{n} \rightarrow ^{14}_8\text{O}$

ESTUDO PARA O ENEM

18. Enem

C7-H24

A bomba reduz nêutrons e neutrinos, e abana-se com o leque da reação em cadeia.

ANDRADE C. D. *Poesia completa e prosa*. Rio de Janeiro. Aguilar, 1973. Fragmento.

Nesse fragmento de poema, o autor refere-se à bomba atômica de urânio. Essa reação é dita “em cadeia” porque na

- a) fissão do ^{235}U ocorre liberação de grande quantidade de calor, que dá continuidade à reação.
- b) fissão de ^{235}U ocorre liberação de energia, que vai desintegrando o isótopo ^{238}U , enriquecendo-o em mais ^{235}U .
- c) fissão do ^{235}U ocorre liberação de nêutrons, que bombardeia outros núcleos.
- d) fusão do ^{235}U com ^{238}U ocorre formação de neutrino, que bombardeia outros núcleos radioativos.
- e) fusão do ^{235}U com ^{238}U ocorre formação de outros elementos radioativos mais pesados, que desencadeiam novos processos de fusão.

19. UNESP

C7-H24

No que diz respeito aos ciclos de combustíveis nucleares empregados nos reatores, a expressão “fértil” refere-se ao material que produz um nuclídeo físsil após captura de nêutron, sendo que a expressão “físsil” se refere ao material cuja captura de nêutron é seguida de fissão nuclear.

José Ribeiro da Costa. *Curso de introdução ao estudo dos ciclos de combustível*, 1972. Adaptado.

Assim, o nuclídeo Th-232 é considerado fértil, pois produz nuclídeo físsil, pela sequência de reações nucleares:



O nuclídeo físsil formado nessa sequência de reações é o

Dados: Th (Z = 90); Pa (Z = 91); U (Z = 92)

- a) ^{234}U .
- b) ^{233}Pu .
- c) ^{234}Pa .
- d) ^{233}U .
- e) ^{234}Pu .

20. Enem

C7-H24

A técnica do carbono-14 permite a datação de fósseis pela medição dos valores de emissão beta desse isótopo presente no fóssil. Para um ser em vida, o máximo são 15 emissões beta/min · g. Após a morte, a quantidade de ^{14}C se reduz pela metade a cada 5 730 anos.

Disponível em: <<http://www.noticias.terra.com.br>>. Acesso em: nov. 2013. Adaptado.

Considere que um fragmento fóssil de massa igual a 30 g foi encontrado em um sítio arqueológico, e a medição de radiação apresentou 6 750 emissões beta por hora. A idade desse fóssil, em anos, é

- a) 450
- b) 1 433
- c) 11 460
- d) 17 190
- e) 27 000

MATERIAL DE ESTUDO
SISTEMA DE ENSINO

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

QUÍMICA 3

CIÊNCIAS DA NATUREZA E SUAS TECNOLOGIAS

ISOMERIA ESPACIAL - ÓPTICA: REGRA DE VAN'T HOFF E LE BEL E REAÇÕES ORGÂNICAS I - ADIÇÃO

- Regra de Van't Hoff e Le Bel
- Isomeria óptica em compostos cíclicos
- Reações orgânicas
- Hidrogenação
- Halogenação
- Adição HX
- Hidratação

HABILIDADES

- Classificar substâncias como isômeras, dadas suas nomenclaturas ou fórmulas estruturais.
- Identificar a quantidade de isômeros ópticos em uma molécula.
- Diferenciar os tipos de isômeros ópticos presentes em uma molécula.
- Saber determinar o número de misturas racêmicas.
- Compreender o conceito de isômero meso.
- Reconhecer o que é uma reação de adição.
- Equacionar reações de hidrogenação, halogenação, adição de HX, hidratação.
- Aplicar a regra de Markovnikov.
- Identificar as reações nas quais, em condições muito específicas, a adição de brometos de hidrogênio ocorrerá de maneira inversa à regra de Markovnikov (reação de Kharash).
- Perceber a tautomeria na adição de alcinos.

Regra de Van't Hoff e Le Bel

Quando uma molécula tem vários átomos de carbono assimétricos diferentes, calcula-se o número de enantiômeros ativos pela regra de Van't Hoff e Le Bel:

Isômeros ópticos ativos (IOA) = 2^n , sendo n = número de carbonos assimétricos diferentes na molécula.

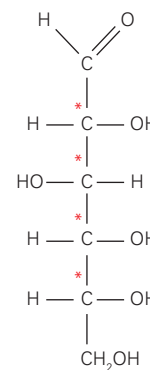
Isômeros ópticos inativos (IOI), ou mistura racêmica, ou racemato, é sempre a metade do número de isômeros ópticos ativos, ou seja, $\frac{2^n}{2} = 2^{n-1}$.

Observação

As constantes físicas (TF, TE, densidade, solubilidade etc.) dos enantiômeros são iguais; elas diferem apenas por girarem o plano da luz polarizada em sentidos opostos. Entretanto, a mistura racêmica tem todas as constantes físicas diferentes das dos dois enantiômeros. As propriedades químicas dos enantiômeros e do racêmico são idênticas, porém as propriedades fisiológicas (efeitos fisiológicos) são diferentes.

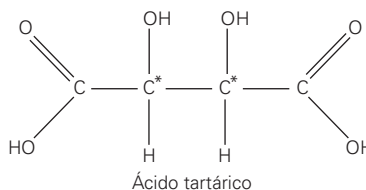
Exemplo: molécula de glicose, $C_6H_{12}O_6$

Como essa molécula possui quatro átomos de carbono assimétricos diferentes, o número de IOA é: $2^4 = 16$, sendo oito dextrogiros e oito levogiros. Já o número da mistura racêmica é: $2^{n-1} = 2^{4-1} = 2^3 = 8$, pois corresponde à metade dos isômeros ópticos ativos.



Moléculas com carbonos assimétricos iguais

Observe a fórmula estrutural do ácido tartárico.

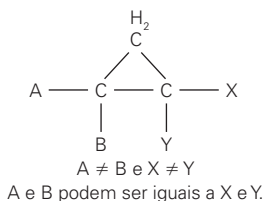


Os carbonos de números 2 e 3 são quirais, porém iguais.

Toda fórmula que apresentar dois carbonos assimétricos iguais é responsável por quatro possibilidades, sendo duas substâncias opticamente ativas (**d** e **l**), uma substância opticamente inativa por compensação interna (**meso**) e uma mistura racêmica.

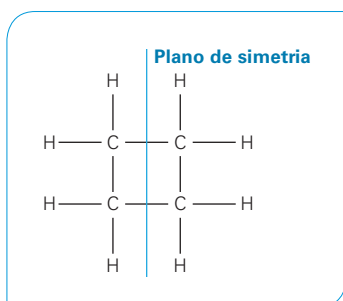
ISOMERIA ÓPTICA EM COMPOSTOS CÍCLICOS

Moléculas que apresentam cadeia cíclica e ligantes diferentes em, pelo menos, dois carbonos do ciclo podem ser assimétricas e, assim, conferir atividade óptica aos respectivos compostos.



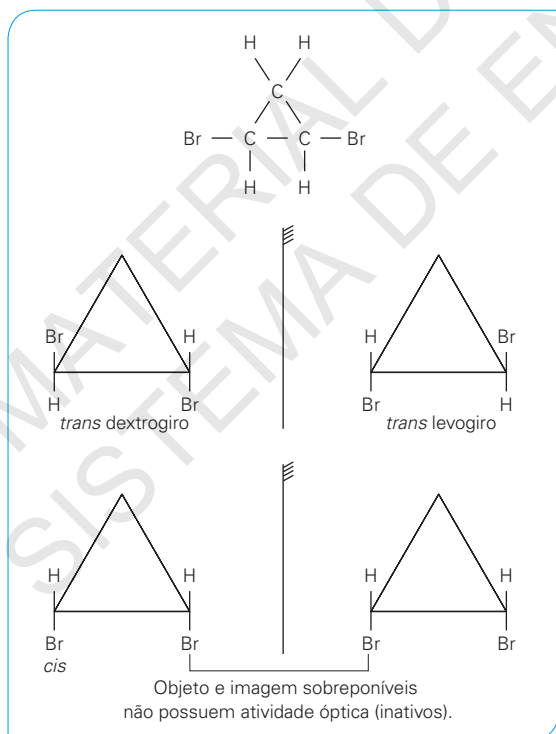
Condições para ocorrer isomeria óptica em compostos cíclicos:

1. O ciclo não pode apresentar plano de simetria.



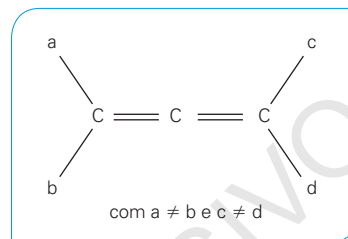
2. Cada carbono deve possuir ligantes diferentes fora do ciclo.
3. A análise do ciclo no sentido horário precisa ser diferente daquela feita no sentido anti-horário. Quando acontece de dois carbonos do anel possuírem ligantes iguais entre si, somente a forma *trans* apresenta assimetria.

Exemplo

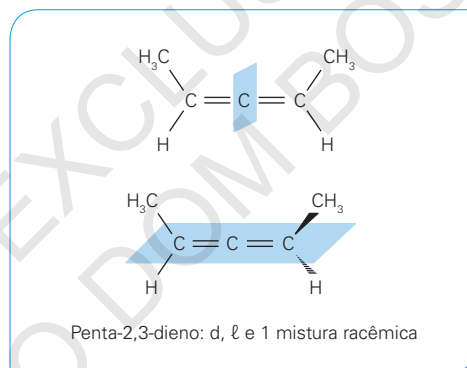


Assimetria em compostos alênicos

Compostos com duplas-ligações acumuladas também apresentam isomeria óptica. A condição necessária é:



Exemplo

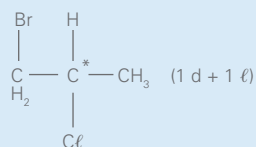
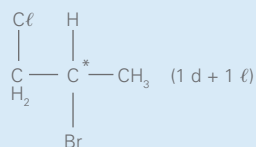
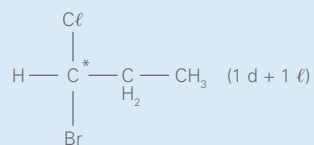


EXERCÍCIO RESOLVIDO

1. UPF-RS – O número máximo de isômeros ópticos que podem ser representados pela fórmula molecular C_3H_6BrCl é

- a) 2
- b) 3
- c) 4
- d) 5
- e) 6

Resolução



Tipos de reação orgânica

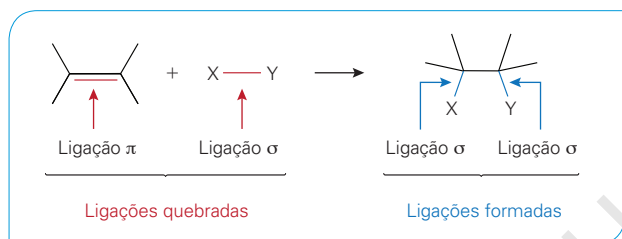
Grande parte dos compostos orgânicos (compostos moleculares) apresenta moléculas não polares ou de baixa polaridade. Essa característica é determinante na ocorrência das reações químicas entre eles.

As reações podem ser classificadas como: de adição, de eliminação e de substituição.

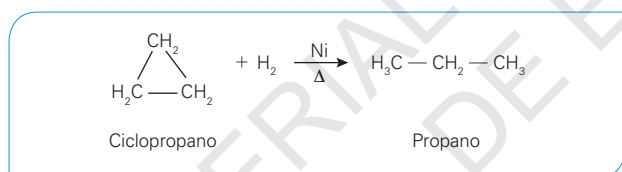
Reações de adição, síntese ou composição

É chamada de reação de adição a transformação química que acontece em duas ou mais moléculas, originando uma única molécula.

A característica da reação de adição é a quebra da ligação mais fraca (ligação pi) em alquenos, alcinos e dienos. Essa reação é caracterizada por **adição eletrofílica** (eletrofílica = com afinidade por elétrons).



Já em cicloalcanos de três, quatro e cinco carbonos, ocorre a quebra de anel pelo rompimento da ligação sigma, em razão da instabilidade do anel, originando-se compostos de cadeia aberta.

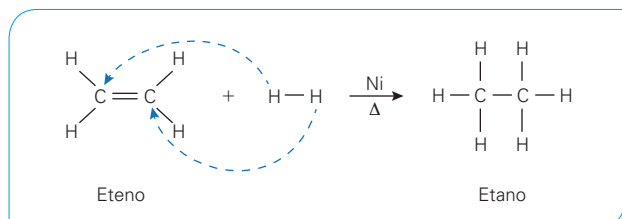


ADIÇÃO EM ALCENOS

Esse tipo de adição também é chamado de **reação de Sabatier-Senderens**.

Hidrogenação catalítica (H₂)

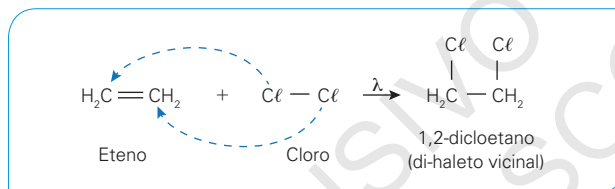
Essa reação ocorre na presença de um catalisador metálico, que pode ser níquel (Ni), platina (Pt) ou paládio (Pd), para a formação de alcanos.



A reação ocorre na proporção de 1 mol de alceno para 1 mol de H₂ e produz 1 mol de alceno.

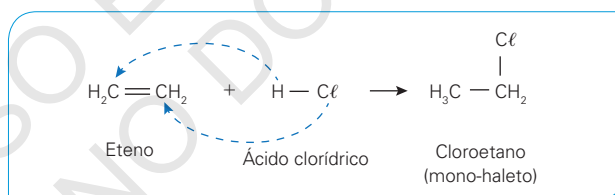
Halogenação (X₂ = F₂, Cl₂, Br₂ e I₂)

É a reação entre alcenos e halogênios para a formação de um di-haleto vicinal (átomos de halogênio ligados a carbonos vizinhos). Nela, podem ser empregados Cl₂, Br₂ e I₂, nesta ordem de reatividade: Cl₂ > Br₂ > I₂. Essa reação é ativada na presença de luz (λ).

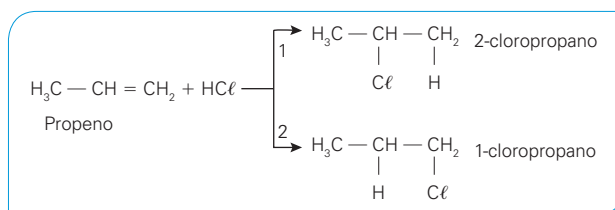


Halogenidretos (HX = HCl, HBr e HI)

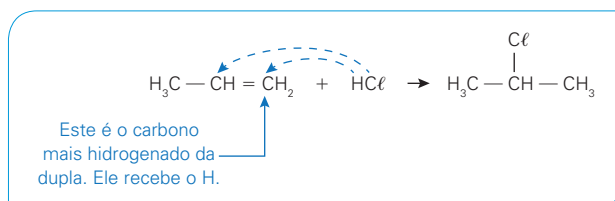
Para moléculas simétricas, como o eteno, a adição de um haleto de hidrogênio forma somente um mono-haleto como produto. Ordem de reatividade dos halogenidretos: HI > HBr > HCl.



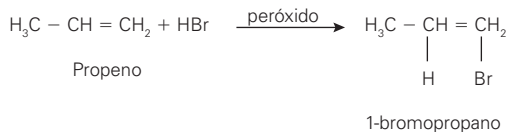
No entanto, quando consideramos alcenos assimétricos, temos teoricamente a possibilidade de formação de dois produtos.



O que ocorre, na prática, é quase uma total formação de 2-cloropropano. Esse fato é explicado pela **regra de Markovnikov**, que diz que o hidrogênio do HX é adicionado ao carbono mais hidrogenado da insaturação.

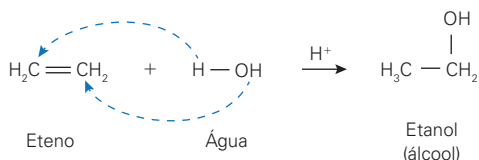


No entanto, a adição de HBr na presença de peróxido ocorre de maneira contrária à regra de Markovnikov, ou seja, o hidrogênio é adicionado ao carbono menos hidrogenado da insaturação. Essa reação é conhecida como **reação de Kharasch** ou anti-Markovnikov.



Hidratação (adição de água)

A adição de água a alcenos na presença de catalisador e de ácidos ocorre de acordo com a regra de Markovnikov. Contudo, a reação requer catálise ácida (H^+). Esse método permite obter álcoois por meio de alcenos.



ADIÇÃO EM ALCINOS

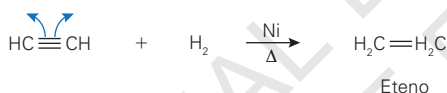
Os alcinos são mais reativos que os alcenos, e pode ocorrer a quebra de um ou dois pares eletrônicos da ligação tripla.

Hidrogenação catalítica (H_2)

Essa reação pode ocorrer de maneira parcial, com a formação de alcenos, ou de maneira total, formando-se alcanos.

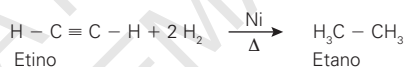
Hidrogenação parcial

1 mol de etino e 1 mol de hidrogênio (H_2) produzem 1 mol de eteno.



Hidrogenação total

1 mol de etino e 2 mols de hidrogênio (H_2) produzem 1 mol de etano.

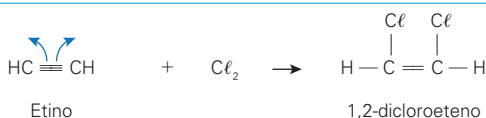


Halogenação ($\text{X}_2 = \text{F}_2, \text{Cl}_2, \text{Br}_2$ e I_2)

É a reação entre alcinos e halogênios, podendo ocorrer de forma parcial ou total, ou seja, ela segue os moldes da hidrogenação.

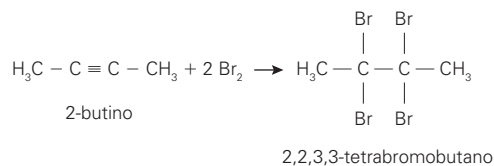
Halogenação parcial

1 mol de etino e 1 mol de cloro (Cl_2) produzem 1 mol de 1,2-dicloroeteno.



Halogenação total

1 mol de 2-butino e 2 mols de bromo (Br_2) produzem 1 mol de 2,2,3,3-tetrabromobutano.

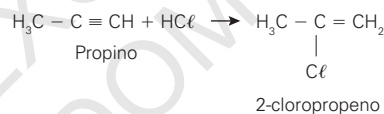


Halogenidretos ($\text{HX} = \text{HCl}, \text{HBr}$ e HI)

Essa reação também ocorre de forma parcial ou total. É importante perceber que a regra de Markovnikov direciona as reações.

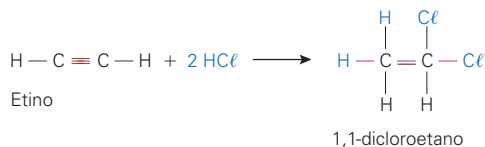
Adição parcial

1 mol de propino e 1 mol de ácido clorídrico produzem 1 mol de 2-cloropropano.



Adição total

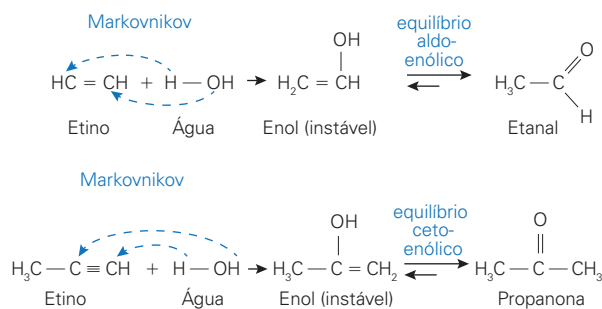
1 mol de etino e 2 mols de ácido clorídrico produzem 1 mol de 2,2-dicloroetano.



Observe que o di-haleto gêmeo contém os dois átomos de halogênio ligados ao mesmo carbono.

Hidratação (adição de água)

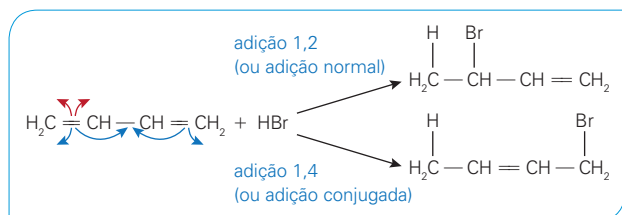
Nesse tipo de reação, há formação de enol, que se tautomeriza, e estabelece-se um equilíbrio aldoenólico (para o etino) ou cetoenólico (para outros alcinos).



ADIÇÃO EM DIENOS

Os dienos (ou alcadienos) acumulados (com ligações duplas vizinhas) e isolados (com duplas separadas por mais de uma ligação) reagem de maneira semelhante aos alcenos.

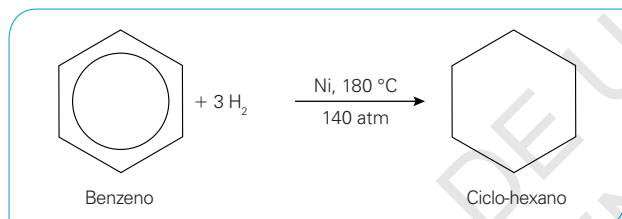
Já os alcadienos conjugados (com duplas separadas por apenas uma ligação) fazem um tipo especial de reação de adição: a reação de **adição 1,4**, importante na fabricação de borrachas.



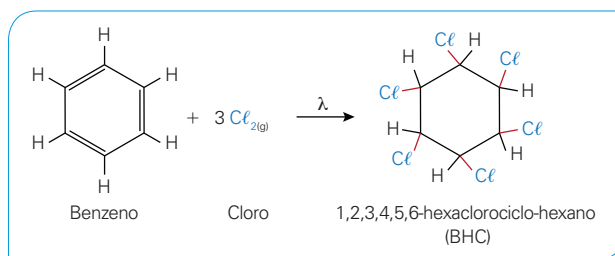
ADIÇÃO EM AROMÁTICOS

Os aromáticos geralmente fazem reação de substituição (hidrogenação e cloração), em razão da ressonância do anel aromático, no entanto, em condições energéticas ou especiais, podem fazer reações de adição.

Hidrogenação total do benzeno



Cloração total do benzeno



Observação

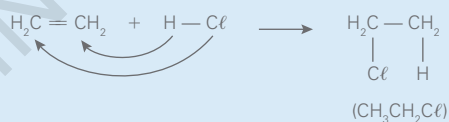
O BHC ou 1,2,3,4,5,6-hexaclorociclo-hexano é um poderoso inseticida cujo uso é proibido atualmente na agricultura, por causa de seu alto grau de toxicidade.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

2. Unifor-CE – Os alcenos sofrem reação de adição. Considere a reação do eteno com o ácido clorídrico (HCl) e assinale a alternativa que corresponde ao produto formado.

- a) CH_3CH_3
- b) $\text{ClCH}_2\text{CH}_2\text{Cl}$
- c) ClCHCHCl
- d) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$
- e) $\text{CH}_2\text{ClCH}_2\text{Cl}$

Resolução



ROTEIRO DE AULA

ISOMERIA ÓPTICA

Molécula assimétrica
com n carbonos
assimétricos diferentes

$$IOA = 2^n$$

$$IOI = 2^{n-1}$$

Molécula assimétrica
com carbonos
assimétricos iguais

Isômero meso

Compostos cíclicos

Em dienos

Condições:

1. O ciclo não pode apresentar plano de simetria.
2. Cada carbono deve possuir ligantes diferentes fora do ciclo.
3. A análise do ciclo no sentido do horário precisa ser diferente daquela feita no sentido anti-horário.

Condição:
os radicais
do mesmo
carbono
devem ser
diferentes
entre si.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

ROTEIRO DE AULA

REAÇÕES DE ADIÇÃO

Alcenos

Hidrogenação catalítica

Exemplo _____

Halogenação

Exemplo _____

Adição HX

Exemplo _____

Hidratação

Exemplo _____

Regra de Markovnikov

Exemplo _____

Regra anti-Markovnikov

Exemplo _____

Alcinos

Hidrogenação catalítica

Exemplo _____

Halogenação

Exemplo _____

Adição HX

Exemplo _____

Hidratação

Exemplo _____

Dienos

Adição 1,4

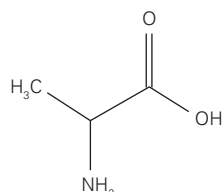
Exemplo _____

Aromáticos

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

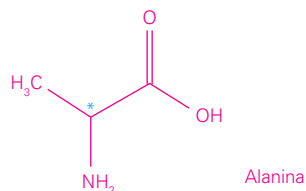
EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. **Unifor-CE** – A alanina (ácido 2-aminopropanoico) é um aminoácido que faz parte da estrutura das proteínas. Em relação à ocorrência de estereoisomeria, pode-se afirmar que a alanina apresenta um número de estereoisômeros igual a

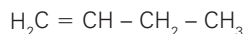


- a) 0 c) 4 e) 8
b) 2 d) 6

A alanina apresenta um carbono assimétrico (*), logo possui dois estereoisômeros opticamente ativos (um dextrógiro e um levógiro).
 IOA = $2^n = 2^1 = 2$

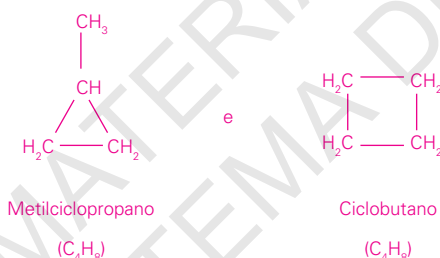


2. **Famerp-SP** – Considere a fórmula estrutural do but-1-eno.

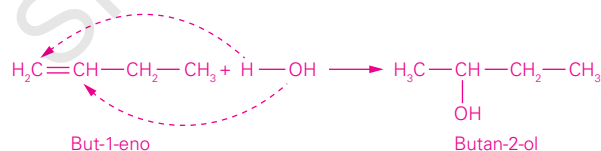


- a) Escreva as fórmulas estruturais dos dois isômeros de cadeia cíclica do but-1-eno.
 b) Considerando a regra de Markovnikov, escreva a equação química da reação de adição de água ao but-1-eno e dê o nome da função orgânica à qual pertence o produto dessa reação.

a) Fórmulas estruturais dos dois isômeros de cadeia cíclica do but-1-eno (a diferença está na classificação das cadeias: uma é ramificada, e a outra não é):



b) Regra de Markovnikov: em uma adição, o hidrogênio “entra” no carbono insaturado mais hidrogenado da cadeia.

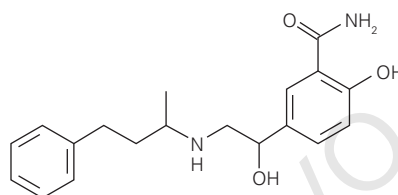


Nome da função orgânica à qual pertence o produto dessa reação: álcool.

3. UFPA

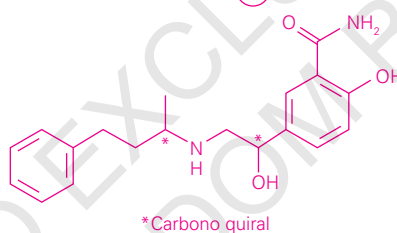
C7-H24

O anti-hipertensivo labetalol, de fórmula estrutural plana dada a seguir, é exemplo de um fármaco que apresenta vantagens ao ser administrado como racemato.



Como, no processo de síntese, todos os estereoisômeros são produzidos, o número de estereoisômeros na mistura será

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



Número de carbonos quirais: 2

Total de isômeros na mistura: $2^n = 2^2 = 4$

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.

4. UERN

Se a reação de Sabatier-Senderens fosse transformar um alceno num alceno, não teria importância prática. O processo seria antieconômico. No entanto, a ideia geral dessa reação é importantíssima: consiste em adicionar hidrogênio...

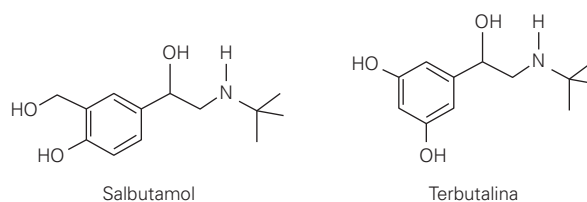
FELTRE, Ricardo. *Química orgânica*. São Paulo: Moderna. v. 3.

Com base no trecho anterior, é correto afirmar que a reação transforma

- a) nitrilas em amidas.
 b) ácido carboxílico em aldeído.
 c) ácidos carboxílicos em álcoois.
d) compostos aromáticos em cíclicos saturados.

A reação transforma compostos aromáticos em cíclicos saturados por meio da adição de átomos de hidrogênio.

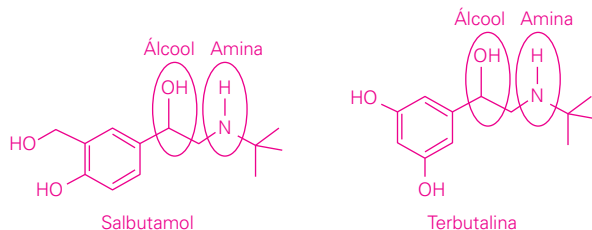
5. **UERJ** – Dois anabolizantes comumente encontrados em casos de *doping* em atletas são o salbutamol e a terbutalina. Ao comparar suas fórmulas estruturais, identificam-se funções orgânicas comuns a ambas as moléculas. Observe:



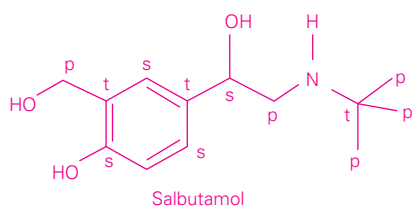
Considere os grupamentos funcionais que estabelecem ligação direta com os carbonos alifáticos em cada molécula. Nomeie suas funções correspondentes.

Em seguida, indique o número de átomos de carbono terciário presentes no salbutamol e calcule o número de isômeros ópticos ativos da terbutalina.

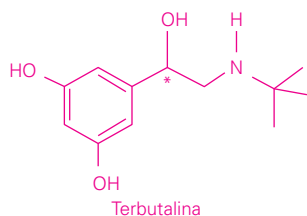
Funções orgânicas correspondentes (ligação direta com os carbonos alifáticos em cada molécula): álcool e amina.



Número de átomos de carbono terciário presentes no salbutamol: 3



IOA da terbutalina (1 carbono quiral): $2^n = 2^1 = 2$



EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. PUC-PR – Leia as informações a seguir.

A isomeria espacial é extremamente relevante na área farmacêutica. Quando um medicamento é prescrito e ingerido, as moléculas que estão presentes na sua composição interagem com receptores no organismo. Esses compostos orgânicos podem estar na forma de isômeros. Cada isômero, por apresentar um arranjo espacial diferente dos átomos, pode acabar influenciando diretamente na absorção e atividade do medicamento. Em algumas situações, os isômeros, por apresentarem diferentes arranjos espaciais, podem apresentar também comportamentos e funções bastante distintas. Nesse caso, é possível que um isômero tenha uma ação benéfica, enquanto outro cause danos à saúde.

A seguir, são relacionados alguns compostos orgânicos, o número de isômeros opticamente ativos e inativos, as misturas racêmicas e as ocorrências de isômero meso, caso existam. Assinale a alternativa que traz corretamente essa relação.

- a) O 2-metilbutanal apresenta dois isômeros ópticos ativos, um dextrógiro e outro levógiro, uma mistura racêmica e um isômero meso.
- b) O 3-cloro-2-metilpentano apresenta dois isômeros ópticos ativos, um dextrógiro e um levógiro, não forma mistura racêmica e nem isômero meso.

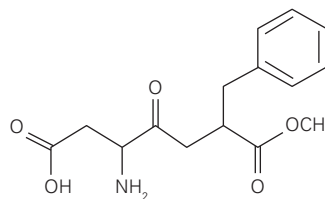
6. **Facisa-MG** – A reação de Diels-Alder é conhecida como uma reação de adição 1,4. Qual das alternativas a seguir apresenta a explicação para a reação ser de adição 1,4?

- a) Adição do carbono 1 de uma cadeia carbônica no carbono 4 de outra.
- b) Reação entre o carbono 1 e o carbono 4 da cadeia carbônica.
- c) Adição nos carbonos 1 e 4 da cadeia carbônica.
- d) Adição de elétrons entre os átomos 1 e 2 da cadeia carbônica.
- e) Reação entre o carbono da posição 1 da cadeia principal e o quarto átomo da cadeia ramificada.

Uma reação de adição 1,4 é caracterizada pela adição dos substituintes no carbono 1 e no carbono 4 da cadeia carbônica principal.

- c) O ácido 2,3,4-tricloropentanoico forma quatro isômeros ópticos ativos, sendo dois dextrógiros e dois levógiros, também forma duas misturas racêmicas diferentes e não apresenta isômero meso.
- d) O 2,5-dicloro-hexano apresenta quatro isômeros ópticos ativos, sendo dois dextrógiros e dois levógiros, e não forma mistura racêmica.
- e) O 2,3-dimetilbutanodial apresenta três isômeros ópticos, um dextrógiro, um levógiro e um meso inativo, podendo formar uma mistura racêmica.

8. **PUC-RJ (adaptado)** – Substâncias que possuem isomeria óptica apresentam a mesma fórmula molecular, contudo diferem entre si no arranjo espacial dos átomos.



De acordo com a estrutura representada, é possível prever que essa substância possui, no máximo, quantos isômeros ópticos?

ESTUDO PARA O ENEM

18. PUCCamp-SP

C7-H24

A margarina é produzida a partir de óleo vegetal, por meio da hidrogenação. Esse processo é uma reação de _____ I _____ na qual uma cadeia carbônica _____ II _____ se transforma em outra _____ III _____ saturada.

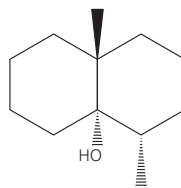
As lacunas I, II e III são corretas e respectivamente substituídas por

- a) adição – insaturada – menos.
- b) adição – saturada – mais.
- c) adição – insaturada – mais.
- d) substituição – saturada – menos.
- e) substituição – saturada – mais.

19. Unioeste-PR

C7-H24

O cheiro de “terra molhada” que sentimos logo após uma chuva deve-se à presença de uma substância conhecida como geosmina, cuja estrutura é mostrada a seguir. Essa substância é liberada na atmosfera por bactérias que vivem no solo conhecidas como actinomicetos. O olfato humano possui alta sensibilidade para geosmina, por isso consegue captar sua presença no meio na concentração de $5 \text{ ng} \cdot \text{L}^{-1}$.



De acordo com a estrutura da geosmina, representada ao lado quantos possíveis estereoisômeros essa molécula pode formar, teoricamente, tendo como base o número de carbonos assimétricos?

- a) 2
- b) 4
- c) 5
- d) 6
- e) 8

20. UFJF-MG

C7-H24

Um método clássico para a preparação de álcoois é a hidratação de alcenos catalisada por ácido. Nessa reação, o hidrogênio liga-se ao carbono mais hidrogenado, e o grupo hidroxila liga-se ao carbono menos hidrogenado (regra de Markovnikov). Sabendo-se que os álcoois formados na hidratação de dois alcenos são, respectivamente, 2-metil-2-hexanol e 1-etilciclopentanol, quais são os nomes dos alcenos correspondentes que lhes deram origem?

- a) 2-metil-2-hexeno e 2-etilciclopenteno
- b) 2-metil-2-hexeno e 1-etilciclopenteno
- c) 2-metil-3-hexeno e 1-etilciclopenteno
- d) 2-metil-1-hexeno e 2-etilciclopenteno
- e) 3-metil-2-hexeno e 2-etilciclopenteno

MATERIAL DE USO PROIBIDO
SISTEMA DE ENSINO

10

REAÇÕES ORGÂNICAS II - SUBSTITUIÇÃO E ELIMINAÇÃO

- Halogenação de alcanos e benzeno
- Nitração de alcanos e benzeno
- Sulfonação de alcanos e benzeno
- Alquilação e acilação de benzeno
- Grupos dirigentes
- Eliminação intramolecular e intermolecular
- Desidratação de álcoois
- Desidratação de ácido carboxílico
- Eliminação em haletos orgânicos
- Eliminação de halogênios

HABILIDADES

- Entender os diferentes tipos de reações de substituição que acontecem com os compostos orgânicos.
- Reconhecer os produtos majoritários formados pela substituição.
- Compreender as reações de Friedel-Crafts.
- Identificar quais são os produtos formados pelos grupos dirigentes em compostos derivados do benzeno.
- Entender as reações de eliminação em compostos orgânicos.
- Compreender que as reações de eliminação necessitam de condições específicas.
- Identificar o produto majoritário, entre os diferentes produtos formados, pela análise da estabilidade da molécula.
- Interpretar a regra de Saytzeff para a desidratação de álcoois.

Reações de substituição

As reações de substituição ocorrem com compostos saturados e aromáticos em condições favoráveis de solvente, temperatura, pressão, catalisador e luminosidade.

Nas reações de substituição, um grupo ligado ao carbono é retirado e um novo grupo é colocado em seu lugar.

As principais reações de substituição são: halogenação, nitração, sulfonação, alquilação e acilação, podendo acontecer com alcanos e aromáticos.

Substituição em alcanos

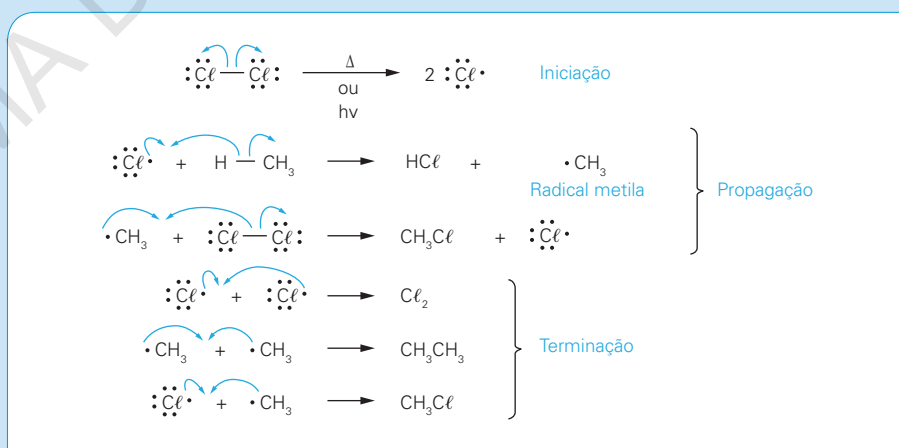
Os alcanos são considerados compostos não polares por causa da pouca diferença de eletronegatividade na ligação entre o carbono e o hidrogênio. Por essa razão, os alcanos são pouco reativos e, portanto, sofrem reações de substituição em condições energéticas. Por serem não polares, eles sofrerão cisão homolítica e a reação ocorrerá por meio de radicais livres.

HALOGENAÇÃO EM ALCANOS

Essa reação ocorre principalmente entre os halogênios Cl_2 e Br_2 , uma vez que as reações com F_2 são explosivas, em razão da alta reatividade do flúor, e as reações com I_2 são muito lentas. A obtenção de haletos de alquila pela halogenação dos alcanos ocorre na presença de luz ultravioleta ou de forte aquecimento ($300\text{ }^\circ\text{C}$).

Halogenação do metano

Mecanismo para a cloração do metano:



Se o reagente cloro estiver em excesso, pode haver a substituição de outros hidrogênios do metano e formar compostos dissustituídos, trissustituídos ou tetrassustituídos.

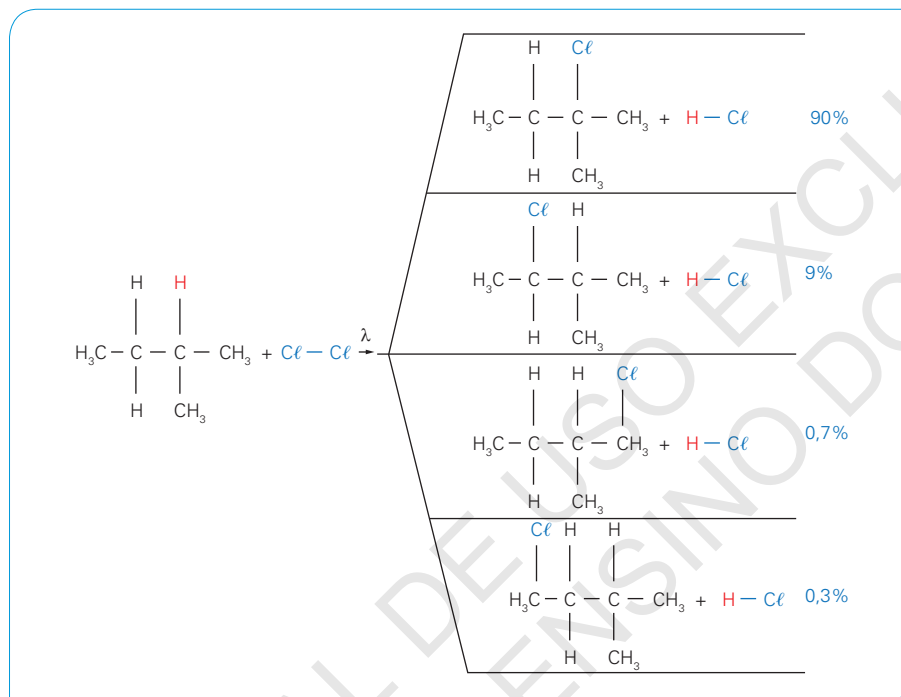
Halogenação em alcanos com mais de três carbonos

Em alcanos com mais de três carbonos, é obtida uma mistura de diferentes compostos monossustituídos. A porcentagem de cada composto obtido é proporcional à facilidade de saída do hidrogênio da molécula de alcano, resumida no quadro a seguir.

H ligado a carbono terciário > H ligado a carbono secundário > H ligado a carbono primário

Exemplo

Monocloração do metilbutano:

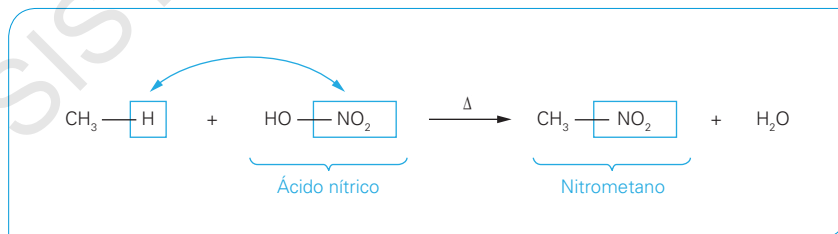


Observação

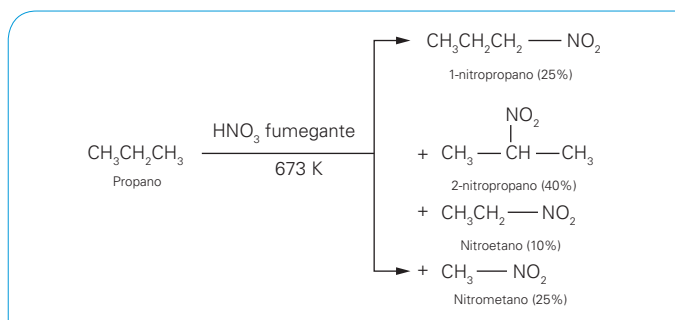
Normalmente, representa-se a reação química somente com o produto de maior quantidade.

NITRAÇÃO EM ALCANOS

É a reação que ocorre entre alcanos e ácido nítrico (HNO₃), concentrado e a quente, com o ácido sulfúrico como catalisador. Essa reação ocorre com a substituição de um ou mais átomos de hidrogênio do alcano por um ou mais grupos nitro (-NO₂).

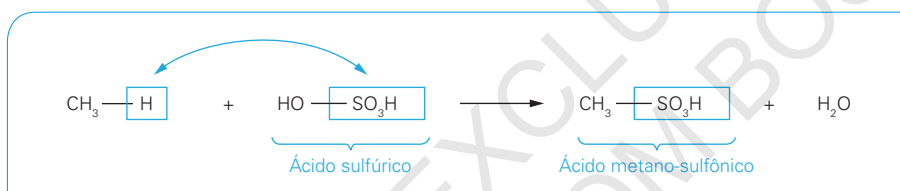


A nitração de alcanos com três ou mais carbonos ocorre da mesma forma que a halogenação, ou seja, a porcentagem de cada composto obtido é proporcional à facilidade de saída do hidrogênio da molécula de alcano.



SULFONAÇÃO EM ALCANOS

É a reação que ocorre entre alcanos e ácido sulfúrico (H_2SO_4), concentrado e a quente. Ela ocorre com a substituição de um ou mais átomos de hidrogênio do alcano por um ou mais grupos sulfônicos ($-\text{SO}_3\text{H}$).

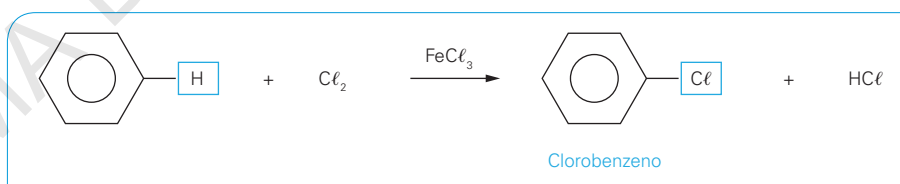


Substituição em aromáticos

O benzeno, por apresentar elétrons da ligação (π) deslocalizados, confere uma alta estabilidade química a esse anel aromático planar. A prova de que os elétrons (π) estão deslocalizados é que todos os hidrogênios do ciclo apresentam a mesma reatividade, não havendo locais de instabilidade no ciclo. Portanto, a tendência do benzeno é sofrer reações de substituição, já que ele só sofre reações de adição em condições energéticas específicas (alta pressão, alta temperatura, catalisadores e radiação UV).

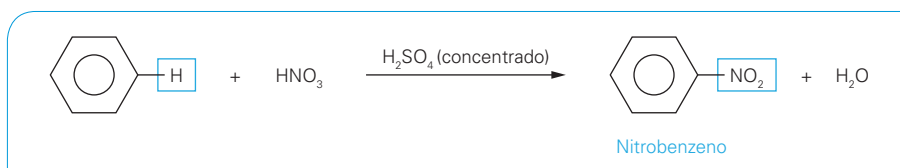
HALOGENAÇÃO NO BENZENO

Nessa reação, um dos átomos de halogênio retira um dos hidrogênios do ciclo, formando um HX (X = halogênio), e o outro átomo de halogênio liga-se ao anel benzênico. Para essa reação, é usado como catalisador um haleto de ferro III.



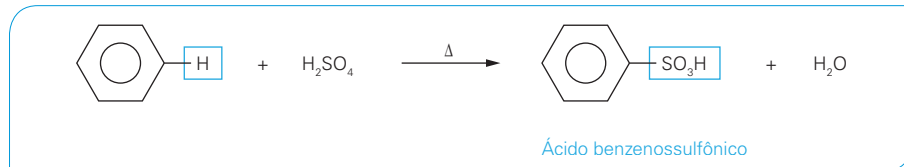
NITRAÇÃO NO BENZENO

Nessa reação, ocorre a substituição de um hidrogênio do anel aromático por um grupo nítro ($-\text{NO}_2$), na presença de uma mistura de ácido nítrico e sulfúrico concentrado a quente. O ácido sulfúrico faz o papel de catalisador da reação. Dessa forma, há a formação de nitrocompostos, os quais são utilizados na fabricação de explosivos.



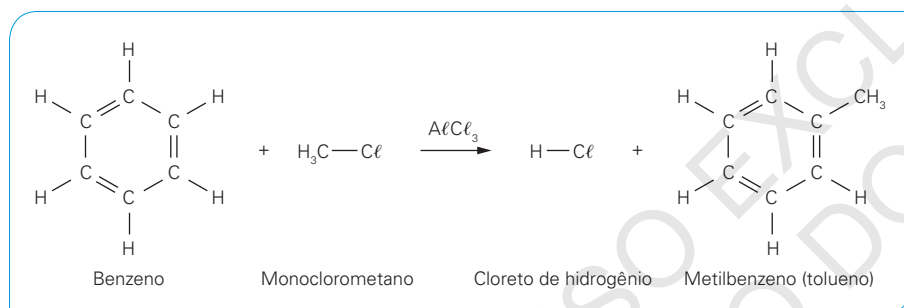
SULFONAÇÃO NO BENZENO

Nessa reação, ocorre a substituição de um hidrogênio do anel aromático por um grupo sulfônico ($-\text{SO}_3\text{H}$) ao reagir com ácido sulfúrico fumegante em ligeiro aquecimento.



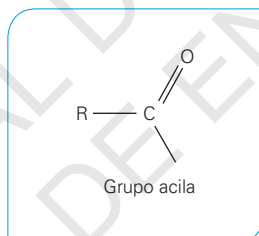
ALQUILAÇÃO NO BENZENO

Essa reação foi estudada pelos químicos Friedel e Crafts, em 1877, em que eles observaram que o benzeno reagia com halogenoalcanos pela substituição de um dos hidrogênios do anel aromático por um grupo alquila. Essa reação acontece na presença de catalisadores, como o cloreto de alumínio AlCl_3 .

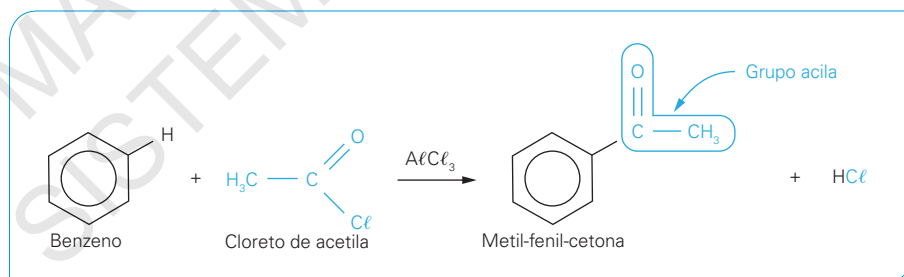


ACILAÇÃO NO BENZENO

Também foi uma reação estudada por Friedel e Crafts, onde acontece uma substituição eletrofílica do hidrogênio aromático por um grupo acila, conforme mostrado a seguir.



Essa reação acontece na presença de catalisadores, tais como o cloreto de alumínio (AlCl_3), formando cetonas ou aldeídos aromáticos.

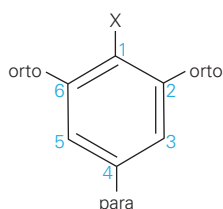


Substituição em derivados de benzeno

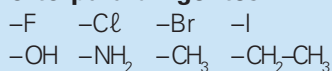
Derivados benzênicos sofrem reação de substituição orientada por átomos ou grupos de átomos que já estejam previamente ligados ao benzeno, recebendo o nome de **grupamento dirigente**. Essa orientação pode ocorrer de

duas maneiras: **grupamentos orto-para dirigentes** (grupamentos de primeira classe – ativantes) ou **grupamentos meta dirigentes** (grupamentos de segunda classe – desativantes).

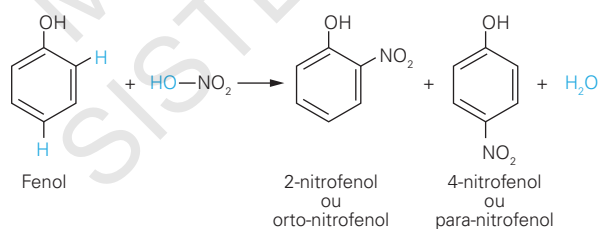
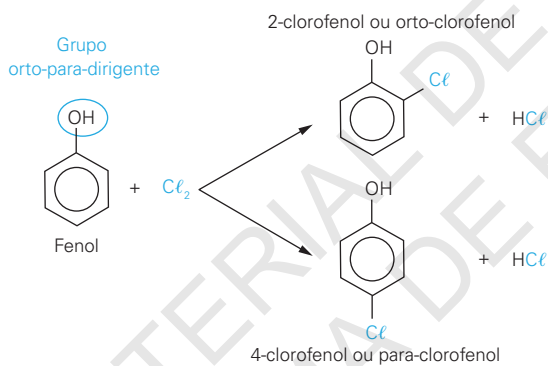
Grupamentos orto-para dirigentes ou **grupamentos de primeira classe** – ativantes: são grupamentos que orientam a substituição nas posições 2, 4 e 6 em relação a eles, ou seja, posições conhecidas como **orto** e **para**.



Exemplos de grupos orto-para-dirigentes

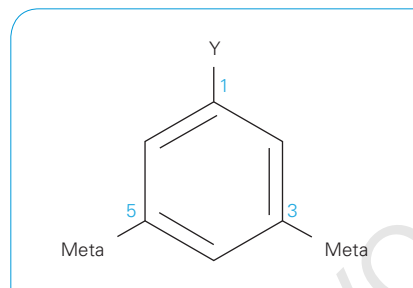


Exemplos

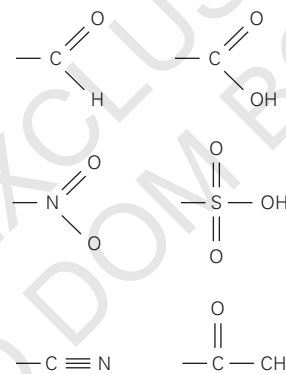


• **Grupamentos meta dirigentes** ou **grupamentos de segunda classe** – desativantes: são grupamentos que, ligados ao anel aromático, orientam a substituição exclusivamente para a posição **meta**,

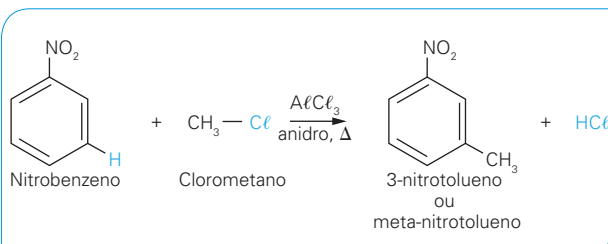
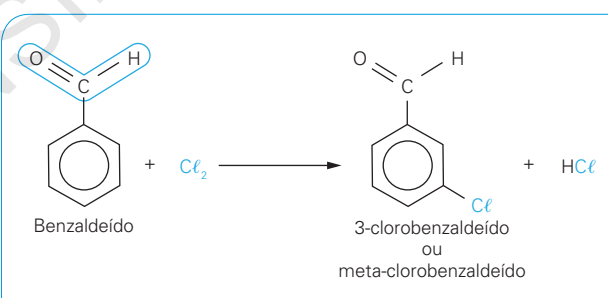
posição 3 em relação ao dirigente. Esses grupamentos são preferencialmente insaturados.



Exemplos de grupos meta-dirigentes



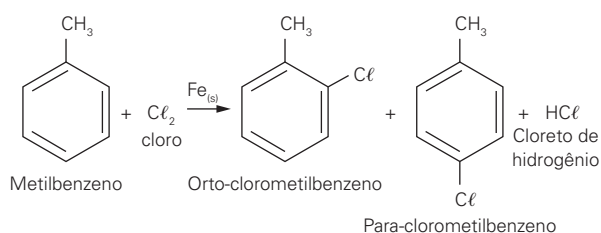
Exemplos



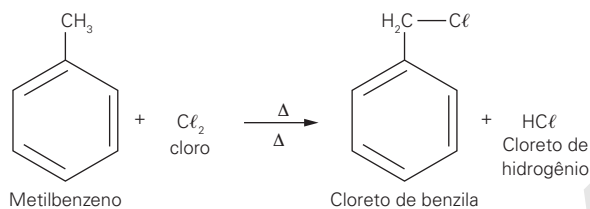
Substituição em homólogos do benzeno

Homólogos: diferem por um ou mais grupos CH₂.

No anel – a substituição acontece na ausência de luminosidade (escuro), na baixa temperatura (resfriamento) e na presença do catalisador Fe_(s).



No grupo alquila – a substituição acontece na presença de luminosidade, na alta temperatura e na ausência de catalisadores.

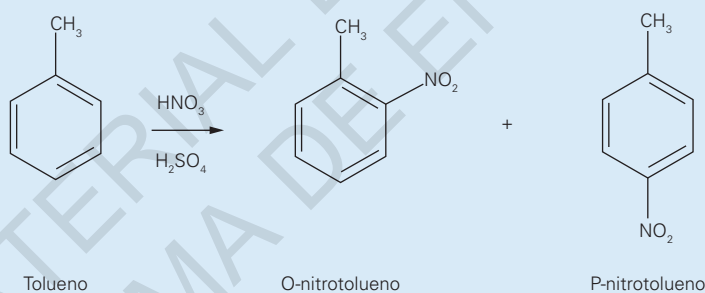


EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. UFS-SE – A mononitração do tolueno (metilbenzeno) produz, além de água,

- a) somente o-nitrotolueno.
- b) somente m-nitrotolueno.
- c) somente p-nitrotolueno.
- d) uma mistura de o-nitrotolueno e p-nitrotolueno.**
- e) uma mistura de o-nitrotolueno e m-nitrotolueno.

Resolução



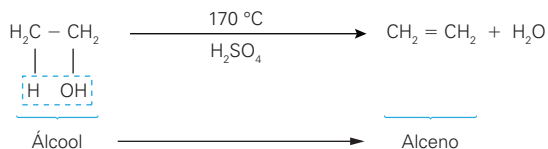
Reações de eliminação

As reações de eliminação podem ocorrer de duas maneiras diferentes: **intramolecular** (*intra* = dentro) e **intermolecular** (*inter* = entre, no meio). Os dois tipos de reação partem de um reagente orgânico para obter dois produtos: um orgânico (alceno ou alcino) e um inorgânico. As reações de eliminação são inversas às de adição.

ELIMINAÇÕES INTRAMOLECULARES

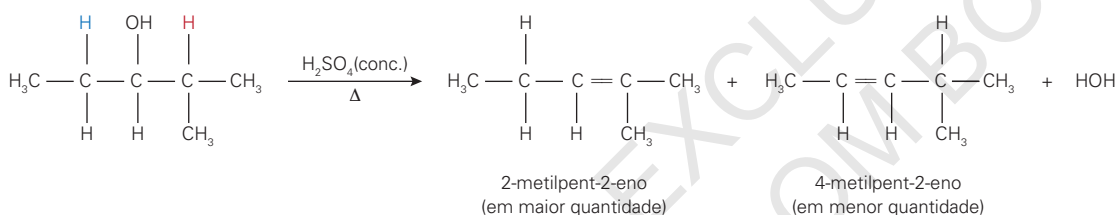
Desidratação de álcoois

A desidratação de um álcool dá origem a uma molécula de água e a um alceno. Essa reação ocorre na presença de um catalisador, geralmente ácido sulfúrico, e a uma temperatura de, pelo menos, 170 °C.



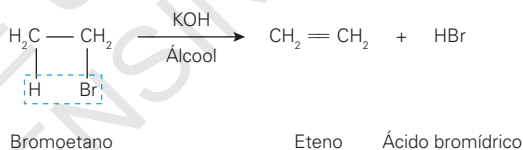
Quando a hidroxila se encontra no meio da cadeia carbônica, há a possibilidade de eliminação de diferentes hidrogênios. A quantidade de cada composto obtido depende do tipo de carbono em que o hidrogênio está ligado. Para saber qual é o produto majoritário da reação de eliminação, utiliza-se a **regra de Saytzeff**, a qual diz que o hidrogênio ligado ao carbono menos hidrogenado é retirado com maior facilidade. Assim, os hidrogênios ligados a carbonos terciários são eliminados mais facilmente, depois os de carbonos secundários e, por último, os de carbonos primários.

Exemplo

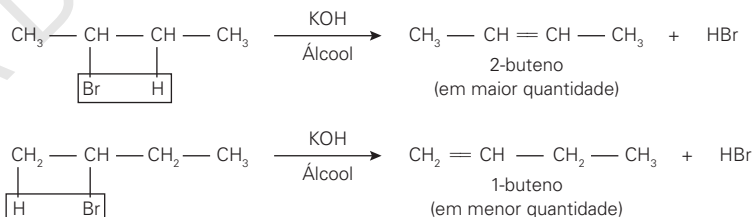


Eliminação de halogenidretos

Monoaletos sofrem eliminação de halogenidretos (HX) quando tratados com hidróxido de potássio em meio alcoólico, produzindo alcenos.

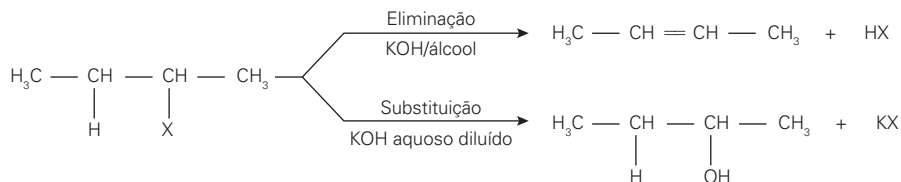


A eliminação em haletos de cadeias maiores ocorre mais facilmente com a saída de um hidrogênio do carbono menos hidrogenado.



Observação

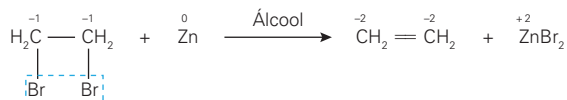
Na eliminação em haletos orgânicos, pode haver competição entre as reações de eliminação e substituição, conforme mostra o esquema a seguir.



Podemos concluir que a eliminação é favorecida em um meio alcoólico e na presença de uma base forte, enquanto a substituição é favorecida em um meio aquoso e na presença de uma base forte.

Eliminação de halogênio

Essa reação ocorre na presença de metais eletropositivos em meio alcoólico, eliminando halogênios, que são eletronegativos.

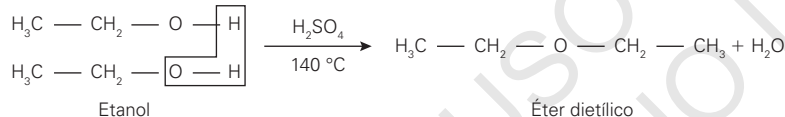


Os Nox dos carbonos diminuem de -1 para -2 , e o Nox do zinco aumenta de 0 para $+2$. É uma reação de oxidação-redução, em que o haleto é reduzido a alceno.

ELIMINAÇÕES INTERMOLECULARES

Desidratação de álcoois

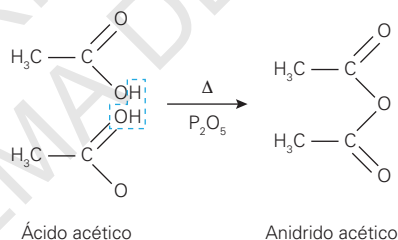
Essa reação processa-se a uma temperatura menor ($140\text{ }^\circ\text{C}$) do que a utilizada na desidratação intramolecular e ocorre na presença de ácidos fortes, com a consequente formação de um éter.



A desidratação intermolecular pode ocorrer com moléculas diferentes de álcoois e, portanto, pode haver a formação de uma mistura de éteres.

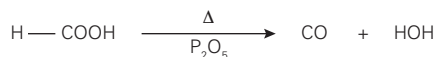
Desidratação de ácidos carboxílicos

Essa reação ocorre com a presença de agentes desidratantes (P_2O_5 , H_3PO_4) e aquecimento, formando anidridos de ácido carboxílico.



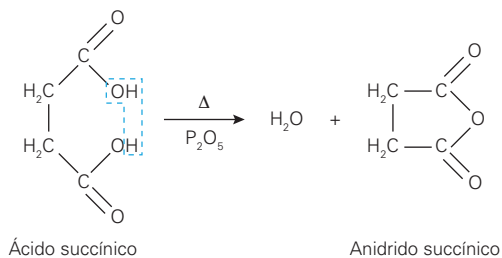
Observação

O ácido fórmico não sofre reação de desidratação intermolecular, e sim reação de decomposição, conforme esquema a seguir.

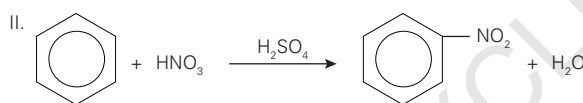


Observação

Os ácidos dicarboxílicos também podem sofrer reação de desidratação, formando anidridos cíclicos.

**EXERCÍCIO RESOLVIDO**

2. Cesgranrio-RJ – Considere as seguintes reações orgânicas.



Podemos classificá-las, respectivamente, como

- a) adição, substituição, eliminação.
- b) adição, eliminação, substituição.
- c) eliminação, adição, substituição.
- d) eliminação, substituição, adição.
- e) substituição, adição, eliminação.

Resolução

I. Reação de adição: dois reagentes deram origem a um produto apenas.

II. Reação de substituição: mais precisamente uma nitração, em que ocorreu a substituição de um hidrogênio do anel aromático por um grupo nitro.

III. Reação de eliminação intramolecular do 2-cloropropano.

ROTEIRO DE AULA

REAÇÕES DE
SUBSTITUIÇÃO

Alcanos

Halogenação (Cl_2 e Br_2)

Exemplo _____

Nitração (HNO_3)

Exemplo _____

Sulfonação (H_2SO_4)

Exemplo _____

Aromáticos

Halogenação (Cl_2 e Br_2)

Exemplo _____

Nitração (HNO_3)

Exemplo _____

Sulfonação (H_2SO_4)

Exemplo _____

Alquilação
(halogenoalcanos)

Exemplo _____

Ailação
(haletos de acila)

Exemplo _____

Derivados
do benzenoHalogenação
(Cl_2 e Br_2)

Exemplo _____

Orto-para dirigentes
(ativantes)

Exemplo _____

Meta dirigentes
(desativantes)

Exemplo _____

MATERIA DE USO EXCLUSIVO DO DOM BOSCO
SISTEMA DE ENSINO

ROTEIRO DE AULA

REAÇÕES DE ELIMINAÇÃO

Intermolecular

Desidratação de ácido carboxílico

Condição: P_2O_5 ou H_3PO_4 e aquecimento

Formação de anidridos de ácido carboxílico

Desidratação de álcoois

Condição: ácido e aquecimento a $140\text{ }^\circ\text{C}$

Formação de éter

Intramolecular

Eliminação de haletos

Condição: meio alcoólico na presença de base forte

Formação de alcenos

Desidratação de ácoois

Condição: ácido e aquecimento a $170\text{ }^\circ\text{C}$

Formação de alcenos

Eliminação de halogênios

Condição: metal em meio alcoólico

Formação de alcenos

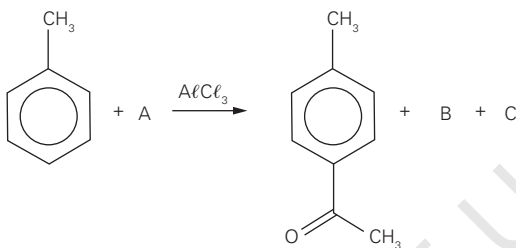
EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. **Cefet-MG** – Reações de substituição radicalar são muito importantes na prática e podem ser usadas para sintetizar haloalcanos a partir de alcanos, por meio da substituição de hidrogênios por halogênios. O alcano que, por monocloração, forma apenas um haloalcano é o

- a) propano.
b) ciclobutano.
 c) 2-metilpropano.
 d) 2,3-dimetilbutano.
 e) 1-metilciclopropano.

A questão pede o alcano que formará apenas um haloalcano. Nas reações de substituição em compostos com carbonos com quantidades diferentes de hidrogênio, irá ocorrer a formação de um produto principal e de produtos secundários. Somente o ciclobutano formará apenas um haloalcano, uma vez que todos os carbonos do composto possuem a mesma quantidade de hidrogênio e, portanto, todos os produtos formados por substituição serão iguais.

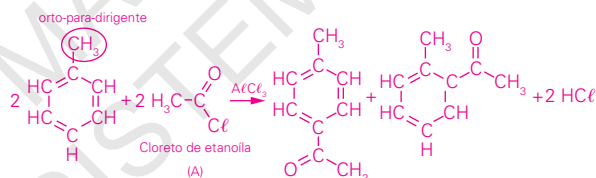
2. **UEM-PR** – Assinale o que for correto a respeito da reação a seguir.



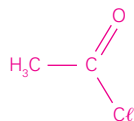
- 01)** O reagente **A** é o cloreto de etanoíla.
02) Um dos produtos (**B** ou **C**) é gerado por meio da substituição na posição **orto**.
04) O grupo $-\text{CH}_3$ ativa o anel doando densidade eletrônica e facilitando o ataque do nucleófilo ao anel aromático.
08) Um dos produtos (**B**) ou (**C**) é o C_6H_5 .
16) Se, em lugar do grupo $-\text{CH}_3$, o reagente contivesse o grupo $-\text{OCH}_3$, este tiraria densidade eletrônica do anel.

Dê a soma dos itens corretos.

03 (01 + 02)

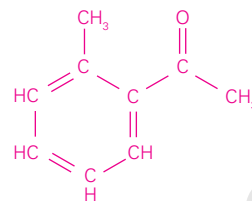


01. Correta.



Cloreto de etanoíla (A)

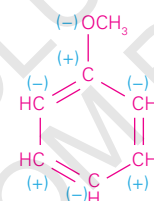
02. Correta.



04. Incorreta. O grupo $-\text{CH}_3$ facilita o ataque eletrofílico.

08. Incorreta. Um dos produtos (B) ou (C) é o HCl .

16. Incorreta. Se, em lugar do grupo $-\text{CH}_3$, o reagente contivesse o grupo $-\text{OCH}_3$, o ataque continuaria a ser eletrofílico nas posições orto e para.



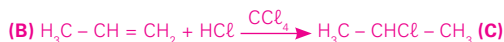
3. **UFPA**

C7-H24

Um composto A, de fórmula $\text{C}_3\text{H}_7\text{Cl}$, tratado com KOH alcoólico, forneceu um composto B. Quando B foi submetido a um tratamento com HCl em CCl_4 , formou-se um composto C, que é isômero de A. Os compostos A, B e C são, respectivamente,

- a) clorociclopropano, ciclopropano e 1-cloropropano.
 b) 2-cloropropano, ciclopropano e 1-cloropropano.
c) 1-cloropropano, propeno e 2-cloropropano.
 d) 1-cloropropano, ciclopropano e 2-cloropropano.
 e) 3-cloropropano, propeno e 2-cloropropano.

Temos a esta sequência de reações:



A e C são isômeros de posição (posição diferente do halogênio).

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 – Atente à seguinte reação química.

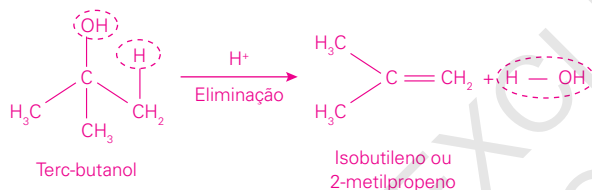


Considerando a reação química anterior, assinale a opção que completa corretamente as lacunas do seguinte enunciado.

O terc-butanol (reagente), quando aquecido na presença de um catalisador ¹_____, por meio de uma reação de ²_____, produz o isobutileno (produto), cujo nome pela IUPAC é ³_____.

- a) ¹básico; ²condensação; ³1,1-dimetileno
b) ¹ácido; ²eliminação; ³2-metilpropeno
 c) ¹ácido; ²desidratação; ³1,1-dimetileno
 d) ¹básico; ²desidratação; ³2-metilpropeno

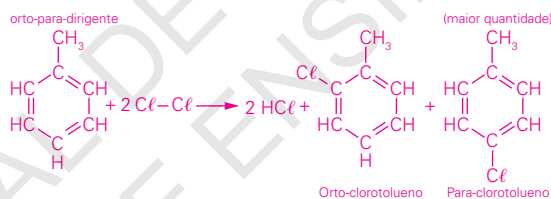
O terc-butanol (reagente), quando aquecido na presença de um catalisador ácido, por meio de uma reação de eliminação, produz o isobutileno (produto), cujo nome pela IUPAC é 2-metilpropeno.



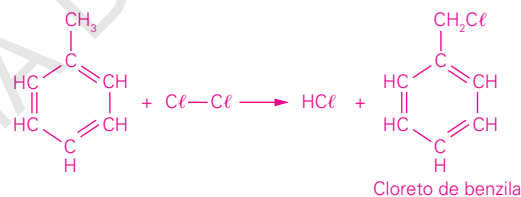
5. ITA-SP – Escreva a fórmula estrutural do produto majoritário formado na reação entre 0,1 mol de tolueno (metilbenzeno) e 0,1 mol de Cl_2 nas seguintes condições:

- a) Ausência de luz e presença de pequena quantidade de $\text{Fe}_{(s)}$.
 b) Presença de luz e ausência de $\text{Fe}_{(s)}$.

a) Na ausência de luz e na presença de pequena quantidade de $\text{Fe}_{(s)}$, o anel é atacado:

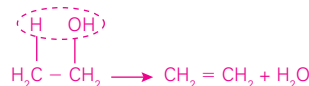


b) Na presença de luz e ausência de $\text{Fe}_{(s)}$, a cadeia lateral é atacada:



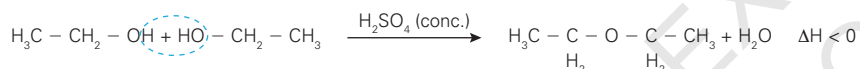
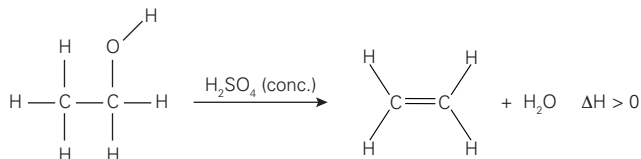
6. UCSal-BA – A desidratação intramolecular de um álcool produz um(a)

- a) éster.
 b) alcano.
 c) alceno.
 d) cetona.
 e) aldeído.



EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. Fac. Albert Einstein-SP – Os álcoois sofrem desidratação em meio de ácido sulfúrico concentrado. A desidratação pode ser intermolecular ou intramolecular, dependendo da temperatura. As reações de desidratação do etanol na presença de ácido sulfúrico concentrado podem ser representadas pelas seguintes equações.



Sobre a desidratação em ácido sulfúrico concentrado do propan-1-ol, foram feitas algumas afirmações.

- I. A desidratação intramolecular forma o propeno.
 II. Em ambas as desidratações, o ácido sulfúrico concentrado age como desidratante.
 III. A formação do éter é favorecida em temperaturas mais altas; já o alceno é formado, preferencialmente, em temperaturas mais baixas.

Estão corretas apenas as afirmações

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

8. Faceres-SP (adaptado) – O etanol, substância obtida da fermentação de açúcares, muito utilizado como combustível de motores de explosão, tem grande importância, principalmente nos grandes centros urbanos, pela diminuição do uso de combustíveis fósseis. Além de servir como combustível, o etanol, quando em condições adequadas, pode gerar hidrocarbonetos. Uma das formas de gerar esses produtos é tratar o etanol com ácido clorídrico concentrado, o qual sofre uma reação de substituição. Escreva a reação entre o etanol e o ácido clorídrico, indicando o nome do produto formado.

9. IFG-GO – A cloração de alcanos é um método sintético para a preparação de cloretos de alquila. Desconsiderando a isomeria óptica, o alcano de peso molecular 114 que apresenta quatro derivados monoclorados é o

- a) 2,2,4-trimetil-pentano. c) 2,3-dimetil-butano. e) 2-metil-pentano.
 b) 2,4-dimetil-pentano. d) 3-metil-hexano.

- c) I e II possuem cadeias carbônicas aromáticas.
 d) I possui cadeia aromática e II possui sp^2 em sua molécula.
 e) I possui três átomos de carbono sp^2 em sua molécula.

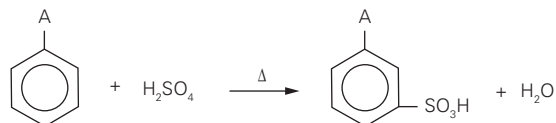
16. UFPE – Quando o 2-bromopentano sofre reação de eliminação, os produtos A e B, a seguir, podem ser formados.



Com base nessa informação, analise se as proposições a seguir são verdadeiras (V) ou falsas (F).

- () O produto B é o majoritário, de acordo com a regra de Saytzeff.
 () Os produtos A e B são *trans* e *cis*, respectivamente.
 () O composto de partida é um haleto orgânico que possui um centro assimétrico.
 () Os produtos A e B são isômeros de posição.
 () O subproduto dessa reação é o bromo (Br_2).

17. Facisa-MG (adaptado) – Da sulfonação de um certo derivado do benzeno equacionada a seguir por:



Pode-se afirmar:

- I. O grupo "A" é orto-para-dirigente.
 II. O grupo "A" é meta dirigente.
 III. Ocorre reação de adição.
 IV. Ocorre reação de substituição.

Estão corretas apenas as afirmativas

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

ESTUDO PARA O ENEM

18. FPP-SP

C7-H24

Os anidridos constituem uma importante classe de compostos orgânicos. Sua utilização se dá, por exemplo, na indústria química, na obtenção do acetato de vinila, assim como de corantes, e também na indústria farmacêutica, com o anidrido acético, sendo útil na produção da aspirina. Por causa de seu uso na síntese de heroína e drogas similares, pela diacetilação da morfina, o anidrido acético é listado como um "precursor" de substâncias entorpecentes, o que o faz ser controlado em inúmeros países, em especial os ligados ao antigo bloco soviético. Temos como exemplo o anidrido propanoico, o qual é um líquido, sem coloração, com odor penetrante; em contato com a água, afunda e mistura-se lentamente com ela. Deve ser manuseado com equipamentos de proteção individual, tais como luvas, botas, roupas de borracha butílica e máscara de respiração humana. Em contato com a pele, causará queimaduras e será prejudicial à saúde, se for ingerido.

Disponível em: <<http://sistemasinter.cetesb.sp.gov.br>> Adaptado.

Com base em seus conhecimentos prévios e nas reflexões que a leitura suscita, assinale a alternativa correta.

- a) A fórmula molecular do anidrido propanoico é dada por $C_6H_{13}O_4$.
 b) Uma pessoa, caso entre em contato com o anidrido propanoico, deverá remover as roupas e os sapatos contaminados, manter as pálpebras abertas, enxaguando com muita água, e provocar vômito.
 c) Para obter o anidrido etanoico propanoico, é necessário realizar uma desidratação intermolecular, na presença de agentes desidratantes, como ácido fosfórico, e aquecimento do ácido etanoico e ácido propanoico.
 d) O anidrido propanoico pode ser também denominado anidrido etil acético.

e) O anidrido acético provém da desidratação intramolecular do ácido acético.

19. Univag-MT

C7-H24

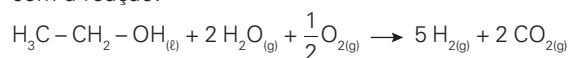
Atualmente, grande parte da produção industrial do ácido clorídrico provém de reações que ocorrem entre compostos orgânicos e cloro (Cl_2), gerando esse ácido como subproduto. Um exemplo é a cloração do benzeno, que é uma reação de

- a) esterificação.
 b) hidrólise.
 c) substituição.
 d) saponificação.
 e) adição.

20. FGV-SP

C7-H24

O sucesso da experiência brasileira do Pró-Álcool e do desenvolvimento da tecnologia de motores bicombustíveis é reconhecido mundialmente. Países europeus usam a experiência brasileira como base para projetos de implantação da tecnologia de veículos movidos a células a combustível que produzem energia usando hidrogênio. Como o H_2 não existe livre na natureza, ele pode ser obtido a partir do etanol, de acordo com a reação:



Entre as reações que podem ocorrer com o etanol, está a reação de eliminação intramolecular. Nela, o produto orgânico formado é

- a) um éter.
 b) um éster.
 c) um alceno.
 d) uma cetona.
 e) um ácido carboxílico.

11

REAÇÕES DE OXIDAÇÃO DE ALCÉNOS E DE ÁLCÓOIS E REAÇÕES DE REDUÇÃO

Reações de oxidação

Essas reações são caracterizadas pela transferência de elétrons e podem ser verificadas pela mudança do Nox do elemento no reagente e no produto. Quando há o envolvimento de substâncias orgânicas, é comum haver variação do Nox do carbono.

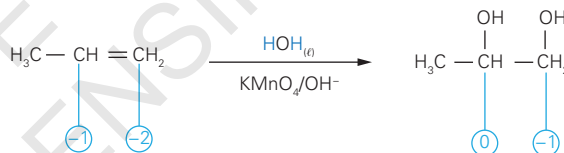
As reações de oxirredução nos compostos orgânicos são provocadas pelo oxigênio (oxidação) e pelo hidrogênio (redução). Neste módulo, estudaremos a oxidação dos alcenos.

OXIDAÇÃO BRANDA OU DI-HIDROXILAÇÃO DE ALCENO

A oxidação branda dos alcenos ocorre na presença de um agente oxidante, que, geralmente, é o **reagente de Baeyer** (solução aquosa diluída de KMnO_4 , em meio neutro ou levemente básico e a frio). Esse reagente é responsável por fornecer o agente oxidante ([O]) que provoca a oxidação do alceno.

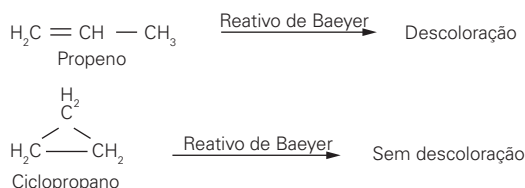


A oxidação branda dos alcenos resulta na formação de um diálcool ou diol.



Observação

Os alcenos e os ciclanos são isômeros de cadeia, e essa reação (com o reagente de Baeyer) serve para identificar somente os alcenos, já que apenas eles reagem pela presença da dupla-ligação. A reação do alceno com o reagente de Baeyer causa um descoloramento da solução do reagente, passando de castanha (cor inicial) a incolor (cor final).



OXIDAÇÃO ENÉRGICA

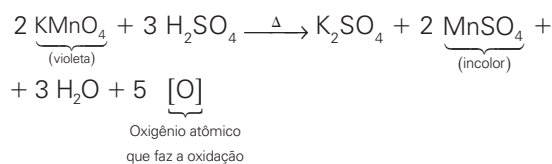
Para esse tipo de oxidação, utiliza-se como oxidante uma solução aquosa, concentrada, ácida e quente de permanganato de potássio (KMnO_4) ou dicromato de potássio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$). Essa solução libera uma quantidade muito grande de átomos de oxigênio atômico, [O], oxidando totalmente o alceno. Caso haja a formação

- Oxidação de alcenos
- Oxidação branda ou di-hidroxição de alcenos
- Oxidação enérgica de alcenos
- Ozonólise de alcenos
- Oxidação parcial de álcool primário
- Oxidação total de álcool primário
- Oxidação de álcool secundário
- Reações de redução de ácido carboxílico, aldeído e cetona

HABILIDADES

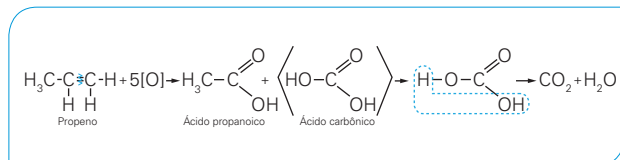
- Equacionar a oxidação branda, a ozonólise e a oxidação enérgica de um alceno.
- Deduzir a fórmula de um alceno, sabendo os produtos de sua oxidação branda, ozonólise ou oxidação enérgica.
- Interpretar a transformação química como resultante da quebra de ligações nos reagentes e na formação de novas ligações, que resulta nos produtos.
- Identificar códigos, símbolos, equações e expressões próprias da linguagem química.
- Conhecer os diferentes tipos de produtos formados em reações de oxidação com álcoois primários e secundários.
- Entender que os álcoois terciários não sofrem reações de oxidação.
- Compreender que as reações de redução são inversas às reações de oxidação.

de aldeídos na reação, estes também são oxidados a ácidos carboxílicos. A seguir, é mostrado o esquema de obtenção de oxigênio para essa reação.

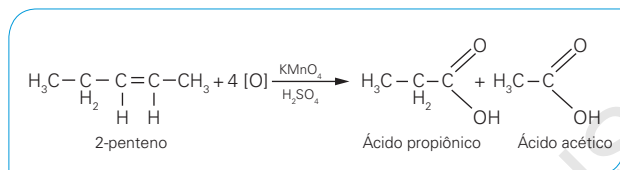


Exemplos

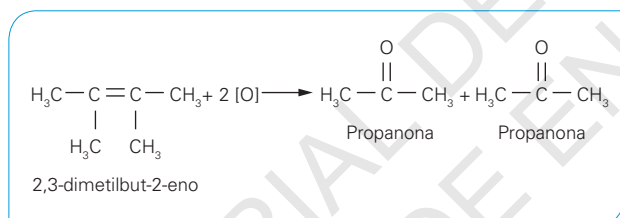
- Os carbonos da dupla-ligação são um primário e um secundário.



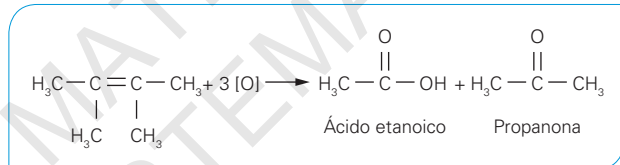
- Os dois carbonos da dupla-ligação são secundários. Há a formação de ácidos carboxílicos.



- Os dois carbonos da dupla-ligação são terciários. Há a formação de cetonas.



- Os carbonos da dupla-ligação são um secundário e um terciário.



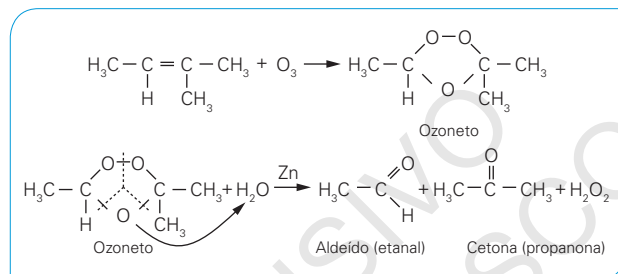
OZONÓLISE

É a reação de um alceno com o ozônio (O_3) na presença de água e catalisada pelo zinco metálico. Essa reação processa-se com a adição do ozônio à dupla-ligação, formando um intermediário, o ozoneto, o qual, posteriormente, sofre hidrólise, formando aldeído e cetona. O zinco, adicionado ao meio reacional, tem como finalidade destruir a H_2O_2 formada, impedindo a oxidação dos aldeí-

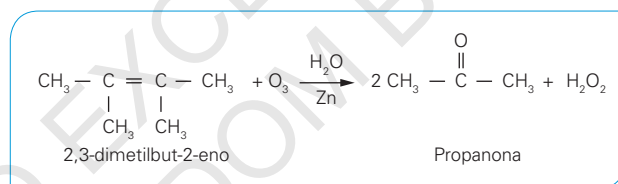
dos para ácidos carboxílicos. Os produtos obtidos dependem do tipo de carbono que participa da dupla-ligação.

Exemplos

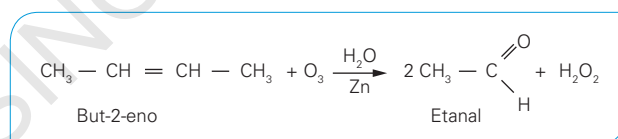
- Os carbonos da dupla-ligação são um secundário e um terciário. Há a formação de uma cetona e de um aldeído.



- Os dois carbonos da dupla-ligação são terciários. Há a formação de duas cetonas.



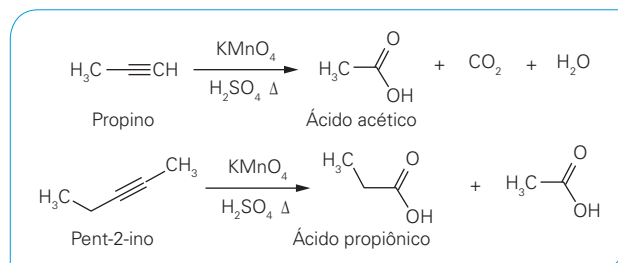
- Os dois carbonos da dupla-ligação são secundários. Há a formação de dois aldeídos.



Outras reações de oxidação

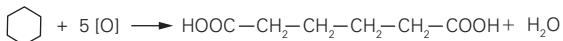
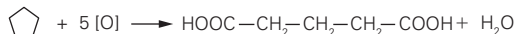
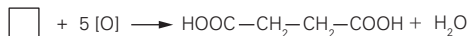
OXIDAÇÃO DE ALCINOS

A oxidação enérgica dos alcinos leva à formação de ácidos carboxílicos, desde que a insaturação não esteja na extremidade da cadeia. Quando isso acontece, há a formação de CO_2 e H_2O .



OXIDAÇÃO DE CICLANOS

A reação de ciclanos com oxidantes fortes, como KMnO_4 , em meio ácido, resulta na ruptura do ciclo, com a consequente formação de um ácido dicarboxílico.

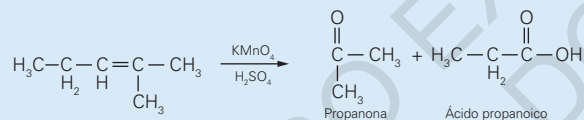


EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. Cesgranrio-RJ – Assinale a opção que corresponde aos produtos orgânicos da oxidação enérgica (feita na presença de permanganato de potássio em meio ácido, KMnO_4 e H_2SO_4) do composto 2-metilpent-2-eno.

- a) Propanal e ácido propanoico
- b) Ácido butanoico e etanol
- c) Metoximetano e butanal
- d) Propanona e ácido propanoico
- e) Etanoato de metila e ácido butanoico

Resolução



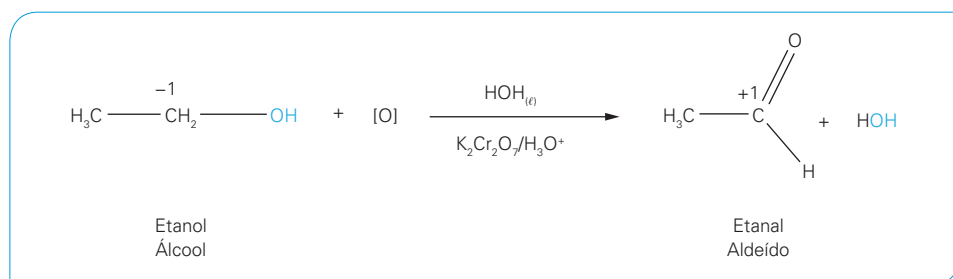
Reações de oxidação de álcoois

A oxidação de um álcool pode ser feita na presença de dicromato de potássio, acidificada com ácido sulfúrico diluído ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7/\text{H}^+$), ou quando expostos ao oxigênio do ar.

OXIDAÇÃO DE ÁLCOIS PRIMÁRIOS

Para ocorrer a oxidação do carbono ligado à hidroxila, é necessário que esse mesmo carbono também tenha ligação com o elemento hidrogênio. No caso de álcoois primários, o carbono da hidroxila contém dois átomos de hidrogênio ligados a ele diretamente, o que lhe confere dois pontos de oxidação. Dessa forma, pode ocorrer uma oxidação parcial (formação de aldeído) ou uma oxidação total (formação de ácido carboxílico).

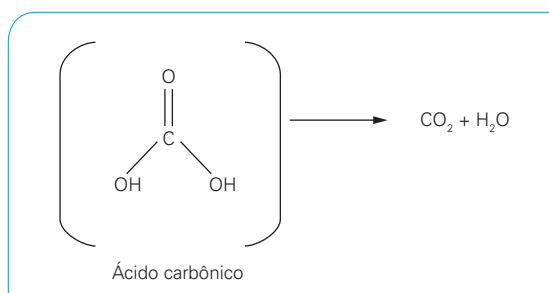
Oxidação parcial



O Nox do carbono que contém o grupo OH, no etanol, aumenta de -1 para $+1$.

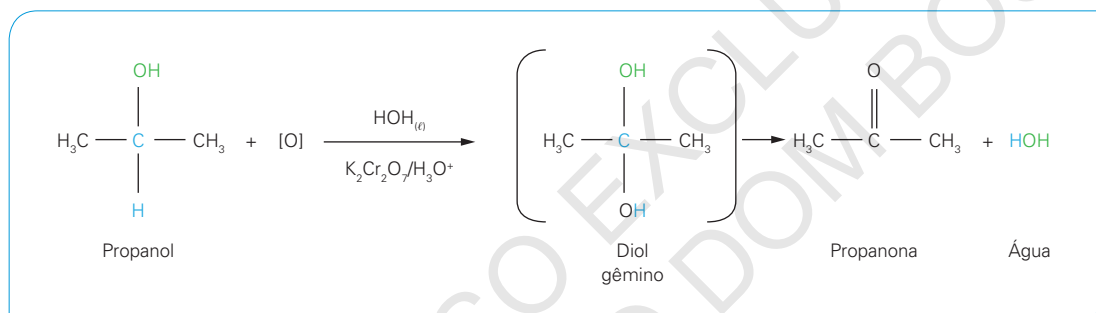
Essa reação só permite a obtenção de aldeído se, à medida que ele for produzido, for sendo destilado do meio reacional, já que o aldeído é facilmente oxidado a ácido carboxílico.

4. Decomposição do ácido carbônico

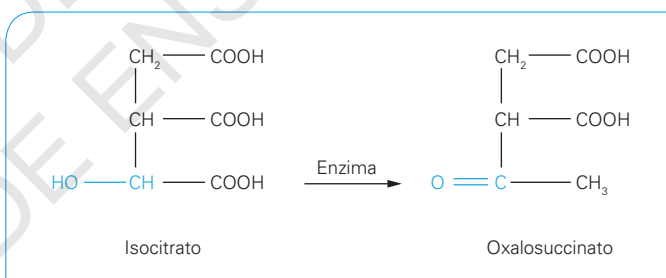


OXIDAÇÃO DE ÁLCOOS SECUNDÁRIOS

Em álcoois secundários, como o carbono que tem a hidroxila, só há um hidrogênio; a oxidação desse carbono leva à formação de um diol gêmeo, que é instável, sofrendo decomposição em um grupamento carbonila.



A oxidação do álcool é importante nos organismos vivos. As reações de oxidação controladas por enzimas fornecem às células de energia a possibilidade de realizar um trabalho útil. Um passo no metabolismo dos carboidratos envolve a oxidação do grupo álcool secundário no ácido isocítrico por um grupo cetona:



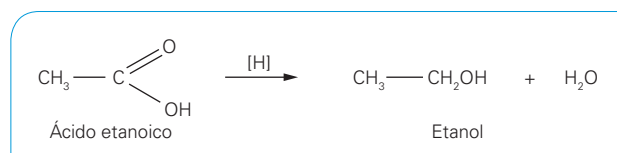
OXIDAÇÃO DE ÁLCOOS TERCIÁRIOS

Não ocorre a oxidação de álcoois terciários, pois não há hidrogênios que possam sofrer o ataque de oxigênios nascentes, [O], no átomo de carbono da hidroxila.

Outras reações

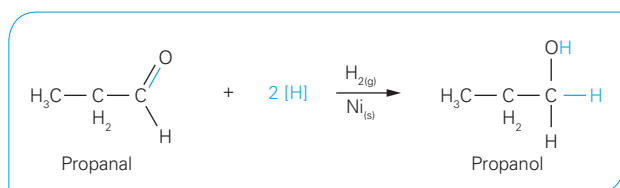
REDUÇÃO DE ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

Essa reação ocorre na presença de redutores, como o hidreto de alumínio e lítio (LiAlH_4) em solução etérea, em duas etapas: primeiramente, o ácido carboxílico é reduzido a aldeído, e, conseqüentemente, o aldeído é reduzido a álcool primário.



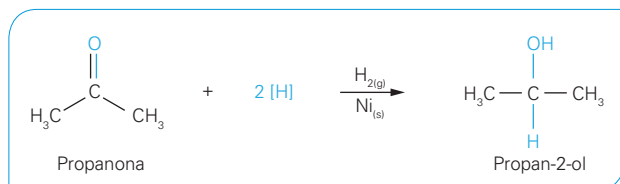
REDUÇÃO DE ALDEÍDOS

A redução de aldeídos leva à formação de álcoois primários.



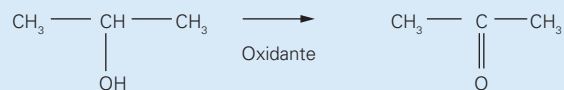
REDUÇÃO DE CETONAS

A reação de redução de cetonas leva à formação de álcoois secundários.



EXERCÍCIO RESOLVIDO

2. UPF-RS – Considere a reação a seguir.



Com relação a ela, pode-se afirmar que

- a) os álcoois secundários não sofrem oxidação.
- b) o reagente é um álcool terciário, por isso sofre oxidação.
- c) a propanona é produto da oxidação de propan-2-ol.
- d) o propan-2-ol, ao sofrer oxidação, fornece aldeídos.
- e) o propan-2-ol, ao sofrer redução, fornece propanona.

Resolução

O produto obtido da oxidação do propan-2-ol é a propanona.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

ROTEIRO DE AULA

REAÇÃO DE OXIDAÇÃO DE ALCENOS

Oxidação branda

Condições:

solução aquosa diluída de KMnO_4 , em meio

neutro ou levemente básico e a frio.

Produtos

Diálcool vicinal

Oxidação energética

Condições:

solução aquosa, concentrada, ácida e a quen-

te de permanganato de potássio (KMnO_4) ou

dicromato de potássio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$).

Produtos

Carbono primário: CO_2 e H_2O

Carbono secundário: ácido carboxílico

Carbono terciário: cetona

Ozonólise

Condição: ozônio (O_3) na presença de água e zinco metálico

Produtos

Carbonos primário e secundário: aldeído

Carbono terciário: cetona

REAÇÃO DE OXIDAÇÃO DE ÁLCOIS

Álcool primário

Produto da oxidação parcial:

aldeído

Produto da oxidação total:

ácido carboxílico

Álcool secundário

Produto:

Cetona

Álcool terciário

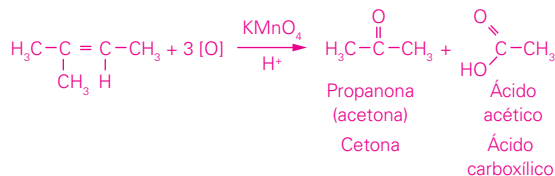
Não ocorre oxidação.

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. **UECE** – A substância que, por oxidação energética, fornece um mol de propanona e um mol de ácido etanoico é

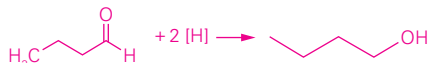
- pent-2-eno.
- metilbutano.
- but-2-eno.
- d)** metilbut-2-eno.
- 2-metilbut-1-eno.

A reação de oxidação energética do metilbut-2-eno, em que um dos carbonos da dupla é terciário e o outro, secundário, apresenta a formação de um ácido carboxílico e de uma cetona, respectivamente:



2. **Sistema Dom Bosco** – Os álcoois podem ser obtidos pela redução de aldeídos e cetonas. Escreva as reações para a obtenção de 1-butanol e 2-butanol, indicando o nome dos reagentes utilizados.

Para a obtenção de 1-butanol, precisamos partir de um aldeído como reagente. Nesse caso, partimos do butanal:

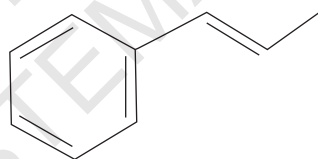


Para a obtenção de 2-butanol, precisamos partir de uma cetona como reagente. Nesse caso, partimos da 2-butanona:

3. **Enem**

C7-H24

O permanganato de potássio (KMnO_4) é um agente oxidante forte muito empregado tanto em nível laboratorial quanto industrial. Na oxidação de alcenos de cadeia normal, como o 1-fenil-1-propeno, ilustrado na figura, o KMnO_4 é utilizado para a produção de ácidos carboxílicos.



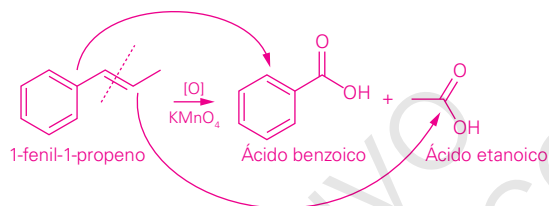
1-fenil-1-propeno

Os produtos obtidos na oxidação do alceno representado, em solução aquosa de KMnO_4 , são

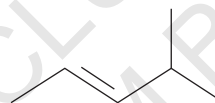
- a)** ácido benzoico e ácido etanoico.
- ácido benzoico e ácido propanoico.
- ácido etanoico e ácido 2-feniletanoico.
- ácido 2-feniletanoico e ácido metanoico.
- ácido 2-feniletanoico e ácido propanoico.

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

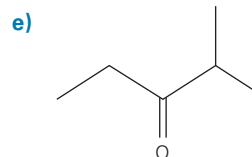
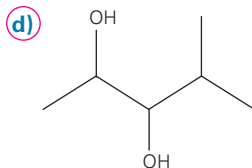
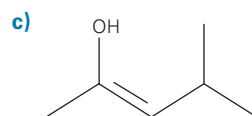
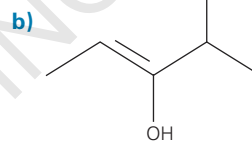
Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.



4. **PUC-RJ** – Considere a substância a seguir sofrendo oxidação na presença de uma solução diluída de permanganato de potássio (KMnO_4), em meio levemente alcalino.



Nessas condições, o produto orgânico da reação é



A oxidação de um alceno na presença de uma solução diluída de permanganato de potássio (KMnO_4), em meio levemente alcalino, leva à formação de um diálcool vicinal, conforme mostra a equação a seguir.



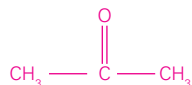
5. UFRJ – Um determinado produto, utilizado em limpeza de peças, foi enviado para análise, a fim de se determinarem os compostos de sua fórmula. Descobriu-se, após um cuidadoso fracionamento, que o produto era composto por três substâncias diferentes, codificadas como A, B e C. Cada uma dessas substâncias foi analisada, e os resultados podem ser vistos na tabela a seguir.

Substância	Fórmula molecular	Temperatura de ebulição	Oxidação branda
A	C ₃ H ₈ O	7,9 °C	Não reage.
B	C ₃ H ₈ O	82,3 °C	Produz cetona.
C	C ₃ H ₈ O	97,8 °C	Produz aldeído.

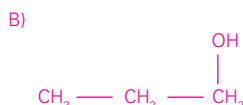
a) Com base nos resultados da tabela, dê o nome e escreva a fórmula estrutural do produto da oxidação branda de B.

b) Escreva as fórmulas estruturais de A e C e explique por que o ponto de ebulição de A é menor que a temperatura de ebulição de C.

a) Propanona

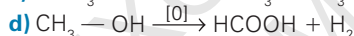
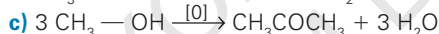
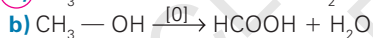
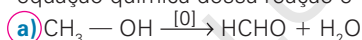


b) (A) CH₃ - O - CH₂ - CH₃

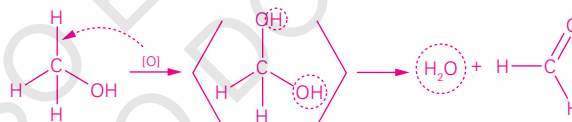


A temperatura de ebulição de A é menor do que a de C porque o composto C faz ligações de hidrogênio (interação intermolecular forte).

6. UECE – Bebidas alcoólicas, como licões artesanais, podem, algumas vezes, apresentar metanol, uma substância tóxica, imprópria para o consumo. Quando exposto a algum agente oxidante, o metanol sofre oxidação. A equação química dessa reação é

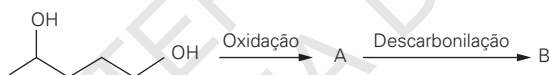


Esquema reacional da oxidação parcial do metanol (que pode ocorrer em maior escala nas bebidas contaminadas por esse álcool):



EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. Fuvest-SP – O 1,4-pentanodiol pode sofrer reação de oxidação em condições controladas, com formação de um aldeído A, mantendo o número de átomos de carbono da cadeia. O composto A formado pode, em certas condições, sofrer reação de descarbonilação, isto é, cada uma de suas moléculas perde CO, formando o composto B. O esquema a seguir representa essa sequência de reações.



Os produtos A e B dessas reações são

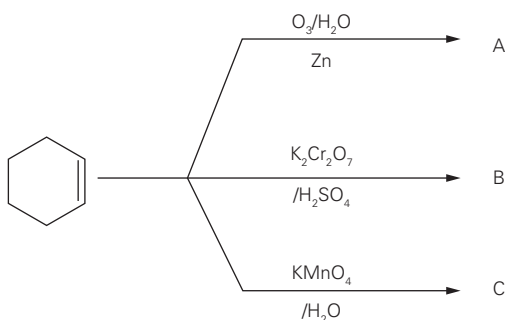
	A	B
a)		
b)		
c)		

d)		
e)		

8. OBQ – As reações de oxidação são muito comuns no cotidiano. Por exemplo:

- I. Quando usamos o permanganato de potássio, um sal violeta que podemos adquirir na farmácia, e o diluimos em água para lavar feridas da catapora ou frieiras nos pés, estamos fazendo reação de oxidação branda. Na química, essa solução é chamada de reativo de Baeyer.
- II. Nos bafômetros, é usado dicromato de potássio (alaranjado) dissolvido em água e ácido sulfúrico. Essa solução, chamada "solução sulfocrômica", oxida o etanol a ácido etanoico, mudando a coloração, variando de alaranjado para verde ou azul, de acordo com a concentração de etanol contida no ar expirado.
- III. Na purificação de ambientes, materiais hospitalares e até no tratamento da água, é usado o ozônio. A reação é chamada ozonólise, seguida de hidratação, na presença de zinco.

O esquema a seguir mostra as reações quando o ciclo-hexeno é submetido às respectivas oxidações.



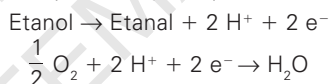
Os produtos A, B e C são, respectivamente,

- hexanodial, ácido hexanodioico e ciclo-hexano-1,2-diol.
- ciclo-hexano, ciclo-hexanol e ácido hexanoico.
- ciclo-hexano-1,2-diol, ácido hexanoico e hexanal.
- hexanodial, ciclo-hexanol e ácido hexanoico.
- ácido hexanodioico, hexanal e ciclo-hexanol.

9. PUC-PR – A ozonólise é uma reação de alcenos com base no uso de ozônio como agente oxidante, seguida de uma hidrólise, catalisada pelo zinco metálico, formando aldeídos e/ou cetonas, além de peróxido de hidrogênio. Na reação de ozonólise do 2,3-dimetilbut-2-eno, nas condições citadas, o(s) produto(s) principal(is) formado(s) além do peróxido de hidrogênio é(são)

- propanal.
- butanona.
- etanal e propanona.
- propanona.
- propanal e propanona.

10. Unita-SP – Um estudo recente alerta para o fato de que a ingestão contínua e em grandes quantidades de álcool por adolescentes (o chamado “encher a cara”) pode afetar o desenvolvimento do cérebro e aumentar riscos de desenvolvimento de doenças e outras desordens, como depressão, ansiedade e desordens metabólicas. Além disso, o consumo de álcool nessas condições pode causar mudanças na saúde neurológica dos descendentes desses adolescentes. O álcool pode ser detectado por um teste que utiliza um sensor etílico, popularmente conhecido como bafômetro. Os sensores etílicos mais utilizados no Brasil apresentam funcionamento descrito pelas reações químicas a seguir.



- Na equação anterior, o etanol é oxidado completamente? Justifique sua resposta.
- Discuta, com base nas equações anteriores, como o sensor etílico detecta se uma pessoa está alcoolizada. Considere que, de acordo com a legislação brasileira, a concentração de etanol que esteja acima de 0,34 mg por litro de ar soprado no sensor (equivalente a 0,6 g de etanol por litro de sangue) configura crime.

11. Mackenzie-SP – Os alcenos podem sofrer reações de oxidação branda ou enérgica, dependendo das condições do meio reacional. A oxidação branda ocorre em presença de um agente oxidante, geralmente KMnO_4 , em solução aquosa diluída, neutra ou levemente alcalina, e leva à formação de um diol. Já a oxidação enérgica do alceno ocorre em presença de uma solução concentrada do agente oxidante, aquecida e ácida, e leva à formação de ácidos carboxílicos e/ou cetonas.

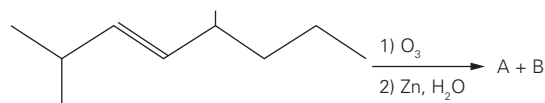
Ciente dessas informações, um técnico químico realizou uma reação de oxidação enérgica para duas amostras de diferentes alcenos, A e B, e obteve os seguintes resultados.

Reagente	Produtos
Alceno A	2 mols de ácido acético
Alceno B	1 mol de acetona e 1 mol de ácido propanoico

De acordo com as informações anteriores, os alcenos A e B são, respectivamente,

- eteno e 2-metilpent-1-eno.
- but-1-eno e hex-2-eno.
- eteno e pent-2-eno.
- but-2-eno e 2-metil-hex-2-eno.
- but-2-eno e 2-metilpent-2-eno.

12. UEG-GO



A figura anterior mostra a reação de ozonólise de um alceno, a qual leva à formação de dois compostos distintos.

- Forneça a nomenclatura do reagente.
- Forneça a fórmula estrutural plana dos compostos formados.

13. Cefet-MG – Os álcoois, quando reagem com permanganato de potássio, em meio ácido e com aquecimento, podem ser oxidados a aldeídos, cetonas ou ácidos carboxílicos. O álcool que, submetido às condições citadas, **não** é capaz de reagir é o

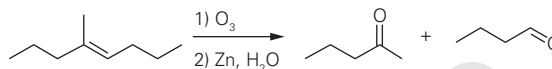
- a) etanol.
- b) butan-2-ol.
- c) cicloexanol.
- d) 2-metilpropan-2-ol.
- e) 2-metilpent-1-en-3-ol.

14. UEPG-PR – Sobre as reações de oxidação e redução de álcoois, assinale o que for correto.

- 01) O ácido propanoico pode ser reduzido a 2-propanol.
- 02) O terc-butanol pode ser oxidado em butanona.
- 04) A oxidação completa do etanol produz ácido acético.
- 08) O produto final da redução do ácido fórmico é o metanol.
- 16) O acetaldeído pode ser reduzido em etanol.

Dê a soma dos itens corretos.

15. Unioeste-PR – A ozonólise foi uma reação utilizada por muito tempo para localizar a posição de uma dupla-ligação em uma molécula insaturada. Os produtos da reação são compostos carbonilados, que podem ser facilmente identificados. A seguir, tem-se a representação de uma reação de ozonólise de um alceno.

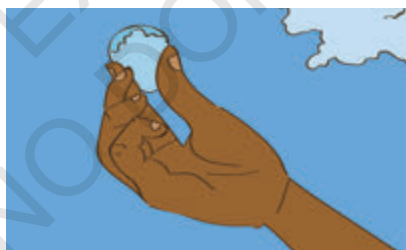


Ao observarmos os produtos da reação, podemos identificá-los, respectivamente, como

- a) pentan-4-ona e butan-1-ona.
- b) pentan-2-ona e butan-1-ona.
- c) pentan-4-ona e butanal.
- d) pentan-2-ona e butanal.
- e) pentan-2-ona e butanol.

16. USF-SP

Água para comer! Companhia inventa jeito de matar a sede com cápsula líquida



A falta de acesso à água potável é um dos grandes problemas enfrentados por vários países. Para tentar resolver essa questão de distribuição de água, a Skipping Rocks Lab, uma *startup* de Londres, resolveu inovar. A solução encontrada por eles é fazer uma cápsula de água líquida que pode ser facilmente transportada.

O nome da invenção é “Ooho!” e ela é, na verdade, um envoltório esférico feito de algas marinhas, contendo água e que pode ser ingerido. A cápsula foi criada pensando na diminuição de lixo originado por garrafas d’água que danificam o meio ambiente, assim como o processo de engarrafamento que também é danoso.

A *startup* usa cloreto de cálcio e alginato de sódio das algas marinhas para fazer as cápsulas, e isso custa apenas R\$ 1,00, bem mais barato do que o valor gasto para produzir garrafas d’água.

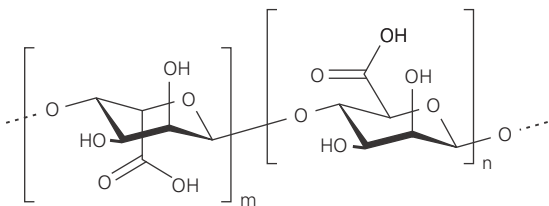
As esferas usam membranas duplas para carregar o líquido. Primeiramente, a água é congelada e, depois, coberta numa combinação de cloreto de cálcio e alginato de sódio. Quando a água degela, vira uma bolinha macia pronta para ser ingerida.

Disponível em: <<http://www.folhavoria.com.br/geral/noticia/2015/09/agua-de-comer-companhia-inventa-jeito-de-matar-a-sede-com-capsula-liquida.html>>.

Acesso em: 24 abr. 2017. Adaptado.

O texto apresentado traz uma possível solução para os problemas causados pelo excesso de plástico em nosso planeta. A respeito das substâncias envolvidas na constituição da cápsula de água, faça o que se pede.

- a) Escreva a equação química de neutralização total entre um ácido e uma base que propicie a formação do sal cloreto de cálcio.
- b) Considerando a estrutura do alginato apresentada a seguir, em que m e n se repetem inúmeras vezes, determine o número de carbonos trigonais planos que estão representados na figura.



- c) O alginato apresenta, em sua estrutura, a classe funcional dos álcoois. Determine a função orgânica que pode ser gerada na molécula de alginato caso ocorra um processo de oxidação alcoólica total.

17. ITA-SP – O composto 3,3-dimetil-1-penteno reage com água em meio ácido e na ausência de peróxidos, formando um composto X que, a seguir, é oxidado para formar um composto Y. Os compostos X e Y formados preferencialmente são, respectivamente,

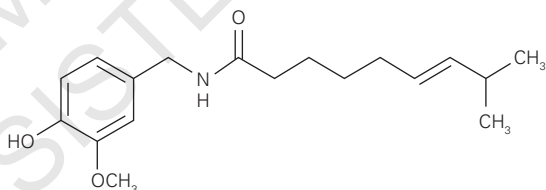
- a) um álcool e um éster.
 b) um álcool e uma cetona.
 c) um aldeído e um ácido carboxílico.
 d) uma cetona e um aldeído.
 e) uma cetona e um éster.

ESTUDO PARA O ENEM

18. IFPE

C7-H24

A capsaicina é o componente ativo das pimentas conhecidas internacionalmente como pimentas *chili*, que são plantas pertencentes ao gênero *Capsicum*. Geralmente, é obtida com o extrato de pimenta natural e acondicionada em *sprays* ou bombas de efeito moral utilizadas pelas forças policiais em dispersão de aglomerações humanas. Atua nas mucosas dos olhos, do nariz e da boca, causando irritação, ardor e sensação de pânico. A capsaicina, no organismo dos pássaros, funciona como um anestésico natural, enquanto, em humanos, causa ardor. Na fabricação do gás de pimenta, a capsaicina é misturada a uma espécie de óleo sintético, para dificultar a remoção do produto. Por isso, é inútil que a vítima lave a área atingida com água. A capsaicina é um agente de baixo grau de periculosidade, mas pode causar a morte em casos raros. A União das Liberdades Cívicas Americanas afirma ter documentado 40 mortes pelo uso de *sprays* de gás de pimenta.



Em relação à capsaicina, a reação de oxidação branda da dupla-ligação leva à formação de

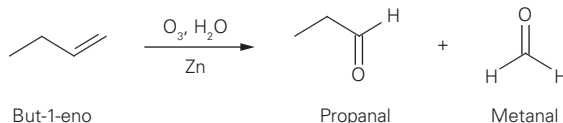
- a) um diálcool vicinal.
 b) uma cetona e um aldeído.
 c) uma cetona e um ácido carboxílico.

- d) um aldeído e gás carbônico.
 e) um alceno.

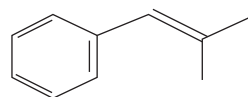
19. Enem

C7-H24

A ozonólise, reação utilizada na indústria madeireira para a produção de papel, é também utilizada em escala de laboratório, na síntese de aldeídos e cetonas. As duplas-ligações dos alcenos são clivadas pela oxidação com o ozônio (O_3), em presença de água e zinco metálico, e a reação produz aldeídos e/ou cetonas, dependendo do grau de substituição da dupla-ligação. Duplas-ligações dissubstituídas geram cetonas, enquanto as duplas-ligações terminais ou monossubstituídas dão origem a aldeídos, como mostra o esquema.



Considere a ozonólise do composto 1-fenil-2-metilprop-1-eno:



Quais são os produtos formados nessa reação?

- a) Benzaldeído e propanona
 b) Propanal e benzaldeído

- c) 2-feniletanal e metanal
- d) Benzeno e propanona
- e) Benzaldeído e etanal

20. Faceres-SP**C7-H24**

A medida do nível alcoólico no sangue é feita por meio do bafômetro: um aparelho que permite determinar a concentração de álcool (C_2H_5OH) analisando o ar exalado dos pulmões do indivíduo. Quando um indivíduo alcoolizado sopra ar através de um tubo contendo a solução de dicromato de potássio ($K_2Cr_2O_7$) em meio ácido (H_2SO_4), provoca uma reação de oxirre-

dução, originando, na reação final, o sulfato de crômio III, de coloração verde. Nessa reação,

- a) o álcool é oxidado a ácido etanoico (CH_3COOH).
- b) o álcool oxida o dicromato de potássio, originando o sulfato de crômio III.
- c) o álcool é desidratado pelo dicromato de potássio, formando éter.
- d) o dicromato de potássio reduz o álcool etílico a 1,2-etanodiol ($C_2H_6O_2$).
- e) o dicromato de potássio oxida o álcool etílico a aldeído acético (C_2H_4O).

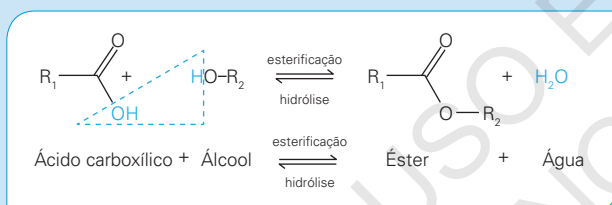
MATERIAL DE USO EXCLUSIVO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

REAÇÕES DE ESTERIFICAÇÃO E HÍDRÓLISE E REAÇÕES DE SAPONIFICAÇÃO E TRANSESTERIFICAÇÃO

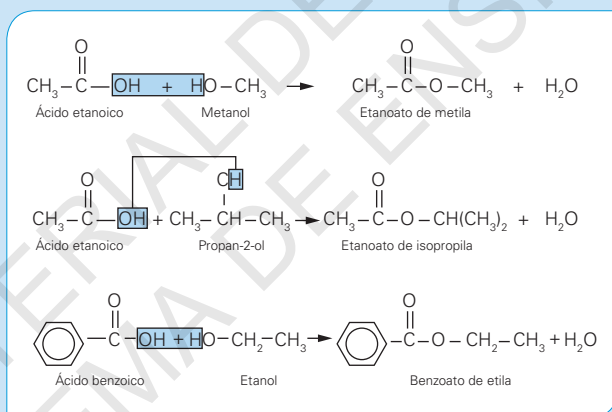
Reações de esterificação

A reação de esterificação foi descoberta por Fischer e Speier e ficou conhecida como **esterificação de Fischer**. Quando as reações de esterificação e hidrólise ocorrem em sistema fechado, acontece a formação de um equilíbrio dinâmico. Esse equilíbrio é atingido mais rapidamente com a presença do ácido sulfúrico, H_2SO_4 , que é utilizado como catalisador desse equilíbrio. A reação de esterificação caracteriza-se pela eliminação do grupo hidroxila ($-OH$) do ácido carboxílico e do hidrogênio do álcool, para conseqüente formação da água e do éster.

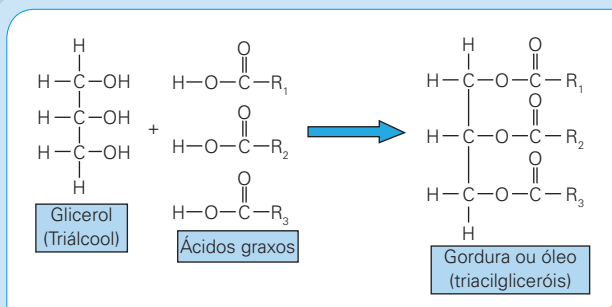
Resumidamente:



Exemplo



Uma reação de esterificação importante é a que ocorre entre um ácido graxo com o glicerol (glicerina) para obtenção de **triglicerídeos**, que são os principais constituintes dos óleos e das gorduras vegetais e animais.



- Reação de esterificação
- Reação de hidrólise
- Reação de transesterificação
- Reação de saponificação

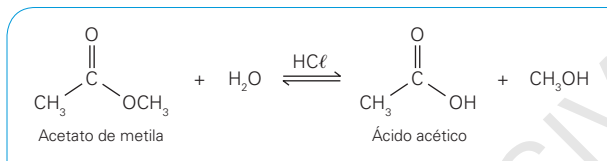
HABILIDADES

- Entender os princípios das reações de esterificação (seus reagentes e produtos).
- Entender os princípios das reações de hidrólise (seus reagentes e produtos).
- Diferenciar hidrólise ácida de hidrólise básica.
- Compreender o equilíbrio existente entre as reações de esterificação e as de hidrólise.
- Aplicar as reações de esterificação para a obtenção de triglicerídeos.
- Compreender os reagentes e os produtos de uma reação de transesterificação.
- Compreender os reagentes e os produtos de uma reação de saponificação.
- Diferenciar quando irá ocorrer uma reação de transesterificação e quando irá ocorrer uma saponificação.
- Entender as propriedades do sabão.

Reações de hidrólise

Os ésteres podem reagir com água formando diferentes produtos (reação reversa à esterificação). Se for utilizado excesso de água, o equilíbrio será deslocado para a direita, ou seja, no sentido da formação dos produtos.

Dependendo do meio reacional, a hidrólise pode ser classificada em **ácida** ou **básica**. A hidrólise ácida resulta em um ácido carboxílico e álcool, enquanto a básica resulta em um sal de ácido carboxílico e álcool. Veremos, nos módulos seguintes, que os sais de ácido carboxílico resultantes da hidrólise básica são os **sabões**.

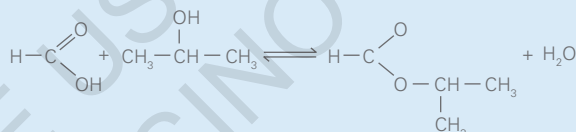


EXERCÍCIO RESOLVIDO

1. Unifenas-MG – Os ésteres têm odor agradável e, juntamente com outros compostos, são responsáveis pelo sabor e pela fragrância das frutas e das flores. A reação que resulta na formação do éster formiato de isopropila tem como reagentes

- álcool propílico e ácido metanoico.
- álcool propílico e ácido acético.
- álcool propan-2-ol e ácido acético.
- d)** álcool propan-2-ol e ácido metanoico.
- álcool isopropanol e ácido etanoico.

Resolução

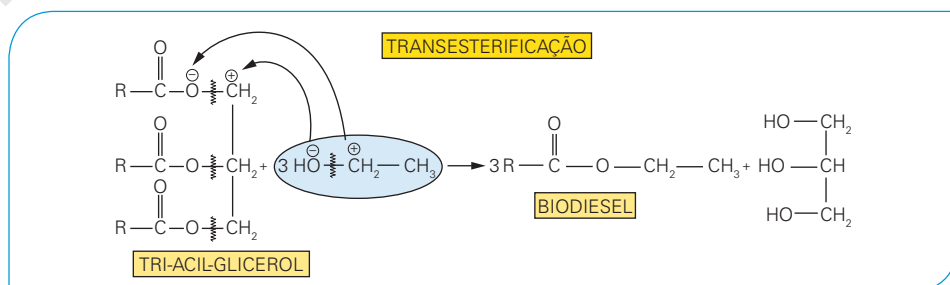


Reações de transesterificação

A reação de transesterificação possibilita a obtenção de um éster por meio de outro éster.

Essa reação química permite a transformação de óleos ou gorduras, de origem vegetal ou animal, com álcoois de cadeia curta em biodiesel, sendo a principal rota de obtenção utilizada industrialmente, em nosso país e no mundo, a **transesterificação de triacilglicerídeos**.

A transesterificação pode ocorrer tanto em meio ácido como em meio básico. No entanto, a catálise alcalina (com hidróxido de sódio, ou potássio, ou o correspondente alcóxido) é muito mais rápida que a ácida.

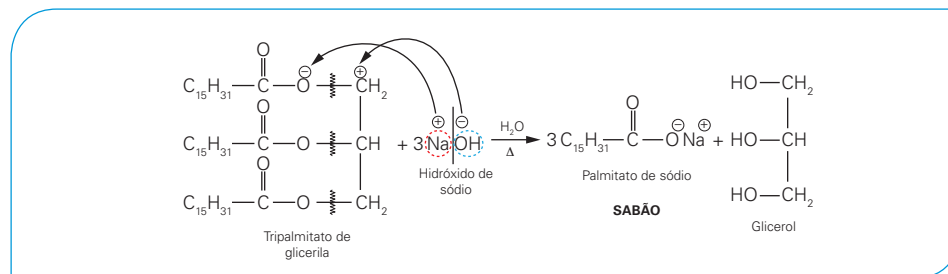


Reações de saponificação

A hidrólise de um éster pode ocorrer na presença de base forte, como o $\text{NaOH}_{(aq)}$, formando álcool e sal do ácido carboxílico correspondente, reação denominada

saponificação. A quebra de moléculas de triglicerídeos por meio do tratamento com soluções alcalinas concentradas e a quente resulta na liberação do glicerol e na formação de sais de ácidos graxos, que são os sabões.

Exemplo

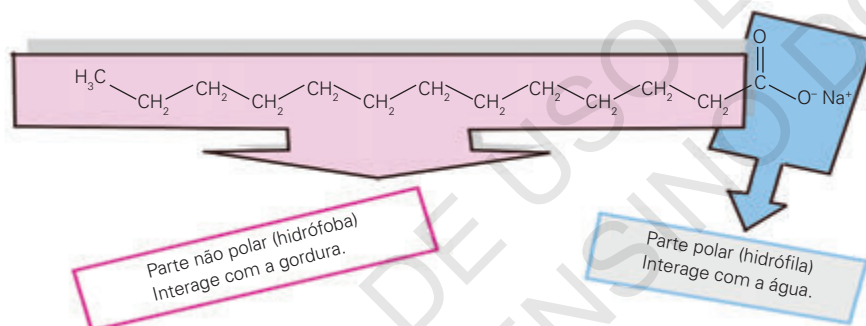


Os sabões formados com os metais Na e K são solúveis, ao contrário dos sabões formados pelos metais Ca e Mg.

O subproduto da formação do sabão é a glicerina (glicerol), bastante aproveitada na fabricação de cosméticos, como sabonetes e cremes, e na indústria alimentícia.

AÇÃO DE SABÕES E DETERGENTES

Os sabões são moléculas com caráter anfótero, ou seja, conseguem interagir tanto com gorduras, pela cadeia não polar, quanto com água, por meio da parte iônica.

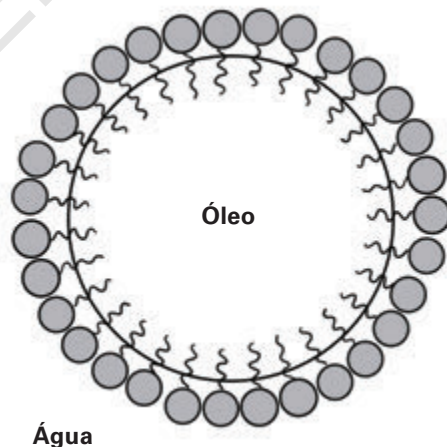


Observações

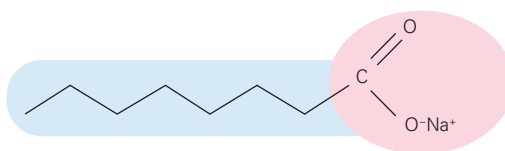
a) Os sabões diminuem a tensão superficial da água, de modo que esta possa interagir melhor com os materiais, por isso são chamados de **tensoativos**, ou seja, abaixam a tensão superficial de um líquido.

b) Os sabões concentram as partículas de óleo ou gordura em micelas, que se mantêm dispersas na água, por isso são chamados de **emulsificantes ou surfactantes**.

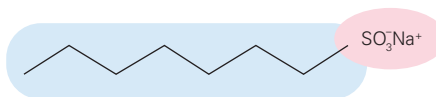
c) Micela é uma gotícula microscópica de gordura envolvida por moléculas de sabão, orientadas com a cadeia não polar para dentro e a cadeia polar para fora, de tal forma que haja interação com as moléculas de água.



d) Os detergentes diferem-se dos sabões na parte estrutural das moléculas, uma vez que os sabões são formados por sais de ácidos graxos, enquanto os detergentes são sais de ácidos sulfônicos de cadeia longa.



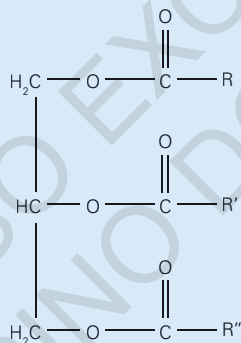
Sabão



Detergente

EXERCÍCIO RESOLVIDO

2. Fuvest-SP – Os componentes principais dos óleos vegetais são os triglicérides, que possuem a seguinte fórmula genérica:

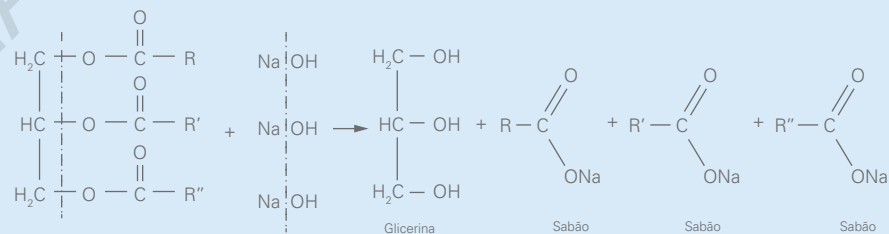


Nessa fórmula, os grupos R, R' e R'' representam longas cadeias de carbono, com ou sem duplas-ligações. Por meio de óleos vegetais, podemos preparar sabão ou biodiesel, por hidrólise alcalina ou transesterificação, respectivamente. Para preparar sabão, tratam-se os triglicérides com hidróxido de sódio aquoso e, para preparar biodiesel, com metanol ou etanol.

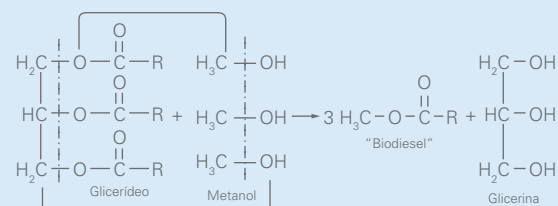
- a) Escreva a equação química que representa a transformação de triglicérides em sabão.
 b) Escreva uma equação química que representa a transformação de triglicérides em biodiesel.

Resolução

a)



b)



ROTEIRO DE AULA

REAÇÃO DE ESTERIFICAÇÃO
E HIDRÓLISE

Esterificação

Ácido carboxílico + Álcool →Éster + Água

Hidrólise ácida

Éster + Água → Ácido carboxí-lico + Álcool

Hidrólise básica

Éster + Água → Sal de ácidocarboxílico + ÁlcoolObtenção de
triglicerídeosGlicerol + Ácido graxoMATERIAL DE USO EXCLUSIVO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

ROTEIRO DE AULA

Reação de transesterificação e saponificação

Transesterificação

Éster 1 + Álcool 1 →

→ Éster 2 + Álcool 2

Biodiesel

Triglicerídeo + Álcool →

→ Biodiesel + Glicerina

Saponificação

Hidrólise alcalina de ácido graxo

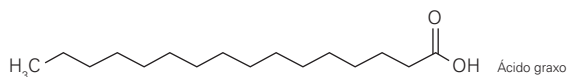
Triglicerídeo + Base forte →

→ Sabão + Glicerol

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

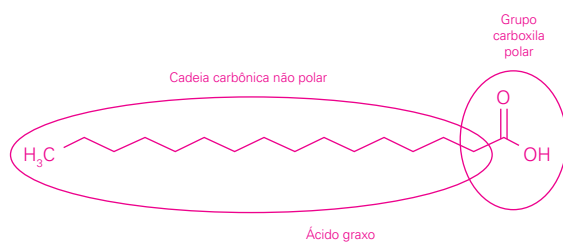
EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. **Unifor-CE** – Os ácidos graxos podem ser usados para a produção de sabão por meio de uma reação conhecida como saponificação. Considerando a estrutura química de um ácido graxo, pode-se afirmar **exceto** que

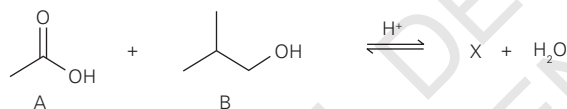


- a reação com a base hidróxido de sódio forma um sal.
- a cadeia saturada não apresenta dupla-ligação.
- apresenta cadeia polar e grupo carboxila não polar.
- a ocorrência de dupla-ligação gera isômeros geométricos.
- apresenta grupos hidrofóbico e hidrofílico.

O ácido graxo, em questão, apresenta cadeia não polar e grupo carboxila polar.

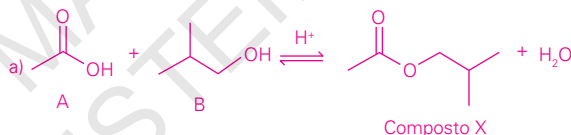


2. **PUC-RJ** – A esterificação representada consiste na reação entre um ácido carboxílico em um álcool, catalisada por um ácido inorgânico, produzindo uma substância orgânica e água. O produto orgânico dessa reação (X) é um flavorizante que possui aroma característico de morango.

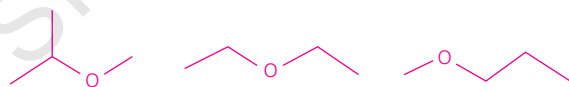


Sobre essa reação e as substâncias que a compõem, faça o que se pede.

- Represente a estrutura química do produto orgânico X utilizando notação em bastão.
- Represente a estrutura química de um isômero de função do reagente B utilizando notação em bastão.
- Dê a nomenclatura do reagente B, segundo as regras da IUPAC.



b) Éteres são possíveis isômeros de função de B (álcool).



c) Reagente B: 2-metil-propan-1-ol ou 2-metil-1-propanol

3. UCS-RS

C7-H24

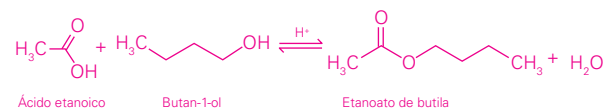
A utilização de feromônios é uma estratégia fundamental para a sobrevivência da maioria dos insetos. Entre os representantes dessa classe, as abelhas constituem talvez um dos mais fascinantes exemplos de como esses mensageiros químicos podem ser utilizados não só para comunicação, mas também para moldar o comportamento dos indivíduos e controlar as atividades da colmeia. Os feromônios de alarme, por exemplo, são usados quando as abelhas se sentem em perigo, especialmente por ameaças em movimento. O mecanismo de alarme acontece em duas etapas. Primeiramente, as glândulas mandibulares liberam uma quantidade de feromônios que alertam o restante da colmeia; quando a abelha ataca, as glândulas do ferrão liberam uma quantidade ainda maior de feromônio, que incita o restante da colmeia a atacar a mesma região. Entre as substâncias orgânicas presentes na mistura que constitui o feromônio de alerta estão o etanoato de butila e o butan-1-ol, entre outros.

Disponível em: <<http://aspiracoesquimicas.net/2014/08/feromônios-e-a-química-das-abelhas.html/>>. Acesso em: 20 ago. 2015. Adaptado.

Em relação às substâncias orgânicas mencionadas anteriormente, assinale a alternativa correta.

- O etanoato de butila é um isômero funcional do butan-1-ol.
- O etanoato de butila pode ser obtido por meio da reação de esterificação entre o butan-1-ol e o ácido etanoico, catalisada por ácido sulfúrico concentrado.
- O butan-1-ol é um monoálcool de cadeia carbônica aberta, ramificada e heterogênea.
- O etanoato de butila é um éster que apresenta dois isômeros ópticos ativos.
- O produto principal da reação de oxidação do butan-1-ol com permanganato de potássio, na presença de ácido sulfúrico, é a butan-2-ona.

O etanoato de butila pode ser obtido por meio da reação de esterificação entre o butan-1-ol e o ácido etanoico, catalisada por ácido sulfúrico concentrado, de acordo com a seguinte equação.



Ácido etanoico

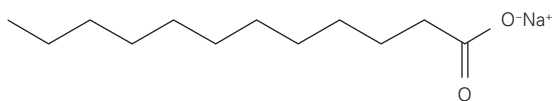
Butan-1-ol

Etanoato de butila

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. UEG-GO – A remoção de gordura em utensílios domésticos é feita por ação mecânica, entretanto a ação dos sabões facilita o processo de remoção de sujeiras gordurosas. Um exemplo de uma molécula de sabão é o dodecanoato de sódio, cuja estrutura química está mostrada a seguir.



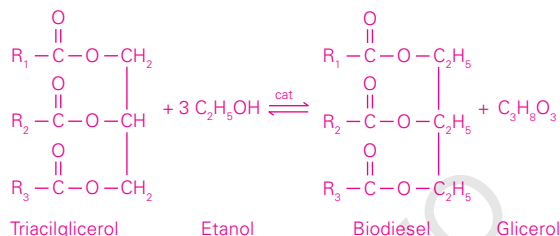
O papel do sabão no processo de limpeza ocorre devido à

- interação de Van der Waals da parte não polar e à ligação de hidrogênio da parte polar de sua molécula, respectivamente, com a gordura e a água.
- redução do pH do meio, possibilitando a solubilização da gordura na água.
- diminuição da densidade da água, facilitando a precipitação das moléculas de gordura, que serão removidas por centrifugação.
- tensão superficial da água que é elevada e que possibilita a formação de espuma que remove a sujeira.

O sabão possui em sua molécula uma cadeia orgânica não polar e uma extremidade polar. A cadeia não polar mistura-se com a gordura por meio de interações de Van der Waals, já a parte polar da cadeia interage com a água por ligações de hidrogênio, formando um sistema água-sabão-gordura, chamado de micela, que permite que a água remova a gordura.

5. Unievangélica-GO (adaptado) – O biodiesel é um combustível renovável, obtido por meio de óleos e gorduras. Pesquisadores de universidades e institutos têm estudado fontes de biodiesel, como o óleo de fritura, o lixo e até o esgoto, com o objetivo de desenvolver tec-

nologias mais simples e baratas. O biodiesel é obtido por uma reação de transesterificação. Represente de forma simplificada a equação química para a obtenção do biodiesel.



6. PUC-RJ – Aquecer uma gordura na presença de uma base consiste em um método tradicional de obtenção de sabão (sal de ácido graxo), chamado de saponificação.

Entre as opções, a estrutura que representa um sabão é

- KNO_3
-
- $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_{16} - \text{COO} - \text{Na}^+$
- $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_{16} - \text{COOH}$
- $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_{12} - \text{NH}_2$

Um sabão é um sal derivado de um ácido graxo de cadeia longa (maior do que 10 carbonos) e de uma base forte (NaOH). A fórmula que melhor se encaixa nessa descrição é: $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_{16} - \text{COO} - \text{Na}^+$.

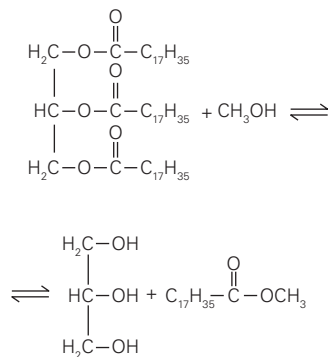
EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. FCM-MG (adaptado) – No livro *Tio Tungstênio*, de Oliver Sacks, lê-se “Tínhamos uma pereira no quintal, e minha mãe fazia um néctar de pera bem consistente, no qual o aroma da fruta parecia mais intenso. Mas li que o aroma de pera também pode ser produzido artificialmente (como nas balas de pera), sem usar as frutas. Bastava começar com um dos álcoois – etila, metila, amila ou outro – e destilá-lo com ácido acético para formar o éster correspondente. Surpreendi-me quando soube que algo tão simples como o acetato de etila podia ser responsável pelo complexo e delicioso aroma das peras”.

Escreva a fórmula da substância responsável pelo aroma de pera e os reagentes que a produziram.

8. UEPB (adaptado) – Uma das alternativas viáveis ao Brasil para o uso de fontes renováveis de energia

e com menor impacto ambiental é o biodiesel. No Brasil, foi instituída a Lei 11.097, de 13 de janeiro de 2005, que obriga, desde 2008, em todo o território nacional, o uso de uma mistura em volume de 2% de biodiesel e 98% de diesel de petróleo, denominada B2. Em janeiro de 2013, essa obrigatoriedade passou para 5% (B5). Esse biocombustível é substituído do óleo diesel, que é um combustível fóssil, obtido da destilação fracionada do petróleo. O procedimento normalmente utilizado para obtenção do biocombustível é através da transesterificação catalítica entre um óleo vegetal e álcool de cadeia curta, sendo obtidos ésteres graxos, como pode ser representado pela equação química a seguir.



Considerando que a produção de biodiesel pela transesterificação deve ser conduzida por meio de uma reação que obedeça à lei das proporções definidas, isto é, que sejam obedecidas as relações molares entre os reagentes e produtos, quais são os coeficientes estequiométricos da equação apresentada no texto?

9. UECE – Ao reagir ácido carboxílico com álcool, obtém-se éster. As essências artificiais de flores e frutas são ésteres que apresentam valores baixos de massa molecular. Assinale a opção que representa a obtenção do butanoato de etila, essência artificial de morango.

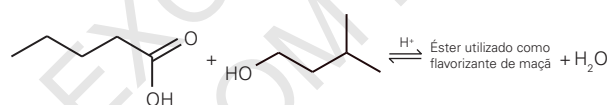
- a) $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_3-\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow$
 $\rightarrow \text{CH}_3-(\text{CH}_2)_3-\text{COOCH}_2-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_2-\text{COH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow$
 $\rightarrow \text{CH}_3-(\text{CH}_2)_2-\text{COCH}_2-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_2-\text{COOH}_2 + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow$
 $\rightarrow \text{CH}_3-(\text{CH}_2)_2-\text{COOCH}_2-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_2-\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow$
 $\rightarrow \text{CH}_3-(\text{CH}_2)_2-\text{COOCH}_2-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$

10. UEM-PR – Assinale a(s) alternativa(s) que apresenta(m) uma correta descrição de membranas plasmáticas celulares e de sabões ou detergentes.

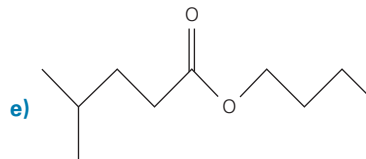
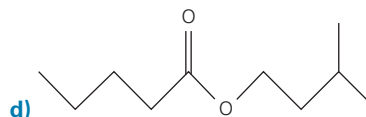
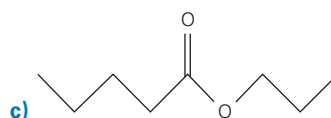
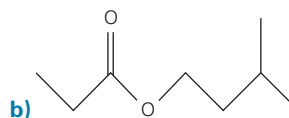
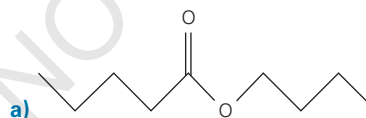
- 01)** A constituição química da membrana plasmática é glicoproteica, ou seja, é formada de glicídios e proteínas.
- 02)** Sabão é um sal de ácido graxo de cadeia carbônica curta, sendo o ácido graxo proveniente de óleos ou gorduras.
- 04)** O subproduto da reação de saponificação de ácidos graxos é a glicerina, que, se mantida no sabão, tem ação umectante da pele.
- 08)** A membrana plasmática celular é similar ao sabão em solução aquosa, pois ambos têm uma região hidrofílica, que possui boa interação com a água, e uma região hidrofóbica, que possui boa interação com óleos e gorduras.
- 16)** A formação de micelas de detergentes dissolvidos em água, com gotículas de óleos ou gorduras, é chamada emulsificação.

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

11. UFGD-MS – 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.

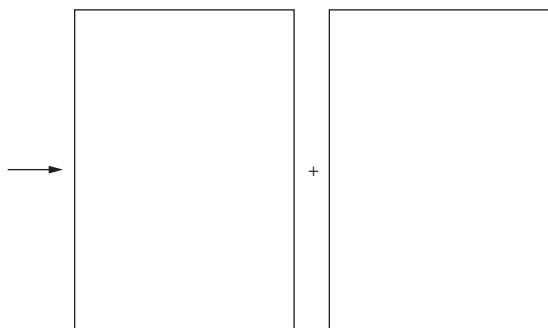
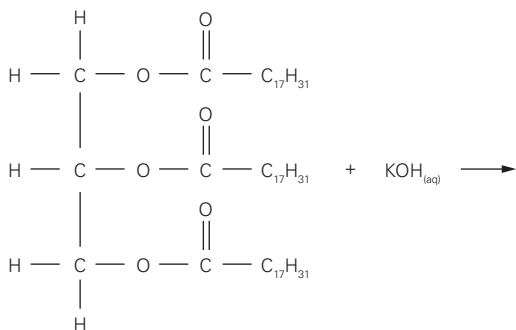


Marque a alternativa que apresenta a estrutura do éster obtido na reação anterior.



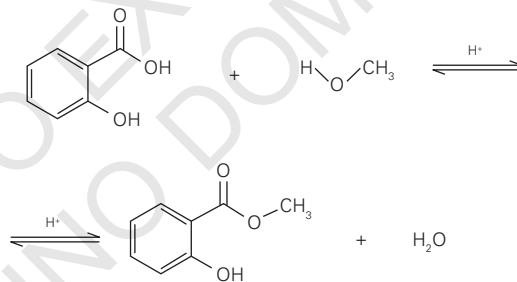
12. UEM-PR – O biodiesel é um combustível substituto de combustíveis fósseis, obtido por meio da modificação estrutural de óleos e gorduras (triacilgliceróis). Sua produção é promissora, do ponto de vista ambiental, pois os óleos e as gorduras são considerados fontes renováveis de matéria-prima, uma vez que são encontrados

- c) Se, na primeira etapa desse procedimento, a solução de KOH em etanol fosse substituída por um excesso de solução de KOH em água, que produtos se formariam? Responda, completando o esquema a seguir, com as fórmulas estruturais dos dois compostos que se formariam e balanceando a equação química.



Dado: solubilidade do KOH em etanol a 25 °C = 40 g em 100 mL

17. UDESC – O salicilato de metila é uma substância presente em muitos óleos essenciais, por exemplo, no de gaultéria (*Gaultheria procumbens*). O salicilato é utilizado como aromatizante e analgésico, também podendo ser obtido, em laboratório, pela reação a seguir.



Analisando a reação, bem como seus reagentes e produtos, é **incorreto** afirmar:

- A nomenclatura oficial para o salicilato de metila é 2-hidroxibenzoato de metila.
- A obtenção do salicilato de metila ocorre pela reação de esterificação com liberação de uma molécula de água.
- As moléculas do salicilato de metila são polares e podem realizar ligações de hidrogênio entre si.
- Os reagentes da reação são ácido 2-hidroxibenzoico e metanol, sendo empregado também um ácido como catalisador.
- Para deslocar o equilíbrio da reação no sentido dos produtos, pode-se usar em excesso um dos reagentes.

ESTUDO PARA O ENEM

18. IFBA

C7-H24

A indústria têxtil e algumas *startups* têm preparado invenções para facilitar a vida e têm investido na nanotecnologia. Já inventaram de tudo... o tecido que não amassa e resiste à sujeira, a camisa que não cheira mal mesmo depois de um longo e suarento dia de trabalho (tecido de algodão recoberto com nanopartículas de prata, que matam os micróbios e combatem o cheiro de suor) etc. A camisa que não mancha (não importa o que você derrame sobre ela – água, refrigerante, ou

mesmo *ketchup* –, o produto simplesmente rola para longe da roupa), inventada pelo estudante de São Francisco (EUA) Aamir Patel, é feita de um material com milhares de milhões de partículas de sílica ligadas às fibras a um nível microscópico. Geralmente, esse tipo de camisa é feito com nanotecnologia hidrofóbica. Isso significa que não importa o que você espirre nela, ela nunca vai ficar manchada.

O processo de limpeza dessa camisa ocorre devido à interação da fibra do tecido com as moléculas do sabão.

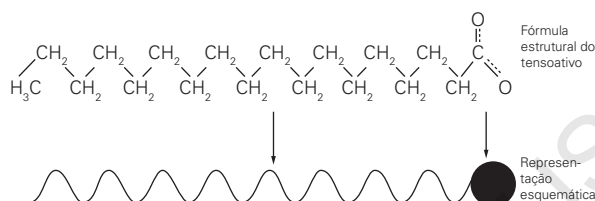
Esse tipo de limpeza resulta da ação química desses produtos, dado que suas moléculas possuem

- uma parte com carga, que se liga à sujeira, cujas moléculas são polares; e uma parte não polar, que se liga à água, cuja molécula é não polar.
- uma parte não polar, que se liga à sujeira, cujas moléculas são não polares; e uma parte com carga, que se liga à água, cuja molécula é polar.
- uma parte não polar, que se liga à sujeira, cujas moléculas são polares; e uma parte com carga, que se liga à água, cuja molécula é não polar.
- uma parte com carga, que se liga à sujeira, cujas moléculas são apolares; e uma parte não polar, que se liga à água, cuja molécula é polar.
- baixa interação, já que a camisa possui propriedade hidrofóbica, ou seja, nunca será possível lavá-la.

19. Enem

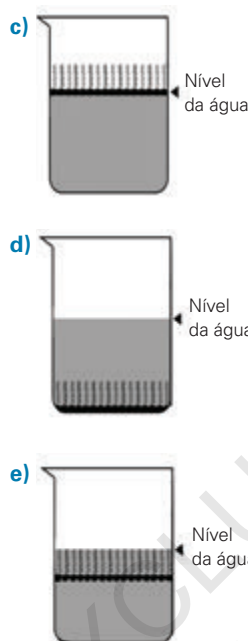
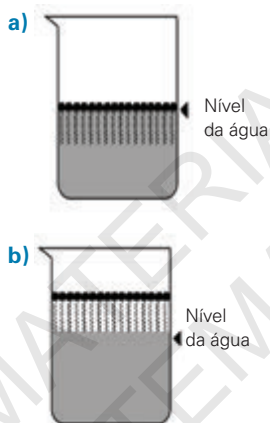
C7-H24

Os tensoativos são compostos capazes de interagir com substâncias polares e não polares. A parte iônica dos tensoativos interage com substâncias polares, e a parte lipofílica interage com as não polares. A estrutura orgânica de um tensoativo pode ser representada por:



Ao adicionar um tensoativo sobre a água, suas moléculas formam um arranjo ordenado.

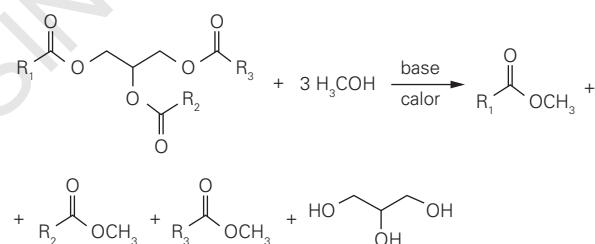
Esse arranjo é representado esquematicamente por



20. Enem

C7-H24

Um dos métodos de produção de biodiesel envolve a transesterificação do óleo de soja utilizando metanol em meio básico (NaOH ou KOH), que precisa ser realizada na ausência de água. A figura mostra o esquema reacional da produção de biodiesel, em que R representa as diferentes cadeias hidrocarbônicas dos ésteres de ácidos graxos.



A ausência de água no meio reacional faz-se necessária para

- manter o meio reacional no estado sólido.
- manter a elevada concentração do meio reacional.
- manter constante o volume de óleo no meio reacional.
- evitar a diminuição da temperatura da mistura reacional.
- evitar a hidrólise dos ésteres no meio reacional e a formação de sabão.

13

POLÍMEROS DE ADIÇÃO E CONDENSAÇÃO

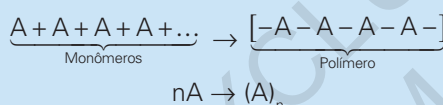
- Polímeros
- Reação de polimerização por adição
- Tipos de polímeros de adição
- Vulcanização da borracha
- Reação de polimerização por condensação
- Tipos de polímeros de condensação

HABILIDADES

- Reconhecer alguns dos polímeros de adição mais importantes – como PVC, polipropileno, poliestireno, teflon e PVA – assim como algumas de suas aplicações.
- Reconhecer a estrutura química da borracha e saber qual a diferença entre ela, a guta-percha e a ebonite.
- Compreender o porquê de a vulcanização melhorar as propriedades da borracha.
- Entender a formação de polímeros por condensação.
- Diferenciar os polímeros pelas suas funções orgânicas (poliamidas, polifenóis, poliéster e policarbonatos).
- Classificar os polímeros de acordo com sua relação com o calor (termoplásticos e termofixos).

Polímeros

O termo polímero significa muitas partes e é aplicado a materiais constituídos por moléculas grandes, com até centenas de milhares de átomos. Essas moléculas são formadas por repetição de unidades menores, os **monômeros**. Estes, por reações de polimerização, ligam-se covalentemente uns aos outros, formando os polímeros.

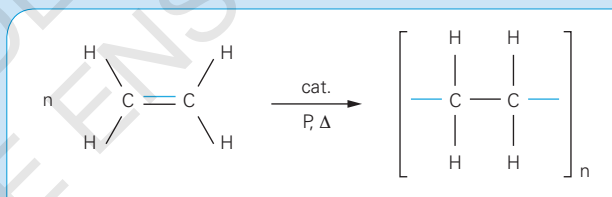


O número de unidades de monômero repetidas na cadeia de uma macromolécula é chamado grau de polimerização.

As macromoléculas dos polímeros apresentam massa molecular que vão de 1 000 u a 15 000 u, podendo atingir, nos altos-polímeros, valores da ordem de 10^6 u.

POLÍMEROS DE ADIÇÃO

A reação de adição ocorre com a soma sucessiva de monômeros para gerar o polímero. Os monômeros capazes de sofrer reação de adição devem apresentar ao menos uma dupla-ligação entre carbonos, ocorrendo durante a reação a ruptura da ligação π como mostrado a seguir.



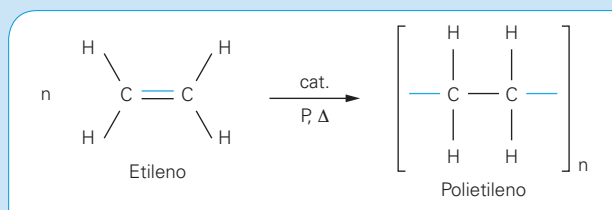
As reações de polimerização sofrem influência de temperatura, pressão e catalisador. A seguir, são mostrados alguns polímeros de adição e suas utilidades.

Polietileno

É obtido por meio do monômero etileno (eteno). É um dos polímeros mais usados em razão de seu baixo custo. A seguir, é mostrada a reação de polimerização para a formação do polietileno.

Embora seja um material versátil, apresenta uma estrutura muito simples, sendo a mais simples de todas as dos polímeros comerciais.

É obtido a partir do monômero etileno (eteno). A seguir, é mostrada a reação de polimerização para a formação do polietileno.

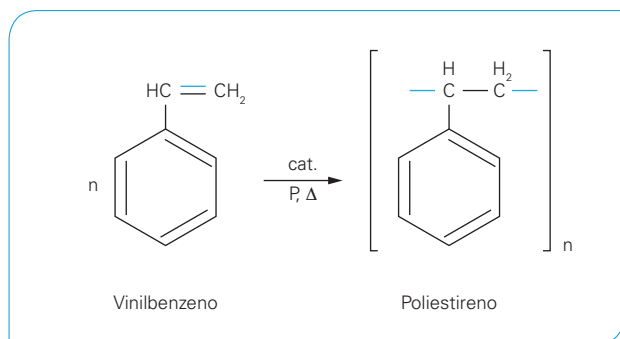


A letra **n** varia de 2 000 u a 50 000 u.

O polietileno pode ser de cadeia reta ou ramificada.

Poliestireno (PS)

É obtido por meio do monômero vinilbenzeno. A seguir, é mostrada a reação de polimerização para a formação do poliestireno (PS).



Poliestireno é um plástico versátil usado para fazer uma ampla variedade de produtos de consumo. Como um plástico duro e sólido, é frequentemente usado em produtos que exigem clareza, como embalagem de alimentos e utensílios de laboratório. Quando combinado com vários corantes, aditivos ou outros plásticos, o poliestireno é usado para fabricar eletrodomésticos, eletrônicos, peças de automóveis, brinquedos, painéis, equipamentos de jardinagem e muito mais.

O poliestireno também é feito de um material de espuma, chamado poliestireno expandido (EPS) ou poliestireno extrudado (XPS), que é valorizado por suas propriedades de isolamento e amortecimento. O poliestireno de espuma pode ter mais de 95% de ar e é amplamente usado para fazer isolamento de residências e eletrodomésticos, embalagens protetoras leves, pranchas de *surf*, sistemas de estabilização de vias e estradas e muito mais. O estireno também ocorre naturalmente em alimentos, como morangos, canela, café e carne bovina.

Normalmente, na embalagem, aparece o seu símbolo de reciclagem, que é o número 6, no interior de um triângulo, formado por setas.



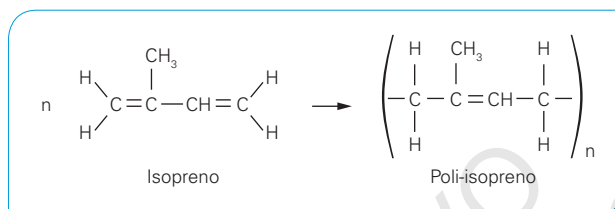
Borracha sintética

A borracha é conhecida como um elastômero, ou seja, são polímeros que apresentam alta elasticidade, podendo sofrer grandes deformações antes de se romperem.

A seguir, são mostrados alguns polímeros diênicos.

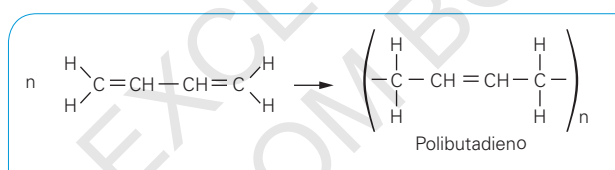
• Poli-isopreno

Formado por meio do isopreno, esse polímero possui a fórmula do látex (borracha natural).



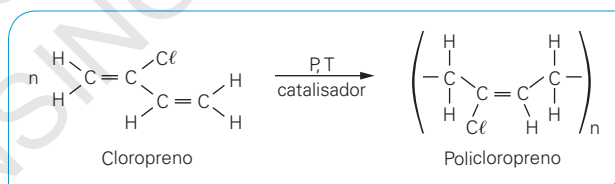
• Polibutadieno ou buna

É a borracha sintética mais importante, no entanto, para adquirir esse valor, ela precisa sofrer vulcanização e copolimerização, assuntos que veremos mais adiante.



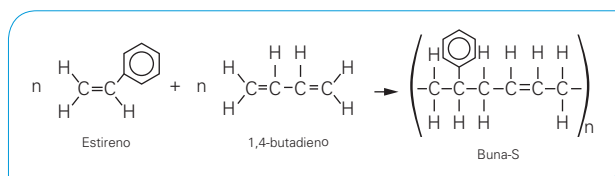
• Neopreno

Utilizado na fabricação de trajes térmicos de mergulhos e mangueiras para combustível.



Existem outros tipos de borrachas sintéticas formadas pela união de dois diferentes tipos de monômeros. A esse tipo de polímeros, damos o nome de **copolímeros**.

A borracha sintética mais importante se dá pela copolimerização dos monômeros buta-1,3-dieno e estireno, tendo o sódio metálico (Na) como catalisador. Esse copolímero é chamado de Buna - S, GRS (*government rubber styrene*) ou SBR (*styrene butadiene rubber*).



Essa borracha é resistente ao atrito, sendo, portanto, utilizada na fabricação de pneus.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

1. FVG-SP – Na tabela, são apresentadas algumas características de quatro importantes polímeros.

Polímero	Estrutura química	Usos
X	$\left(\text{CH}_2 - \text{CH}_2 \right)_n$	Isolante elétrico, fabricação de copos, sacos plásticos, embalagens de garrafas
Y	$\left[\text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} \right]_n$	Fibras, fabricação de cordas e de assentos de cadeiras
Z	$\left[\text{CH}_2 - \underset{\text{C}_6\text{H}_5}{\text{CH}} \right]_n$	Embalagens descartáveis de alimentos, fabricação de pratos, matéria-prima para fabricação do isopor
W	$\left[\text{CH}_2 - \underset{\text{Cl}}{\text{CH}} \right]_n$	Acessórios de tubulações, filmes para embalagens

Polipropileno, poliestireno e polietileno são, respectivamente, os polímeros

a) X, Y e Z.

d) Y, Z e X.

b) X, Z e W.

e) Z, Y e X.

c) Y, W e Z.

Resolução

Polipropileno: monômero é o propeno Y.

Poliestireno: monômero é o estireno Z.

Polietileno: monômero é o eteno ou etileno X.

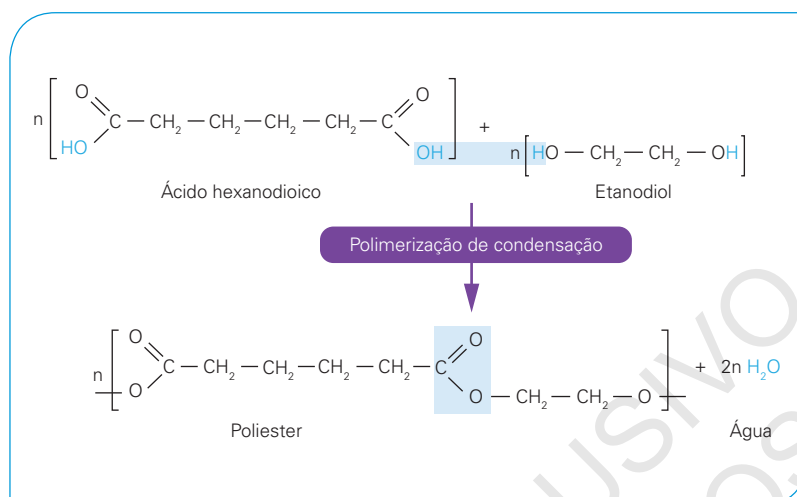
Polímeros de condensação

É uma reação química na qual o polímero é formado, e uma pequena molécula de subproduto com menor peso molecular é liberada, por exemplo, H_2O ou HCl . O subproduto eliminado é conhecido como condensado. A reação pode ocorrer entre dois monômeros similares ou diferentes. É também chamado de polimerização por crescimento em etapas, mas existem algumas exceções que reagem como polimerização por condensação, porém seguem o padrão de crescimento em cadeia.



Eles podem reagir com qualquer número de moléculas até que sejam grandes o suficiente para serem chamados de polímeros.

Exemplo



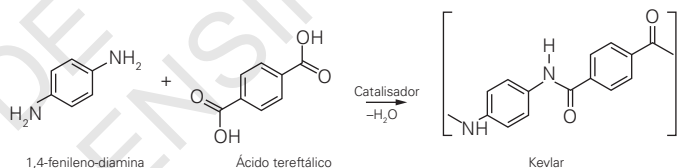
A seguir, são mostrados alguns polímeros de condensação, bem como suas aplicações.

POLIAMIDAS

A formação das poliamidas ocorre entre um diácido carboxílico e uma diamina.

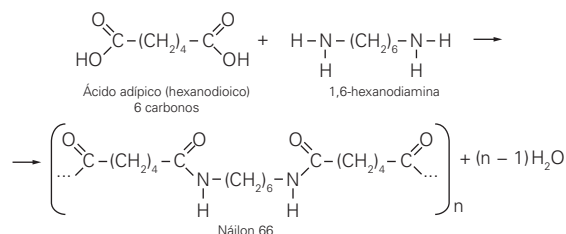
Kevlar

É considerada uma aramida, isto é, uma poliamida aromática. Esse polímero se caracteriza por apresentar alta resistência ao calor e à tração. Essa propriedade se deve às interações entre as cadeias poliméricas formadoras do kevlar, portanto sua aplicação se dá na fabricação de coletes à prova de bala, roupas protetoras contra calor e chamas.



Náilon 66

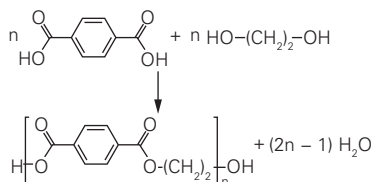
A formação do náilon 66 se dá pela reação entre o ácido adípico e hexametileno-diamina; essa reação ocorre a 270 °C e 10 atm de pressão. A estrutura do náilon 66 é semelhante à da seda, no entanto ela é mais resistente à tração e ao atrito. Sua aplicação se dá na fabricação de fibras têxteis, engrenagens, pulseiras de relógio, linhas de pesca.



POLIÉSTER

Poliésteres como PET (polietileno tereftalato) são polímeros de condensação. A formação de um poliéster segue o mesmo procedimento da síntese de um éster simples. A única diferença é que tanto o álcool como as unidades monoméricas ácidas têm, cada uma, dois grupos funcionais – um em cada extremidade da molécula. Nesse polímero, todas as outras unidades de repetição são idênticas.

Temos os poliésteres que compõem as mais variadas peças do vestuário feminino: vestidos, saias, calças, blusas, casacos etc.

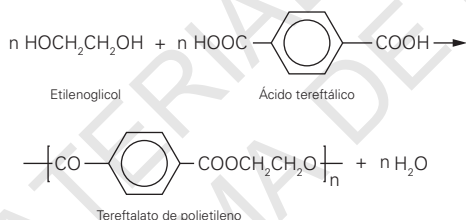


Os PETs são identificados pelo número 1 dentro de um formato triangular.



Dácron ou terilene

Dácron, marca registrada de uma fibra de poliéster; é um polímero de condensação obtido por etilenoglicol e ácido tereftálico. Suas propriedades incluem alta resistência à tração, alta resistência ao estiramento, tanto úmida quanto seca, e boa resistência à degradação por branqueamento químico e abrasão. É usado na construção civil em massas para reparos, laminados, esquis, linhas de pesca, fibras têxteis, fitas de vídeo, fabricação de garrafas plásticas para refrigerante (garrafas PET, polietilenotereftalato). Misturado ao algodão, o poliéster forma o tecido conhecido como tergal. Na medicina, é utilizado na fabricação de válvulas cardíacas e como protetor para facilitar a regeneração de tecidos que sofreram queimaduras (não causa alergias).



POLICARBONATOS

O policarbonato, ou especificamente policarbonato de bisfenol A, é um plástico transparente usado para fazer janelas inquebráveis, lentes de óculos leves e coisas do tipo.

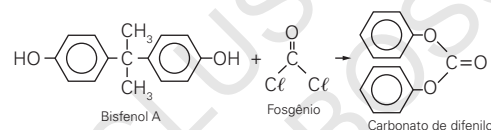
Os PCs são identificados pelo número 7 dentro de um formato triangular.



Lexan

Lexan é um tipo de policarbonato (PC). É incrivelmente resistente a impactos; também é leve, quando comparado ao vidro. Ele é usado em uma variedade de aplicações em que os materiais precisam ser fortes e virtualmente inquebráveis. É um material termoplástico amorfo, com uma faixa de temperatura de uso contínuo de até 129 °C. É moldável e vem com uma alta resistência, fazendo com que seja o plástico industrial ideal para qualquer coisa, incluindo recipientes de alimentos, componentes de avião, fabricação de automóveis, construção, para-brisas de carro de golfe, janelas e portas de segurança, vidros de janelas, materiais impressos e muito mais.

A reação de formação é mostrada a seguir.



POLIFENOL

Trata-se do polioxibenzimetilenglicolanidrido, ou seja, é a combinação do fenol com o formaldeído (aldeído fórmico), formando um polímero chamado polifenol.

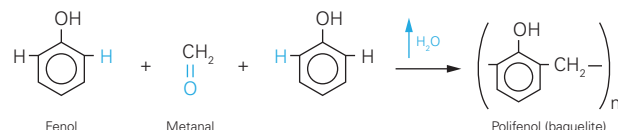
O polifenol é identificado pelo número 7 dentro de um formato triangular.



Baquelite

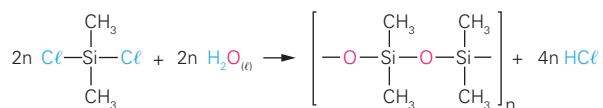
Não podemos negar a presença de polímeros em nossas vidas. Estamos cercados por objetos que apresentam, de uma forma ou de outra, um polímero associado a eles. A facilidade de moldagem de polímeros em diferentes formas e seu custo relativamente baixo de produção têm sido a principal razão para seu uso universal. Como tal, a baquelite (PF) é um dos polímeros comercialmente fabricados que conhecemos em nossas vidas diárias. Em relação à sua aplicação, uma vez que esse composto tem baixa condutividade elétrica e alta resistência ao calor, ele pode ser usado na fabricação de interruptores elétricos, peças de máquinas de sistemas elétricos, telefones, cabos de painéis, bolas de bilhar e suporte para câmeras. É um polímero termofixo, e a baquelite tem alta resistência, o que basicamente retém sua forma mesmo depois de moldagem extensiva.

A sua formação se dá pela reação do formol e do metanal, como mostrado a seguir.



SILICONES

O elemento característico dos silicones é o silício (Si), pertencente ao grupo 14 ou IVA, mesma família do elemento carbono, portanto esses elementos possuem propriedades semelhantes. Os silicones são compostos quimicamente inertes, inodoros, insípidos e incolores, resistentes à decomposição por calor, água ou agentes oxidantes, além de serem bons isolantes elétricos. Eles são formados por longas cadeias de silício e oxigênio intercalados.



A aplicação dos polímeros fluidos depende do tamanho de suas cadeias poliméricas, uma vez que essa característica implica propriedades diferentes do silicone. São usados em lubrificação de moldes, vedação de janelas, chupetas, bicos de mamadeira, cosméticos e em próteses para cirurgia plástica. As borrachas de silicone são usadas em equipamentos industriais e em autopeças.

O silicone é identificado pelo número 7 dentro de um formato triangular.



Polímeros x calor

Os polímeros sofrem ação do calor e, dependendo de como eles reagem, podem ser classificados em termoplásticos e termofixos.

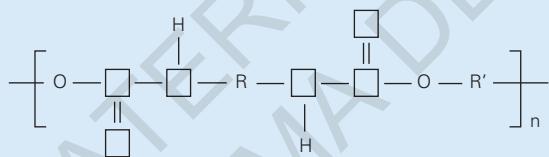
Termoplásticos: podem ser moldados com a ação do calor. Quando aquecidos, esses polímeros de cadeias lineares têm suas interações intermoleculares rompidas e, com isso, “amolecem”, podendo ser moldados, e, quando resfriados, “endurecem”. Exemplo desse tipo de polímero é o PET.

Termofixos: por possuírem cadeias poliméricas grandes e cruzadas, quando aquecidos, esses polímeros não sofrem “amolecimento”, mas, se o aquecimento persistir, eles sofrem decomposição. Exemplo desse tipo de polímero é a baquelite.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

2. Unicamp-SP – Um maiô produzido com material polimérico foi utilizado pela maioria dos competidores de natação em Beijing. Afirma-se que ele oferece uma série de vantagens para o desempenho dos nadadores: redução de atrito, flutuabilidade, baixa absorção de água, ajuste da simetria corporal e melhoria de circulação sanguínea, entre outras. O tecido do maiô é um misto de náilon e elastano, este último, um copolímero de poliuretano e polietilenoglicol.

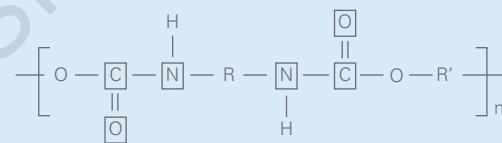
- a) A cadeia do poliuretano a que se refere o texto está parcialmente representada a seguir. Preencha os quadrados com símbolos atômicos, selecionados entre os seguintes: H, F, U, C, N, O, Sn.



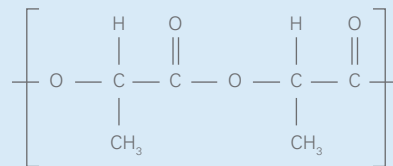
- b) O náilon, que também forma o tecido do maiô, pode ser obtido por reações entre diaminas e ácidos dicarboxílicos, sendo a mais comum a reação de hexametilenodiamina e ácido adípico. De acordo com essas informações, seria possível utilizar o ácido láctico para se preparar algum tipo de náilon? Justifique sua resposta.

Resolução

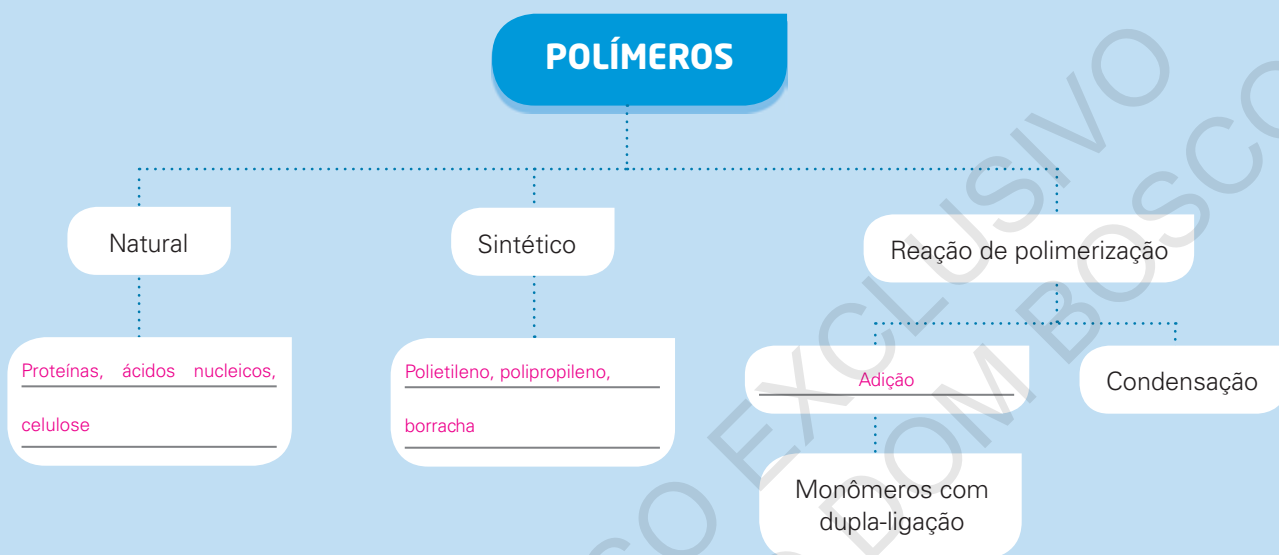
a)



- b) Não. Os tecidos de náilon são poliamidas. Um polímero que poderia ser formado pelo ácido láctico seria um poliéster.



ROTEIRO DE AULA



MATERIAL DE USO EXCLUSIVO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

ROTEIRO DE AULA

POLÍMEROS DE CONDENSAÇÃO

Poliamida

Poliéster

Polifenol

Silicone

Apresenta ligação peptídica.

Monômeros: álcool e ácido carboxílico

Exemplo:

baquelite

Cadeia com

silício e oxigênio

intercalados

Exemplo:

náilon 66

Exemplo:

dracon

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. Famerp-SP – A tabela apresenta as reações de polimerização para obtenção de três importantes polímeros, seus principais usos e seus símbolos de reciclagem.

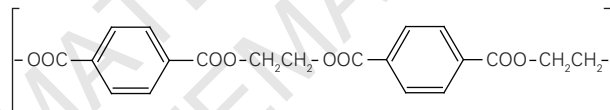
$n \text{ CH}_2 = \text{CH}_2 \longrightarrow$ $\longrightarrow \left(-\text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \right)_n$	Sacolas plásticas e garrafas plásticas	
$n \text{ CH}_2 = \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} \longrightarrow$ $\longrightarrow \left(-\text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \right)_n$	Copos plásticos e para-choques de automóveis	
$n \text{ HC} = \text{CH}_2 \longrightarrow$ $\longrightarrow \left(-\underset{\text{C}_6\text{H}_5}{\text{C}} - \text{CH}_2 - \right)_n$	Embalagens e, na forma expandida, isopor	

Os polímeros mencionados referem-se aos polímeros poliestireno, polietileno e polipropileno, não necessariamente na ordem da tabela. Os polímeros polietileno e polipropileno apresentam, respectivamente, os símbolos de reciclagem

- a) 4 e 6 c) 5 e 4 e) 6 e 5
b) 4 e 5 d) 5 e 6

O polietileno é formado pela polimerização aditiva de moléculas de eteno, indicado com o símbolo de reciclagem 4. Já o polipropileno é formado pela polimerização aditiva de moléculas de propeno, e seu número é 5.

2. Unioeste-PR (adaptado) – O Dacron® é um polímero que pode ser obtido pela reação de um ácido dicarboxílico e um triol, cujo resultado é uma fibra com a estrutura representada a seguir. Sobre o Dacron®, que tem parte de sua estrutura representada a seguir, indique os reagentes utilizados para a síntese e a função orgânica presente.



Os reagentes utilizados para a síntese do Dracon® são: ácido benzenodioico e etanodiol. O Dracon® apresenta a função éster, logo é um poliéster.

3. PUC-PR

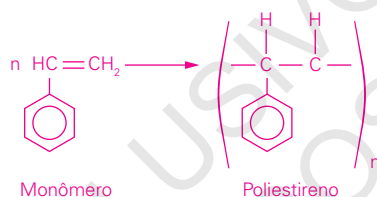
C7-H24

O poliestireno (PS) é um polímero muito utilizado na fabricação de recipientes de plásticos, tais como: copos e pratos descartáveis, pentes, equipamentos de laboratório, partes internas de geladeiras, além do isopor (poliestireno expandido). Esse polímero é obtido na poli-

merização por adição do estireno (vinilbenzeno). A cadeia carbônica desse monômero é classificada como sendo

- a) normal, insaturada, homogênea e aromática.
b) ramificada, insaturada, homogênea e aromática.
 c) ramificada, saturada, homogênea e aromática.
 d) ramificada, insaturada, heterogênea e aromática.
 e) normal, saturada, heterogênea e alifática.

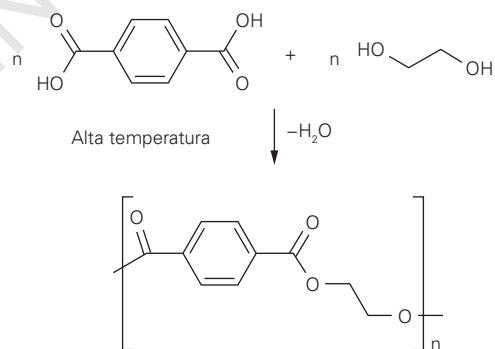
O monômero do poliestireno (PS) possui cadeia ramificada, insaturada, homogênea e aromática.



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 – A sigla PET está presente em diversas embalagens plásticas e deriva do nome científico dado a esse plástico: poli(tereftalato de etileno). O PET pode ser obtido por meio da reação química direta entre o ácido tereftálico e o etilenoglicol.



Assinale a alternativa correta em relação à reação anterior.

- a) O etileno glicol é um composto não polar e apresenta interações fracas entre suas moléculas.
 b) As cadeias de polímeros formadas são capazes de realizar ligações de hidrogênio entre si.
 c) O ácido empregado na reação apresenta duas carboxilas, nas quais o carbono apresenta hibridização sp.
d) A reação de formação desse polímero é conhecida como reação de esterificação, também chamada de polimerização de condensação.
 e) A nomenclatura oficial (IUPAC) para o etileno glicol é 1,2-butanodiol.

Os polímeros de condensação, também conhecidos como polímeros de eliminação, são formados pela reação entre monômeros (que podem ser iguais ou diferentes), com a eliminação de moléculas pequenas. Nesse caso, forma-se uma nova função éster, ou seja, essa reação pode ser chamada de reação de esterificação por ser uma reação entre um ácido carboxílico e um álcool, produzindo éster e água.

5. UEM-PR – A respeito dos polímeros etilênicos, assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

- 01)** O polietileno é produzido por meio do monômero acetileno por uma reação de substituição.
- 02)** Os polímeros de adição apresentam todas as cadeias poliméricas com mesmo valor de massa molecular.
- 04)** No poliestireno, o anel aromático faz parte da cadeia principal do polímero.
- 08)** O polipropileno pode ser produzido por meio dos monômeros propileno ou 1,3-dimetilbutadieno, em uma reação de condensação.
- 16)** O *teflon* é produzido por meio do tetrafluoretileno, em uma reação de adição.

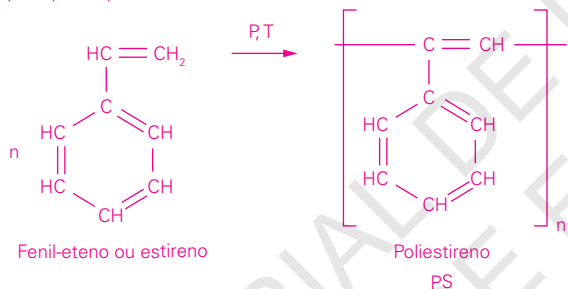
Dê a soma da(s) alternativa(s) correta(s).

16

01. Incorreta. O polietileno é produzido por meio do monômero eteno ou etileno por uma reação de adição.

02. Incorreta. Os polímeros de adição não apresentam todas as cadeias poliméricas com mesmo valor de massa molecular, por causa da introdução de novos átomos.

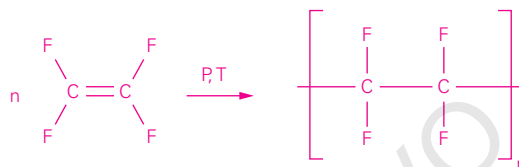
04. Incorreta. No poliestireno, o anel aromático não faz parte da cadeia principal do polímero.



08. Incorreta. O polipropileno pode ser produzido por meio do propileno

ou propeno por uma reação de adição.

16. Correta. O *teflon* é produzido por meio do tetrafluoretileno, em uma reação de adição.



6. IBMEC-RJ – Polímeros são moléculas de grande massa molecular que vêm sendo cada vez mais utilizados em substituição a materiais tradicionais, como vidro, madeira, aço, algodão e na fabricação dos mais diversos produtos. Com relação a esses compostos, analise as proposições a seguir e coloque verdadeiro **V** ou falso **F**.

- I. () Nas reações de polimerização por condensação, além da formação de macromoléculas, ocorre liberação de moléculas menores, como água e metanol.
- II. () O poliestireno é um polímero obtido por adição, sendo muito utilizado na fabricação de pratos, xícaras e como isolante térmico.
- III. () Celuloses são polímeros formados com base na glicose.

Assinale a alternativa que apresenta a sequência correta.

- a) F – V – V
- b) V – V – V**
- c) F – V – F
- d) V – F – V
- e) F – F – F

I. Verdadeiro. Nas reações de polimerização por condensação, além da formação de macromoléculas, ocorre liberação de moléculas menores, como água e metanol.

II. Verdadeiro. O poliestireno é um polímero obtido por adição, sendo muito utilizado na fabricação de pratos, xícaras etc., e como isolante térmico.

III. Verdadeiro. Celuloses são polímeros formados com base na glicose.

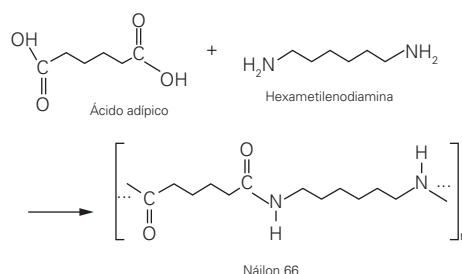
EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. Unemat-MT – Há quem considere que, após a Revolução Industrial, surgiu a revolução dos plásticos, ou polímeros sintéticos, que são utilizados desde a fabricação do copinho de tomar café até componentes dos carros de corrida da Fórmula 1. Apesar de sua leveza e facilidade para serem moldados em qualquer formato, os plásticos resultam em peças rígidas e muito duráveis. Sobre os plásticos, assinale a alternativa correta.

- a) São polímeros sintéticos formados por monômeros.
- b) São polímeros sintéticos formados exclusivamente pelo látex.
- c) Não são considerados contaminantes ambientais.
- d) Na sociedade moderna, é possível viver sem qualquer material feito de plástico.
- e) O Poli (tereftalato de etileno) – PET – não é um exemplo de plástico.

8. Unifor-CE – Polímeros são macromoléculas construídas por meio de muitas unidades pequenas que se repe-

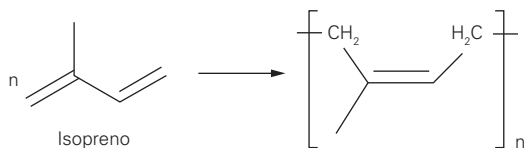
tem, chamadas monômeras ou meros. Um dos polímeros de larga aplicação é o náilon 66, que apresenta alta resistência e é facilmente moldável. A reação de obtenção do náilon 66 é mostrada a seguir.



De acordo com a reação, a função orgânica que é formada pela reação de polimerização é

- a) amida. c) éster. e) carbonila.
- b) amina. d) aldeído.

9. UDESC – A história da borracha natural teve início no século XVI, quando os exploradores espanhóis observaram os índios sul-americanos brincando com bolas feitas de um material extraído de uma árvore local, popularmente conhecida como seringueira. Do ponto de vista estrutural, sabe-se que essa borracha, chamada látex, é um polímero de isopreno, conforme ilustrado na reação a seguir.



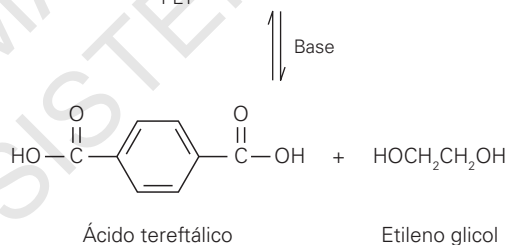
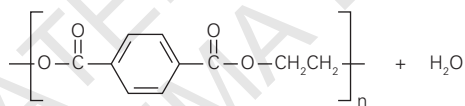
Com relação à estrutura do isopreno e à da borracha natural, analise as proposições.

- I. A molécula de isopreno apresenta quatro carbonos com a configuração sp.
- II. As duplas-ligações do polímero formado apresentam configuração Z.
- III. A borracha natural realiza ligações de hidrogênio entre suas cadeias.
- IV. Segundo a nomenclatura oficial, a molécula de isopreno é denominada 3-metil-1,3-buteno.

Assinale a alternativa correta.

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

10. UEM-PR – O tereftalato de polietileno, ou PET, é um plástico polimérico amplamente utilizado em embalagens. A demanda por esses plásticos tem crescido de forma significativa nos últimos anos, o que tem ocasionado grande impacto ambiental. Uma maneira de minimizar os efeitos da poluição causada pelo PET é o processo de reciclagem, sendo a reciclagem química uma boa alternativa. Um exemplo é o processo de hidrólise do PET, no qual ele é despolimerizado em seus monômeros, sendo o de maior importância o ácido tereftálico (TPA), o qual pode ser repolimerizado. Considerando a reação de despolimerização do PET, assinale o que for correto.

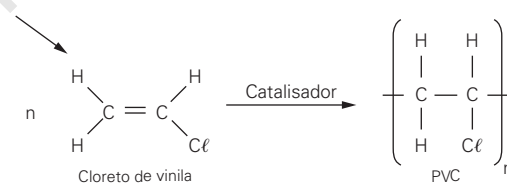


- 01) A reação de despolimerização do PET pode ser caracterizada como uma hidrólise básica de éster.
- 02) O PET é um tipo de poliéster formado pelo processo de polimerização por adição.
- 04) O PET pode ser obtido pela reação de esterificação do ácido tereftálico com etilenoglicol em meio ácido.

08) O ácido tereftálico pode ser repolimerizado, sendo que a reação do TPA com p-diaminobenzeno origina um polímero da classe das poliamidas.

Dê a soma dos itens corretos.

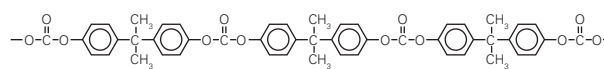
11. Centro Universitário São Camilo-SP – Diversos equipamentos médicos são feitos à base de PVC, um dos polímeros que apresenta maior resistência aos diversos métodos de esterilização. A reação de polimerização do PVC é mostrada a seguir.



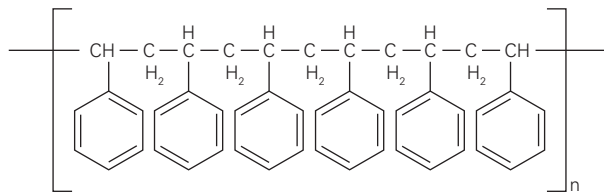
A classificação do PVC, quanto à reação de polimerização, e o isômero de um composto formado pela estrutura do cloro de vinila em que o átomo de hidrogênio, indicado pela seta à esquerda da figura, foi substituído por um átomo de cloro, são, respectivamente,

- a) copolímero e cis.
- b) polímero de adição e trans.
- c) polímero de condensação e cis.
- d) polímero de condensação e trans.
- e) polímero de adição e cis.

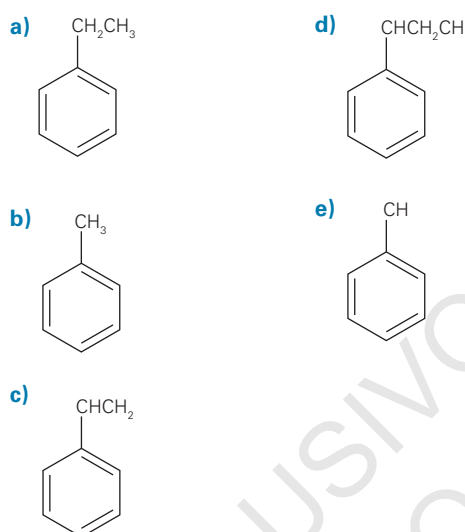
12. Unicamp-SP – O policarbonato representado na figura a seguir é um polímero utilizado na fabricação de CDs e DVDs. O policarbonato, no entanto, foi banido da fabricação de mamadeiras, chupetas e vários utensílios domésticos, pela possibilidade de o bisfenol-A, um de seus precursores, ser liberado e ingerido. De acordo com a literatura científica, o bisfenol-A é suspeito de vários malefícios para a saúde do ser humano.



17. Unifor-CE – Os polímeros são compostos naturais ou artificiais formados por macromoléculas que, por sua vez, são constituídas por unidades estruturais repetitivas, denominadas monômeros. Quando um polímero é formado por uniões sucessivas de um mesmo monômero, temos uma reação de polimerização de adição. Um polímero formado por várias moléculas de um monômero é ilustrado a seguir.



Com base na fórmula anterior, a alternativa que contém o monômero utilizado no preparo desse polímero é



ESTUDO PARA O ENEM

18. UPE

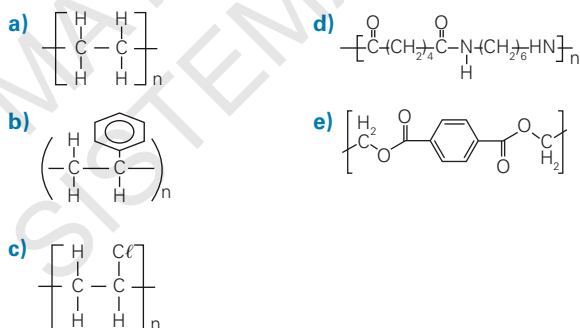
C7-H24

Impressoras 3D vêm revolucionando por causa da sua versatilidade. Um exemplo é a produção de exoesqueleto à base de polímeros, que podem substituir o gesso, como mostrado na figura a seguir.



Disponível em: <<http://exame.abril.com.br/tecnologia/noticias/peca-impressa-em-3d-substitui-gesso-usado-em-fraturas>>. Adaptado.

O náilon é um material muito interessante para esse tipo de impressão, uma vez que produz peças flexíveis e muito resistentes. Um tipo de estrutura polimérica desse material é representado por



19. UEMA

C7-H24

Um dos principais ramos industriais da química é o segmento petroquímico. Pelo eteno, obtido da nafta derivada do petróleo ou diretamente do gás natural, a petroquímica

dá origem a uma série de matérias-primas que permitem ao homem fabricar novos materiais, substituindo com vantagens a madeira, peles de animais e outros produtos naturais. O plástico e as fibras sintéticas são dois desses produtos. O **polietileno de alta densidade (PEAD)**, o **polietileno tereftalato (PET)**, o **polipropileno (PP)** e o **policloreto de vinila (PVC)** são as principais resinas termoplásticas. Nas empresas transformadoras, essas resinas darão origem a autopeças, componentes para computadores e para a indústria aeroespacial e eletroeletrônica, a garrafas, calçados, brinquedos, isolantes térmicos e acústicos... Enfim, a tantos itens que fica difícil imaginar o mundo, hoje, sem o plástico, tantas e tão diversas são as suas aplicações.

Disponível em: <<http://atividadesdeciencias.blogspot.com.br>>. Acesso em: 16 jun. 2014.

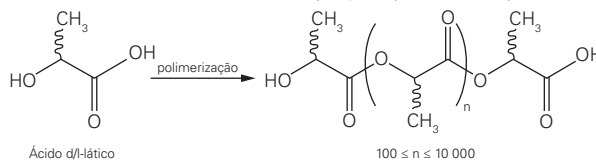
As substâncias, em destaque, são exemplos de

- amidos.
- celulose.
- proteínas.
- ácidos nucleicos.
- polímeros sintéticos.

20. Enem

C7-H24

O poli(ácido láctico) ou PLA é um material de interesse tecnológico por ser um polímero biodegradável e bioabsorvível. O ácido láctico, um metabólito comum no organismo humano, é a matéria-prima para produção do PLA, de acordo com a equação química simplificada.



Ácido *d,l*-lático

$100 \leq n \leq 10\,000$

Que tipo de polímero de condensação é formado nessa reação?

- Poliéster
- Polivinila
- Poliamida
- Poliuretana
- Policarbonato

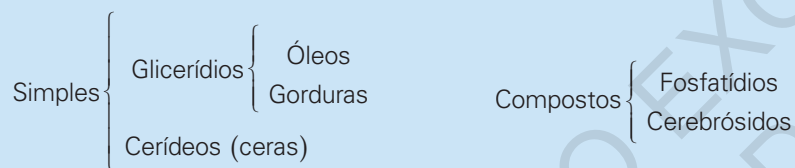
BIOMOLÉCULAS - LIPÍDIOS, CARBOIDRATOS E PROTEÍNAS

14

Lipídios

Não há uma definição exata para lipídios, mas existe um consenso que limita a definição de lipídios a ácidos graxos e seus derivados. Essas substâncias apresentam baixa solubilidade em água e alta solubilidade em solventes orgânicos, como o hexano e o clorofórmio.

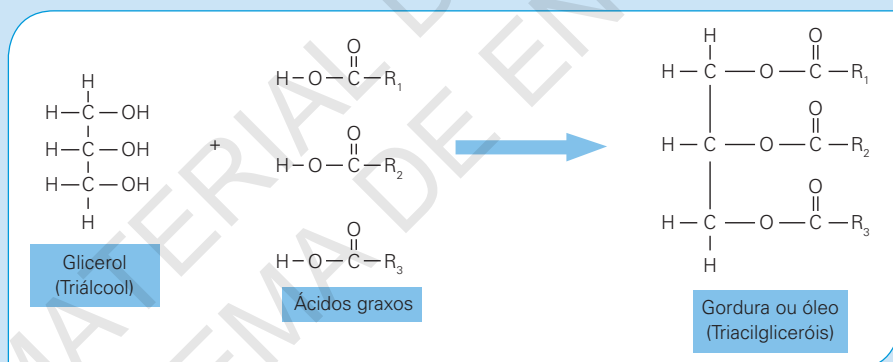
Os lipídios podem ser classificados de acordo com o esquema a seguir; porém, neste módulo, abordaremos somente os lipídios simples.



Os lipídios nos alimentos referem-se aos triésteres de ácidos graxos e glicerol, chamados de triglicerídios, e são substâncias de alto teor calórico.

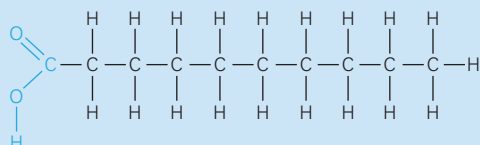
TRIGLICERÍDIOS (TRIACILGLICEROL)

Os triglicerídios são formados por reação de esterificação, como já estudado em módulos anteriores.



Os triglicerídios podem se apresentar na forma de óleos ou gorduras. O que determina essa característica é o grau de saturação dos ácidos graxos: ácidos graxos saturados apresentam altas temperaturas de fusão, identificando-se, portanto, como sólidos (gordura), enquanto os ácidos graxos insaturados identificam-se como óleos, pois apresentam baixa temperatura de fusão.

Gorduras: são sólidos formados por ácidos graxos saturados e de origem animal. Os alimentos de origem animal, fontes de lipídios, são carnes vermelhas, peixes, ovos, leite e manteiga.

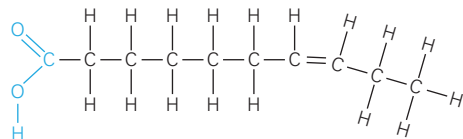


- Biomoléculas
- Ácido graxo
- Glicerídios
- Óleos
- Gorduras
- Cerídeos
- Carboidratos
- Proteínas
- Aminoácidos
- Ligação peptídica

HABILIDADES

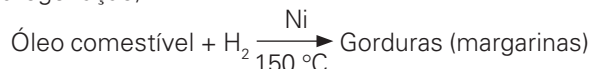
- Definir o que são lipídios pela sua reação de formação.
- Identificar os tipos de lipídios.
- Diferenciar óleos de gorduras por meio de suas estruturas e propriedades.
- Entender a formação dos cerídeos e suas diferentes aplicações.
- Definir carboidratos, com foco nas aldoses e cetoses.
- Classificar os tipos de carboidratos.
- Definir proteínas, com foco nos aminoácidos.
- Entender como se formam as ligações peptídicas.
- Classificar os tipos de estruturas proteicas.
- Entender o processo de desnaturação das proteínas.

Óleos: são líquidos formados por ácidos graxos insaturados e de origem vegetal. Os alimentos de origem vegetal, fontes de lipídios, são coco, abacate, azeite de oliva e oleaginosas, como castanhas, nozes, amêndoas e gergelim.



• Transformação de óleo em gordura

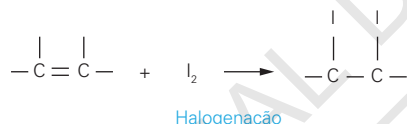
Compreende-se facilmente a transformação industrial de óleo em gordura pela simples adição de H_2 (hidrogenação).



A margarina é, por exemplo, um produto obtido por hidrogenação de óleos vegetais.

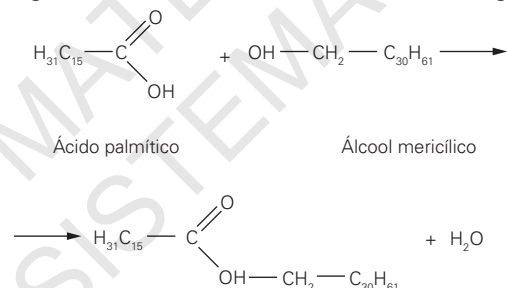
A hidrogenação modifica as propriedades físicas e químicas do material. As gorduras hidrogenadas demoram mais tempo para se tornar rançosas do que as não hidrogenadas. A rancidez deve-se à presença de ácidos e aldeídos voláteis, de mau odor, obtidos pela reação do oxigênio do ar com carbonos próximos das duplas-ligações na cadeia carbônica. A hidrogenação reduz o número de insaturações na cadeia carbônica, o que retarda o desenvolvimento do ranço.

Para se determinar o grau de insaturação do ácido graxo, faz-se uso do teste de iodo. O iodo (solução de cor castanha) é adicionado às duplas-ligações e, conseqüentemente, há uma perda na coloração castanha da solução.



CERÍDEOS (CERAS)

As ceras são formadas pela reação de ésteres de ácidos graxos saturados e álcoois de cadeia longa.



A cera também é um composto não polar, ou seja, não se mistura à água. Por causa disso, ela é utilizada como impermeabilizante nas folhas de vegetais, a fim de evitar uma perda excessiva de água ou mesmo o seu encharcamento, e nas penas de aves aquáticas.

Nos ouvidos humanos, a cera possui a função de protegê-los contra infecções e micro-organismos.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. FEI-SP – Com relação ao óleo de oliva, afirma-se:

- I. É uma mistura de substâncias pertencentes ao grupo _____.
- II. Para transformá-lo em gordura, devemos submetê-lo a uma reação de _____.

As respostas corretas para os itens I e II são

- a) das proteínas e oxidação.
- b) dos lipídios e hidrogenação.
- c) dos carboidratos e hidratação.
- d) dos ésteres e cloração.
- e) dos hidrocarbonetos e polimerização.

Resolução

Os óleos caracterizam-se por serem misturas de lipídios e, para torná-los gorduras, basta submetê-los à hidrogenação catalítica.

2. O triglicerídeo presente na dieta humana é digerido no trato gastrointestinal pelas enzimas digestivas e produz

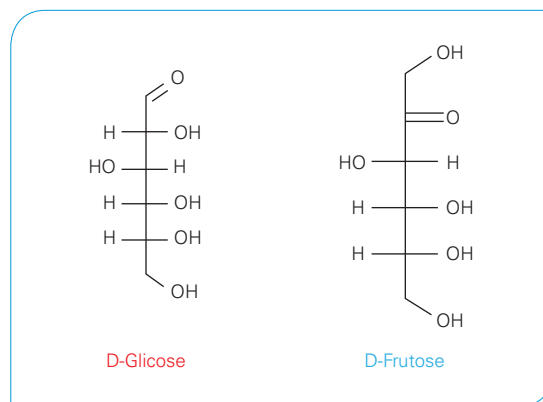
- a) aminoácidos.
- b) glicose.
- c) ácido graxo e glicerol.
- d) sacarose.
- e) glicerídeo.

Resolução

A hidrólise de triglicerídios produz ácido graxo e glicerol.

Carboidratos

Comumente chamados de **açúcares** ou **glicídios**, os carboidratos são compostos de função mista **poliálcool-aldeído** (d-glicose) ou **poliálcool-cetona** (d-frutose). O nome carboidrato refere-se à fórmula mínima CH_2O , isto é, um hidrato de carbono.



Os carboidratos possuem várias funções:

- são componentes estruturais essenciais das células;
- atuam como sítios de reconhecimento na superfície da célula;
- servem de principal fonte energética metabólica.

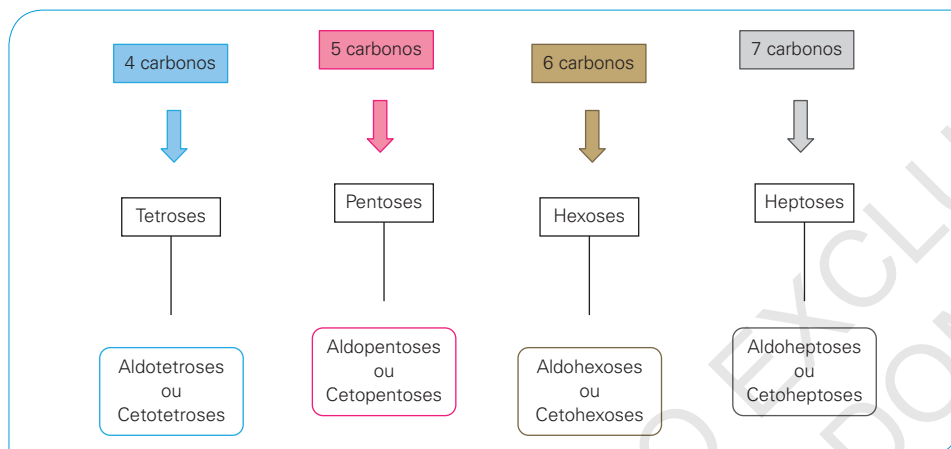
CLASSIFICAÇÃO DOS CARBOIDRATOS

Os carboidratos podem ser classificados em monossacárido, oligossacárido e polissacárido.

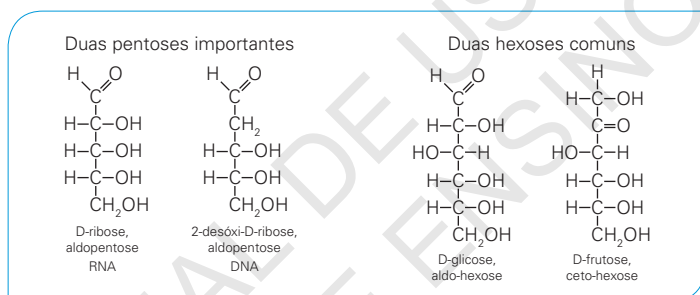
Monossacáridos

São açúcares simples, formados por uma única unidade de poli-hidroxialdeído (**aldoses**) ou poli-hidroxiacetona (**cetoses**), que não se hidrolisam, como glicose, frutose, galactose etc. O monossacárido mais abundante na natureza é o açúcar de 6 carbonos: D-glicose (chamado de dextrose).

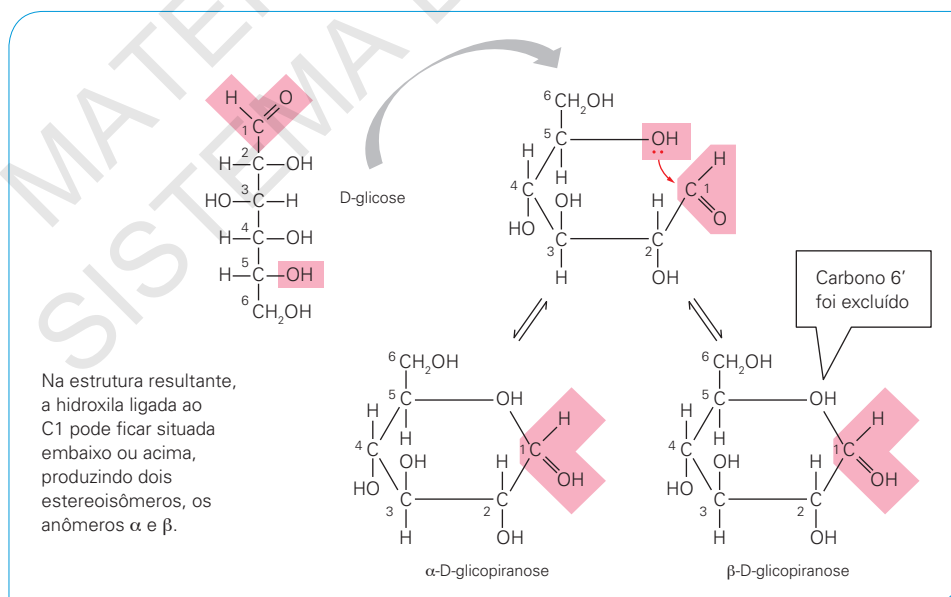
Os monossacáridos podem ser classificados pela quantidade de carbonos em seu esqueleto.



Algumas **oses** importantes:



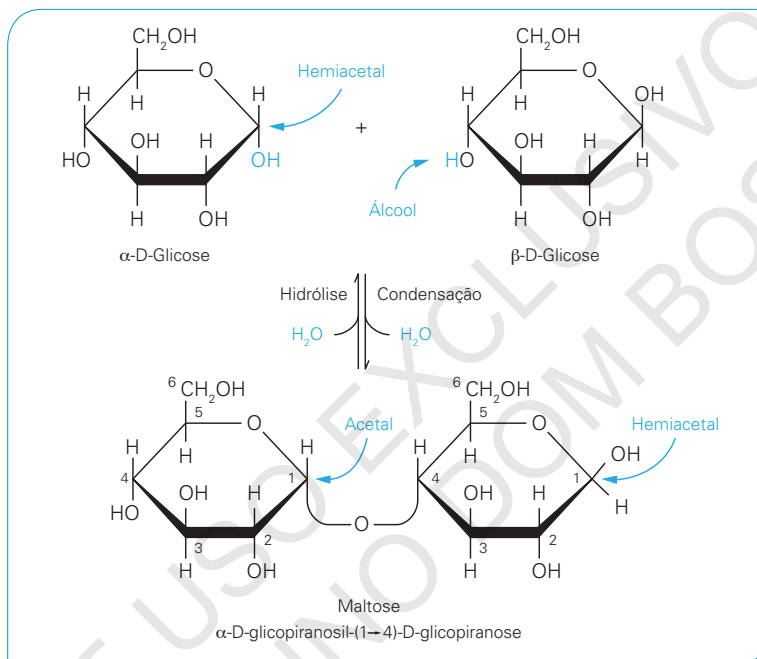
Os monossacáridos de quatro ou mais carbonos, em solução aquosa, tendem a formar estruturas cíclicas conforme o esquema a seguir.



Oligossacarídeos

Consistem em cadeias curtas de unidades de monossacarídeos, unidas por ligações glicosídicas. O oligossacarídeo mais comum é a sacarose, um dissacarídeo proveniente da cana-de-açúcar. Este é formado por um D-glicose + D-frutose.

Os dissacarídeos consistem em dois monossacarídeos unidos covalentemente por uma ligação O-glicosídica. A ligação O-glicosídica é estabelecida entre dois ou mais carboidratos com a consequente liberação de moléculas de água para o meio. Essa ligação é realizada por meio da condensação de um hemiacetal de um carboidrato com a hidroxila do outro.



Polissacarídeos

São polímeros de açúcar que contêm mais de 20 unidades de monossacarídeos; alguns têm centenas ou milhares de unidades. A maioria dos carboidratos presentes na natureza são polissacarídeos (amido, celulose, glicogênio). Alguns polissacarídeos, como a celulose, têm cadeias lineares; outros, como o glicogênio, são ramificados. Ambos são formados por unidades repetidas de D-glicose.

Os polissacarídeos podem ser classificados da seguinte forma.

Homopolissacarídeo: contém uma única espécie monomérica, podendo ter cadeias lineares ou ramificadas.

Heteropolissacarídeo: contém diferentes unidades monoméricas, podendo ter cadeias lineares ou ramificadas.

PRINCIPAIS CARBOIDRATOS

Glicose: presente no mel e em frutos doces; é obtida pela hidrólise do amido em meio ácido. Principais aplicações: fabricação de álcool etílico e alimentação.



Frutose: presente no mel e em frutos doces. Outro nome da frutose: levulose.

Sacarose: presente em plantas, principalmente na cana-de-açúcar e beterraba. Outros nomes: açúcar de cana ou açúcar comum.

Aplicação: alimentação e fabricação de álcool etílico.

Fórmula: $C_{12}H_{22}O_{11}$

Celulose: presente em todos os vegetais. O algodão é praticamente celulose (95%). Massa molecular média: 400 000 – praticamente não digerível pelo organismo humano.

Aplicação: celulosos, filmes, sedas artificiais, vidros de segurança para carros (dois vidros colados com acetato de celulose), tecidos como o algodão.

Fórmula: $(C_6H_{10}O_5)_n$

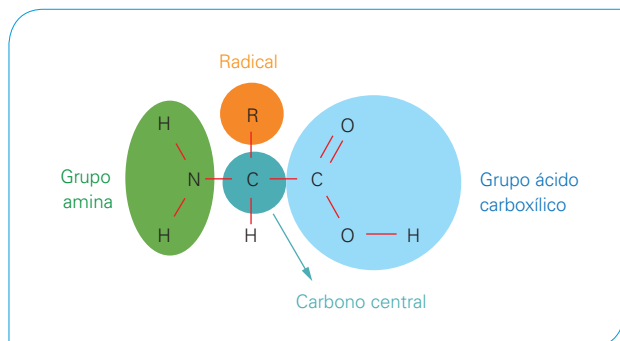
Proteínas

As proteínas são polímeros cujas unidades poliméricas são os aminoácidos.

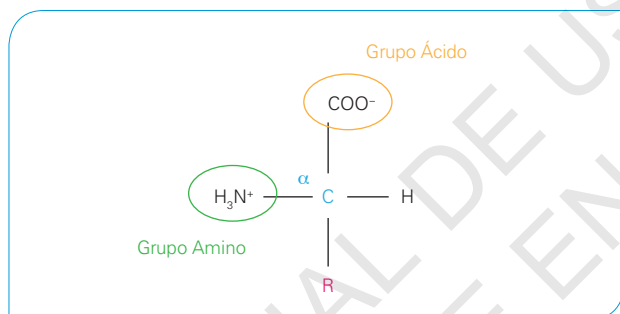
AMINOÁCIDOS

São estruturas que apresentam as funções ácido carboxílico e amina.

Estrutura geral de um aminoácido:



Em meio neutro, o grupo ácido (–COOH) tende a doar prótons, produzindo, assim, uma espécie com carga negativa (–COO⁻), e o grupo amina (NH₂) tende a receber prótons, produzindo uma espécie com carga positiva (NH₃⁺). A estrutura formada é denominada **zwitterion**.

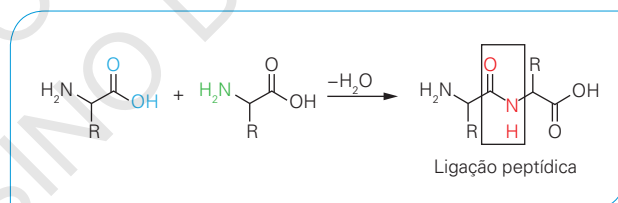


Diferentes entre si pela estrutura representada por R na molécula anterior, os 20 aminoácidos usados na construção das moléculas de proteínas podem ser divididos em dois grupos:

- **Aminoácidos naturais:** são produzidos pelo próprio organismo. No caso da espécie humana, são eles: glicina, alanina, serina, cisteína, tirosina, arginina, ácido aspártico, ácido glutâmico, histidina, asparagina, glutamina e prolina.
- **Aminoácidos essenciais:** são obtidos apenas por meio da alimentação. No caso da espécie humana, são eles: fenilalanina, valina, triptofano, treonina, lisina, leucina, isoleucina e metionina.

As principais fontes de proteína (e, consequentemente, de aminoácidos) são os alimentos de origem animal (leite, clara de ovo, carnes em geral etc.), embora ela também possa ser encontrada em vegetais oleaginosos (amêndoas, amendoim, castanhas, nozes), grãos (feijões, soja, ervilhas, lentilhas e grão de bico) e sementes (gergelim, girassol, linhaça).

Os aminoácidos unem-se aos outros pela ligação peptídica ou amídica, conforme o esquema a seguir. A ligação peptídica ocorre entre o grupo amina de um aminoácido com o grupo carboxila do outro aminoácido.



A estrutura resultante da ligação de dois aminoácidos é um **dipeptídeo**. Caso haja a união de vários aminoácidos, ocorrerá a formação de um **polipeptídeo**. Os polipeptídeos formados com mais de 10 000 unidades de aminoácidos são denominados **proteínas**.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

3. UECE – Tirados da química dos açúcares, alguns dos seus termos básicos foram agrupados em quatro conjuntos de dois nomes cada um, formando as alternativas a, b, c e d. Identifique a única alternativa que inclui os termos cujas definições correspondentes encontram-se dadas nos itens I e II.

- X é o nome dado aos açúcares que se apresentam com a estrutura de poli-hidroxicetonas.
- Y são os açúcares que, ao serem submetidos à hidrólise, dão como produto, além de oses, compostos orgânicos ou inorgânicos não glicídicos.

- X = oses; Y = holosídeos
- X = aldoses; Y = dissacarídeos
- (c)** X = cetoses; Y = heterosídeos
- X = osídios; Y = aldo-hexoses

Resolução

Cetoses: é o nome dado aos açúcares que se apresentam com a estrutura de poli-hidroxicetonas.

Heterosídeos: são os açúcares que, ao serem submetidos à hidrólise, dão como produto, além de oses, compostos orgânicos ou inorgânicos não glicídicos.

ROTEIRO DE AULA

LIPÍDIOS SIMPLES

Glicerídios

Cerídeos

Triglicerídios

Formados pela reação de

ácidos graxos saturados e álcoois de cadeias longas.

Formados pela reação de

glicerol e ácido graxo.

Óleos

Gorduras

A cadeia carbônica do ácido graxo é insaturada.

A cadeia carbônica do ácido graxo é saturada.

ROTEIRO DE AULA

CARBOIDRATOS

Classificação

Monossacarídeos

Exemplos:

glicose, frutose e galactoseDissacarídeos

Exemplos:

lactose, maltose, sacarosePolissacarídeos

Exemplos:

quitina, celulose, amido, glicogênio

PROTEÍNAS

Enzimas

Função:

catalisadores

Formadas por:

aminoácidos

Ligações peptídicas

Sofrem desnaturação por

ação do calor.

Perda das formas tridimensionais

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. **UNIVESP** – Considere as seguintes informações, extraídas do rótulo de um leite pasteurizado integral.

Informação nutricional
Quantidade por porção de 200 mL
(1 copo)

Valor energético	127 kcal = 534 kJ
Carboidratos	9,6 g
Proteínas	6,4 g
Gorduras totais	7,0 g
Gorduras saturadas	4,2 g
Gorduras trans	0 g
Fibra alimentar	0 g
Sódio	80 mg
Cálcio	214 mg
Colesterol	20 mg

Assinale a alternativa que apresenta o nutriente desse leite que é constituído principalmente por macromoléculas cujas cadeias se unem por ligações peptídicas.

- a) Carboidratos
 b) Proteínas
 c) Gorduras saturadas
 d) Gorduras trans
 e) Colesterol

Uma proteína é um grande polipeptídeo, ou seja, resíduos de aminoácidos estão ligados entre si covalentemente pelas ligações peptídicas.

2. **UECE (adaptado)** – Em nossa alimentação, é comum ingerirmos alimentos fritos em gorduras e óleos de origem animal e vegetal, tais como: banha, óleo de milho, óleo de caroço de algodão etc. Atente ao que se diz a respeito de gorduras e óleos a seguir, assinalando verdadeiro **V** ou falso **F**, e justifique suas respostas.

- () Possuem, em suas estruturas, a mistura de parafina e glicerina.
 () São constituídos por hidrocarbonetos não saturados.
 () Pertencem à família dos glicídios.
 () São ésteres de ácidos carboxílicos de número de carbonos variável e glicerina.
 () Em geral, são ésteres de ácidos graxos com os mais variados álcoois.

Falso. Os óleos e gorduras são constituídos de triglicerídios, que são

ésteres da glicerina com ácidos graxos.

Falso. São constituídos por hidrocarbonetos saturados.

Falso. Os glicídios são carboidratos (ou sacarídios ou açúcares).

Verdadeiro. Os ácidos graxos, que originam os triglicerídios, são ácidos

carboxílicos, com cadeia carbônica de 4 a 36 átomos de carbono e com

uma ou mais duplas-ligações. Esses ácidos reagem com a glicerina para

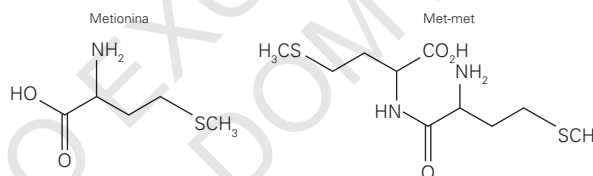
formar os óleos e gorduras.

Verdadeiro. São ésteres de ácidos graxos com diversos álcoois.

3. **UFRGS-RS**

C7-H24

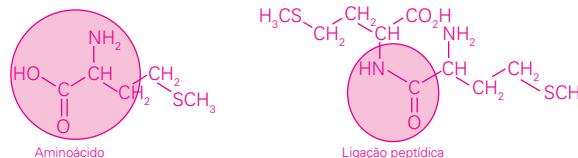
Em 2016, foi inaugurada a primeira fábrica mundial para a produção de uma nova fonte de metionina, especificamente desenvolvida para alimentação de camarões e outros crustáceos. Esse novo produto, Met-Met, formado pela reação de duas moléculas de metionina na forma racêmica, tem uma absorção mais lenta que a DL-metionina, o que otimiza a absorção da metionina e de outros nutrientes no sistema digestivo dos camarões.



A metionina e o met-met são, respectivamente,

- a) um aminoácido e um dipeptídeo.
 b) um aminoácido e uma proteína.
 c) um sacarídeo e um lipídio.
 d) um monossacarídeo e um dissacarídeo.
 e) um monoterpene e um diterpene.

As metionina e o met-met são, respectivamente, um aminoácido e um dipeptídeo.



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

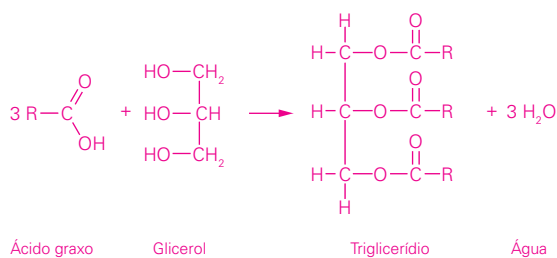
Habilidade: Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

4. **IFSul-RS** – Os triglicerídios são compostos orgânicos presentes na composição de óleos e gorduras vegetais.

A reação que permite a obtenção de triglicerídios é denominada

- a) esterificação.
 b) desidratação.
 c) saponificação.
 d) neutralização.

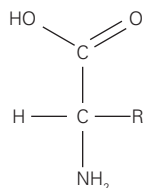
Os óleos e gorduras são constituídos de triglicerídios, que são ésteres da glicerina (reações de esterificação), com ácidos graxos, que são ácidos carboxílicos, contendo uma cadeia carbônica de 4 a 36 átomos de carbono com uma ou mais duplas-ligações.



5. ITA-SP (adaptado) – Aminoácidos são compostos orgânicos que contêm um grupo amina e um grupo carboxílico. Nos α -aminoácidos, os dois grupos encontram-se nas extremidades da molécula e, entre eles, há um átomo de carbono que também está ligado a um grupo R, conforme a figura.

Considere os seguintes aminoácidos.

- I. Alanina, em que $R = \text{CH}_3$.
- II. Asparagina, em que $R = \text{CH}_2\text{CONH}_2$.
- III. Fenilalanina, em que $R = \text{CH}_2\text{C}_6\text{H}_5$.
- IV. Glicina, em que $R = \text{H}$.
- V. Serina, em que $R = \text{CH}_2\text{OH}$.



Qual(is) aminoácido(s) possui(em) grupo(s) R polar(es)? Justifique sua resposta.

Os aminoácidos que possuem R polar são a asparagina e a serina. A

asparagina possui o grupamento $-\text{NH}_2$, em que o N possui um par de

elétrons isolados que permite uma aceção de prótons. Já a serina

possui o grupamento hidroxila ($-\text{OH}$), que é altamente polar.

6. UEA-AM – Uma das formas de obtenção do óleo de amendoim em laboratório segue o seguinte procedimento.

Etapa 1: colocar os grãos de amendoim (sem pele) em um almofariz, acrescentar álcool e triturar bem. Nessa etapa, o óleo contido no amendoim dissolve-se no álcool.

Etapa 2: filtrar a mistura contida no almofariz e recolher o líquido filtrado.

Etapa 3: destilar o líquido filtrado, obtendo-se o óleo de amendoim e recuperando-se o álcool.

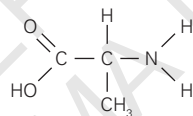
O óleo de amendoim é uma mistura natural constituída principalmente por

- a) aminoácidos.
- b) sais minerais.
- c) lipídios.
- d) proteínas.
- e) açúcares.

Os óleos são ácidos graxos insaturados que podem ser provenientes de sementes oleaginosas, como é o caso do amendoim. Portanto, o óleo de amendoim é composto principalmente por lipídios.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. IFSC



Sobre a molécula anterior, assinale a alternativa correta.

- a) A molécula apresentada é um aminoácido.
- b) A molécula anterior apresenta dois carbonos na sua cadeia principal.
- c) O nome correto dessa molécula é ácido amino-metil-etanoico.
- d) Essa molécula apresenta sete ligações simples e uma dupla-ligação.
- e) A molécula apresenta cadeia carbônica heterogênea e insaturada.

8. UEM-PR – Tendo em vista que o consumo excessivo de alimentos gordurosos é prejudicial à saúde, um vestibulando, quando foi ao mercado, leu a seguinte inscrição no rótulo de uma determinada margarina: “Fabricada com óleos vegetais hidrogenados”. Sobre esse assunto, é correto afirmar:

01) São chamados de ácidos graxos de cadeia saturada aqueles que apresentam dupla-ligação entre um ou mais pares de carbonos da cadeia, sendo considerados um óleo.

02) Uma dieta saudável deve conter certa quantidade de gorduras e óleos, pois são necessários para o organismo absorver as vitaminas lipossolúveis (A, D, E, K).

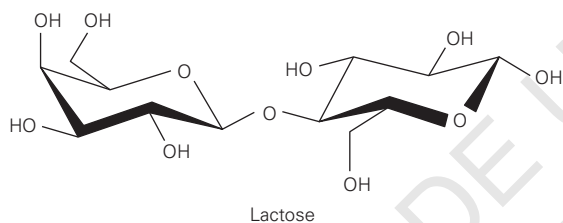
04) Glicerídeos são constituídos por moléculas do álcool glicerol, ligadas a uma, duas, ou três moléculas de ácidos graxos.

08) Óleos e gorduras são glicerídeos e diferem quanto à temperatura de fusão: óleos são líquidos à temperatura ambiente e gorduras são sólidas.

16) Por meio de uma reação química, por adição de hidrogênio às moléculas de óleos vegetais, obtêm-se produtos de consistência pastosa à temperatura ambiente.

Dê a soma dos itens corretos.

9. PUC-RS – Para responder à questão, analise a fórmula e o texto a seguir, que contém lacunas.



A lactose é um _____ encontrado em diversos tipos de leite e, juntamente com as gorduras, é uma das fontes de energia para filhotes de mamíferos. A estrutura dessa molécula apresenta numerosos grupos funcionais característicos dos _____, que conferem a ela boa solubilidade em água. A digestão da lactose exige uma enzima específica, a lactase, que normalmente os filhotes de mamíferos possuem, mas não os adultos. A lactase é uma proteína que age como _____, acelerando a reação de quebra da molécula da lactose. A falta dessa enzima no organismo origina a intolerância à lactose, que acomete parte da população.

Assinale a alternativa com as palavras que preenchem corretamente as lacunas.

- a) carboidrato – álcoois – catalisador
- b) carboidrato – fenóis – regulador de pH
- c) carboidrato – ésteres – aminoácido
- d) ácido graxo – álcoois – inibidor de reação
- e) ácido graxo – fenóis – solvente

10. UEM-PR – A respeito de gorduras, óleos vegetais, biodiesel, ácidos graxos e sabões, assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

- 01) As gorduras trans são produzidas por um processo de oxidação catalítica.
- 02) Sabões podem ser produzidos por meio de uma reação ácido-base entre uma base forte e um ácido graxo.

- 04) As gorduras de origem animal são constituídas essencialmente de ácidos graxos saturados, e os óleos vegetais apresentam cadeias saturadas, monoinsaturadas e poli-insaturadas.
- 08) Óleos vegetais poli-insaturados são sólidos e, pelo processo de hidrogenação, tornam-se líquidos, em temperatura ambiente.
- 16) Por meio de uma reação de transesterificação, é possível produzir biodiesel. Para isso, um óleo vegetal reage na presença de um álcool de cadeia curta e de um catalisador.

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

11. UECE – Pesquisadores estão testando tratamentos para a calvície, cultivando cabelo em uma placa de Petri. Duas moléculas distintas parecem promissoras para possíveis tratamentos para a perda capilar: um peptídeo de levedura e um antioxidante chamado isoflavona. Com relação a esse tratamento, assinale a opção correta.

- a) Os peptídios são biomoléculas formadas pela ligação de dois ou mais aminoácidos através de ligações peptídicas estabelecidas entre um grupo amina de um aminoácido e um grupo carboxilo do outro aminoácido.
- b) Um antioxidante é uma molécula capaz de inibir a oxidação de outras moléculas. As reações de oxidação evitam a formação de radicais livres.
- c) Uma placa de Petri é um recipiente retangular, achatado, de vidro ou plástico, que os profissionais de laboratório utilizam para desenvolver meios de cultura bacteriológicos e para reações em escala reduzida.
- d) Os peptídios são resultantes do processamento de aminoácidos e podem possuir na sua constituição duas ou mais proteínas.

- c) o óleo vegetal é constituído de substâncias orgânicas polares.
- d) a reação de formação do biodiesel tem por objetivo gerar ácidos graxos combustíveis.
- e) o óleo comestível é um conjunto de ácidos graxos que, ao ser aquecido no processo de fritura de alimentos, produz o biodiesel.

19. UnitaU-SP**C7-H24**

A fenilcetonúria é uma doença genética diagnosticada pelo teste do pezinho ainda no hospital. Faz com que os alimentos que tenham uma substância chamada fenilalanina intoxicuem o cérebro, causando retardo mental irreversível, por exemplo.

As crianças que nascem com essa patologia têm um problema digestivo no fígado, pois o aminoácido presente na proteína dos alimentos, a fenilalanina, gera uma substância “venenosa”.

Disponível em: <<https://www.tuasaude.com/fenilcetonuria/>>.
Acesso em: mar. 2019.

A fenilalanina é de extrema importância para o desenvolvimento dos seres humanos e é considerada essencial, pois

- a) só existe em determinados vegetais.
- b) tem funções semelhantes às das vitaminas.
- c) não é sintetizada no organismo humano.
- d) é indispensável para o metabolismo energético.
- e) é sintetizada por transcrição no organismo humano.

20. UFPR**C7-H24**

As moléculas mais utilizadas pela maioria das células para os processos de conversão de energia e produção de ATP (trifosfato de adenosina) são os carboidratos. Em média, um ser humano adulto tem uma reserva energética na forma de carboidratos que dura um dia. Já a reserva de lipídios pode durar um mês. O armazenamento de lipídios é vantajoso sobre o de carboidratos pelo fato de os primeiros terem a característica de serem

- a) isolantes elétricos.
- b) pouco biodegradáveis.
- c) saturados de hidrogênios.
- d) majoritariamente hidrofóbicos.
- e) componentes das membranas.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

RESPOSTAS E COMENTÁRIOS

QUÍMICA 1



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	Classificação e concentração das soluções
	18	Diluição, mistura de soluções e titulação
	19	Propriedades coligativas
	20	Termodinâmica – Conceitos e classificação das reações e entalpia de formação e combustão
	21	Lei de Hess e entalpia de ligação
	22	Cinética química – Velocidade média e teoria das colisões
	23	Fatores que alteram a velocidade e lei de velocidade
	24	Equilíbrio químico – Características e constantes de equilíbrio (K_c e K_p)
	25	Deslocamento de equilíbrio
	26	Equilíbrio iônico – Lei de Ostwald e produto iônico da água (pH e pOH)
	27	Hidrólise salina
	28	Equilíbrio heterogêneo, solução-tampão e conceitos modernos de ácido e base

QUÍMICA 2

Volume	Módulo	Conteúdo
2	9	Balaceamento de equações redox e equações iônicas do tipo redox
	10	Pilhas – Definição, funcionamento e cálculo de voltagem
	11	Pilhas comerciais, baterias e corrosão de metais
	12	Eletrólise ígnea e aquosa
	13	Eletrólise quantitativa e radioatividade I – Partículas e leis da radioatividade
	14	Radioatividade II – Fenômenos radioativos e cinética de desintegração

QUÍMICA 3

Volume	Módulo	Conteúdo
2	9	Isomeria espacial – Óptica: regra de Van't Hoff e Le Bel e reações orgânicas I – Adição
	10	Reações orgânicas II – Substituição e eliminação
	11	Reações de oxidação de alcenos e de álcoois e reações de redução
	12	Reações de esterificação e hidrólise e reações de saponificação e transesterificação
	13	Polímeros de adição e condensação
	14	Biomoléculas – Lipídios, carboidratos e proteínas

MATERIAL DE ENSINO
SISTEMA DE ENSINO BOSCO

17 CLASSIFICAÇÃO E CONCENTRAÇÃO DAS SOLUÇÕES

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, apresentaremos os tipos de dispersão (suspensões, soluções e colóides), enfocando-se as soluções e suas características. Em seguida, passaremos ao estudo da solubilidade. Também abordaremos o conceito de coeficiente de solubilidade e a classificação de soluções, com ênfase em interpretação de gráficos.

Estudaremos, também os diferentes tipos de concentração relacionados às soluções. Apresentar aos alunos as relações matemáticas, mostrando a possibilidade de resolução de alguns exercícios por meio de raciocínio lógico-matemático, a famosa “regra de três”.

Para ir além

ROCHA FILHO, R. C.; SILVA, R. R. *Introdução aos cálculos da química*. São Paulo: Makron Books, 1992. (capítulo 4)

FIORUCCI, A. R.; BENEDETTI FILHO, E. A importância do oxigênio dissolvido em ecossistemas aquáticos. *Química Nova na Escola*, n. 22, 2005.

ECHEVERRIA, A. R. Concepções sobre formação de soluções. *Química Nova na Escola*, n. 3, 1996.

JAFELICCI JUNIOR, MIGUEL; CARLOS VARANDA, LAUDEMIR. O Mundo dos Colóides. *Química Nova na Escola*, n. 9, 1999.

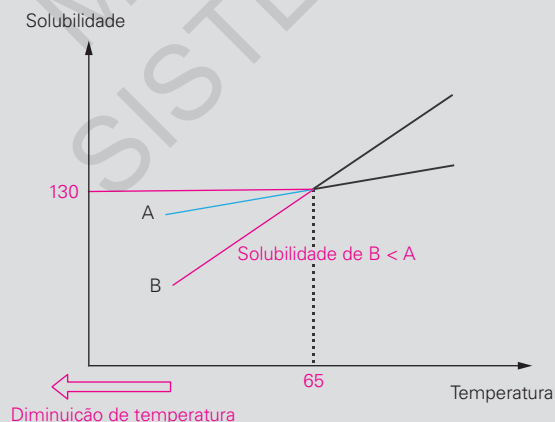
Exercícios Propostos

7. E

A solubilidade da substância B segue o perfil esperado para a solubilidade de gases em água, ou seja, com a elevação da temperatura, a solubilidade dos gases diminui em água, pois a constante de Henry depende da temperatura.

8. D

De acordo com as curvas de solubilidade e com a tabela fornecida, vem:



T (°C)	KNO ₃	NaNO ₃
60	115	125
65	130	130
75	160	140

A curva A diz respeito ao nitrato de sódio (NaNO₃), pois apresenta maior solubilidade abaixo de 65 °C, e a curva B, ao nitrato de potássio (KNO₃), pois apresenta menor solubilidade abaixo de 65 °C. Considerando duas soluções aquosas saturadas e sem precipitado, uma de KNO₃ e outra de NaNO₃, a 65 °C, o efeito da diminuição da temperatura acarretará a precipitação de ambas.

$$\text{KNO}_3: 130 \text{ g} - 115 \text{ g} = 15 \text{ g (precipitação)}$$

$$\text{NaNO}_3: 130 \text{ g} - 125 \text{ g} = 5 \text{ g (precipitação)}$$

9. A

De acordo com as curvas representadas, o processo de dissolução dos sais constituídos pelos metais alcalinos (KNO₃ e NaCl), em água, é endotérmico, pois a solubilidade aumenta com a elevação da temperatura.

10. A solução aquosa HCl apresenta concentração percentual mássica igual a 36,5%. Logo, em 100 g de solução, há 36,5 g de HCl.

$$d = \frac{m}{V} m = 1 \text{ L} \cdot 1,2 \text{ kg/L} \Rightarrow m = 1,2 \text{ kg ou } 1\,200 \text{ g}$$

$$1\,200 \text{ g} \text{ — } 100\%$$

$$x \text{ — } 36,5\%$$

$$x = 438 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol} \text{ — } 36,5 \text{ g}$$

$$y \text{ — } 438 \text{ g}$$

$$y = 12 \text{ mol}$$

Como essa quantidade de matéria está contida em 1 L, a concentração é de 12 mol/L. HCl e H₂O são duas moléculas polares, e a força intermolecular existente é denominada dipolo-dipolo ou dipolo-permanente.

11. De acordo com o informe técnico da Anvisa, o suco de caju integral ou reconstituído pode conter dióxido de enxofre (SO₂) até o limite de 0,02 g/100 mL. Então:

$$\text{SO}_2 = 32 + 2 \cdot 16 = 64$$

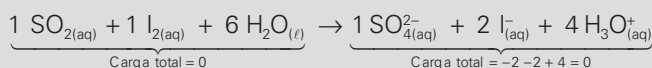
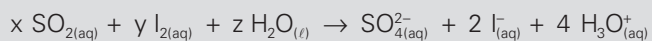
$$\frac{0,02 \text{ g} (\text{SO}_2) \cdot 10}{100 \text{ mL} \cdot 10} = \frac{0,2 \text{ g} (\text{SO}_2)}{1 \text{ L}}$$

$$n_{\text{SO}_2} = \frac{m}{M} = \frac{0,2 \text{ g}}{64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,003125 \text{ mol}$$

$$m = \frac{n_{\text{SO}_2}}{V} = \frac{0,003125 \text{ mol}}{1 \text{ L}}$$

$m = 3,125 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ (concentração máxima permitida em mol/L)

Balaceando pelo método das tentativas, vem:



$$x = 1, y = 1 \text{ e } z = 6.$$

Cálculo da quantidade, em mol, de iodo (n_{I_2}) necessária para reagir completamente com um volume de 10 mL de um suco de caju que contenha SO_2 no limite máximo permitido:

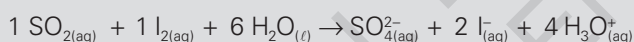
$$m = 3,125 \cdot 10^{-3}$$

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$$

$$1000 \text{ mL} \text{ ————— } 3,125 \cdot 10^{-3} \text{ mol} (\text{SO}_2)$$

$$10 \text{ mL} \text{ ————— } n_{\text{SO}_2}$$

$$n_{\text{SO}_2} = 3,125 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$



$$1 \text{ mol} \text{ ————— } 1 \text{ mol}$$

$$3,125 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \text{ ————— } 3,125 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$n_{\text{I}_2} = 3,125 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

12.a) Supondo que 1 mol do soluto corresponda ao símbolo •, podemos calcular a concentração em cada recipiente.

Recipiente A (500 mL = 0,5 L):

$$m_A = \frac{12 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 24 \text{ mol/L}$$

Recipiente B (250 mL = 0,25 L):

$$m_B = \frac{3 \text{ mol}}{0,25 \text{ L}} = 12 \text{ mol/L}$$

Recipiente C (250 mL = 0,25 L):

$$m_C = \frac{4 \text{ mol}}{0,25 \text{ L}} = 16 \text{ mol/L}$$

Recipiente D (500 mL = 0,5 L):

$$m_D = \frac{3 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 6 \text{ mol/L}$$

Recipiente E (250 mL = 0,25 L):

$$m_E = \frac{6 \text{ mol}}{0,25 \text{ L}} = 24 \text{ mol/L}$$

Recipiente F (500 mL = 0,5 L):

$$m_F = \frac{8 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 16 \text{ mol/L}$$

As soluções mais concentradas são A e E, pois apresentam a maior concentração por litro (24 mol/L).

b) Não. A solução resultante tem concentração menor do que a solução contida no recipiente A.

$$m_A = \frac{12 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 24 \text{ mol/L}$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{Recipiente B (250 mL = 0,25 L) - 3 mol} \\ \text{Recipiente E (250 mL = 0,25 L) - 6 mol} \end{array} \right\} m_{B \text{ e } E \text{ combinadas}}$$

$$\frac{3 \text{ mol} + 6 \text{ mol}}{0,25 \text{ L} + 0,25 \text{ L}} = \frac{9 \text{ mol}}{0,50 \text{ L}}$$

$$m_{B \text{ e } E} = 18 \text{ mol/L}$$

Conclusão: 18 mol/L < 24 mol/L.

13.D

Solução saturada a 50 °C:

$$104 \text{ g de NaNO}_2 \text{ ————— } 100 \text{ g de H}_2\text{O}$$

$$x \text{ g de NaNO}_2 \text{ ————— } 5 \cdot 10^5 \text{ g de H}_2\text{O}$$

$$x = 520000 \text{ g} = 520 \text{ kg de NaNO}_3$$

Solução a 20 °C:

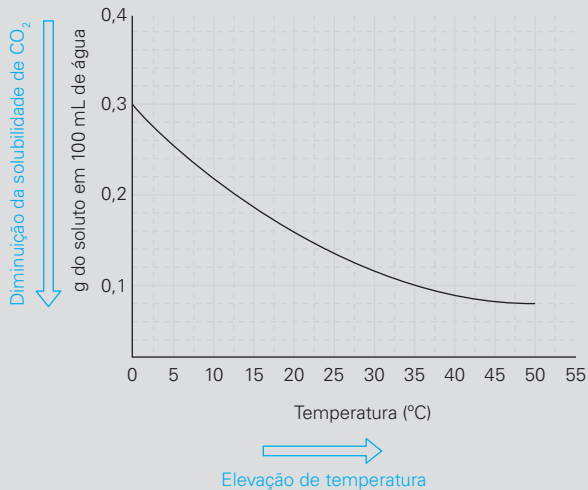
$$84 \text{ g de NaNO}_2 \text{ ————— } 100 \text{ g de H}_2\text{O}$$

$$x \text{ g de NaNO}_2 \text{ ————— } 5 \cdot 10^5 \text{ g de H}_2\text{O}$$

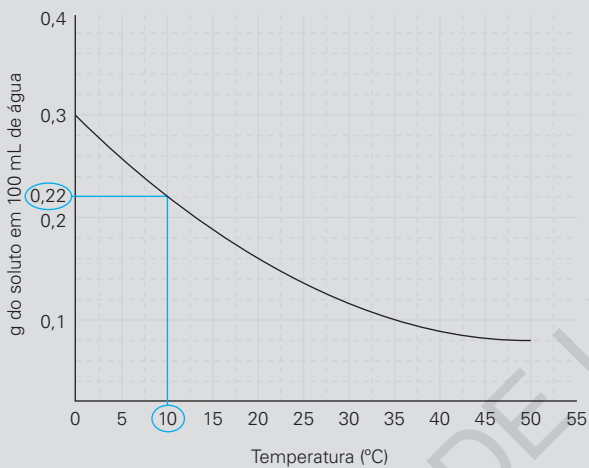
$$x = 420000 \text{ g} = 420 \text{ kg de NaNO}_3$$

Massa cristalizada: 520 – 420 = 100 kg

14.a) A dissolução do gás carbônico em água é um processo exotérmico, pois, com a elevação da temperatura, a solubilidade do CO_2 diminui.



b) Temos:



0,22 g de CO_2 — 100 mL de água

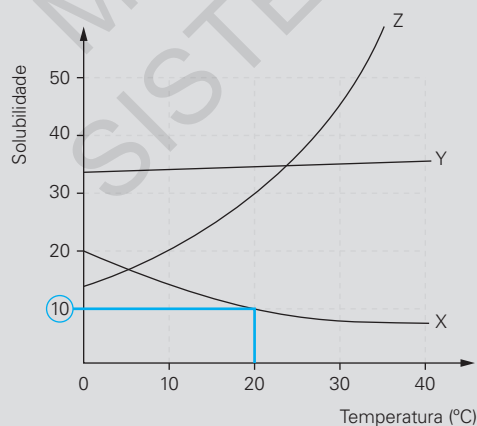
m_{CO_2} — 1 000 mL de água

$$m_{\text{CO}_2} = 2,2 \text{ g}$$

$$M_{\text{CO}_2} = 44 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{m}{M} = \frac{2,2}{44} = 0,05 \text{ mol}$$

15. Temos:



10 g soluto — 100 g (água)

De acordo com o gráfico, a 20 °C,
há 110 g de solução (10 g + 100 g).

110 g (solução) — 10 g (soluto)

$\underbrace{1 \text{ 100 g (solução)}}_{1,1 \text{ kg}} \text{ — } m_{\text{soluto}}$

$$m_{\text{soluto}} = 100 \text{ g}$$

16. a) Fórmula molecular da vitamina C: $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$.

b) Temos:

$1,8 \cdot 10^2 \text{ g}$ — 1 mol

1 g — $n_{\text{vitamina C}}$

$n_{\text{vitamina C}} = 0,56 \cdot 10^{-2} \text{ mol por comprimido}$

$$\eta = \frac{n}{V} = \frac{0,56 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}{0,2 \text{ L}}$$

$$\eta = 2,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

17. D

Três comprimidos possuem 300 mg. Se, para cada comprimido, são necessários 4 L de água, para três comprimidos, são necessários 12 L de água.

Como foram adicionados 4 L, devem ser acrescentados mais 8 L para se chegar à concentração correta.

Estudo para o Enem

18. C

A 30 °C, 46 g dissolvem-se em 100 g de H_2O :

46 g — 100 g de H_2O

x g — 180 g de H_2O

x = 82,8 g de sal, ou seja, todo o sal será dissolvido.

A 20 °C:

32 g — 100 g de H_2O

y g — 180 g de H_2O

$$x = 57,6 \text{ g de sal}$$

80 g – 57,6 g = 22,4 g de sal não será solubilizado.

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. C

O etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) faz ligações de hidrogênio com a água.

As camadas de solvatação formadas por moléculas de água são atraídas pelo etanol, e o coloide é desestabilizado.

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

$$\begin{array}{r} 1 \text{ mol de formol (CH}_2\text{O)} \text{ — } 30 \text{ g} \\ x \text{ — } 3,0 \text{ g} \end{array}$$

$$x = 0,1 \text{ mol}$$

$$0,1 \text{ mol — } 100 \text{ mL}$$

$$y \text{ — } 1 \text{ 000 mL}$$

$$y = 1 \text{ mol/L}$$

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.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

18 DILUIÇÃO, MISTURA DE SOLUÇÕES E TITULAÇÃO

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudados os diferentes tipos de diluição de soluções e suas representações na forma de concentração comum, título e concentração em mol por litro. Mesmo sendo apresentadas as relações matemáticas por meio de fórmulas, pode ser mostrada ao aluno a possibilidade de resolução de alguns exercícios por raciocínio lógico-matemático, com a famosa “regra de três”.

Também serão estudadas as misturas de soluções de mesmo soluto, de solutos diferentes sem reação química e de solutos diferentes com reação química. O conceito de titulação ácido-base e o uso de indicadores.

Para ir além

FELTRE, R. *Fundamentos da química*. 4. ed. São Paulo: Moderna, 2005. 1 v.

TITO, M. P.; CANTO, E. L. *Química na abordagem do cotidiano*. São Paulo: Moderna, 2002. 1 v.

USBERCO, J.; SALVADOR, E. *Química*. 9. ed. São Paulo: Saraiva, 2013. 1 v.

CARMO, M. P.; MARCONDES, M. E. R. Abordando soluções em sala de aula – uma experiência de ensino a partir das ideias dos alunos. *Química Nova na Escola*, n. 29, 2008.

Exercícios Propostos

7. $V_1 + V_2 = 15 \text{ mL (I)}$

$$C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2 = C_{\text{final}} \cdot V_{\text{final}}$$

$$10\% \cdot V_1 + 1\% \cdot V_2 = 2\% \cdot V_{\text{final}}$$

$$\frac{10}{100} \cdot V_1 + \frac{1}{100} \cdot V_2 = \frac{2}{100} \cdot 15 \text{ mL}$$

$$10 \cdot V_1 + V_2 = 30 \text{ (II)}$$

Da equação I, temos que: $V_1 = 15 - V_2$

Substituindo I em II:

$$10 \cdot (15 - V_2) + V_2 = 30$$

$$150 - 10 \cdot V_2 + V_2 = 30$$

$$-9 \cdot V_2 = -120$$

$$V_2 = \frac{120}{9} = 13,33 \text{ mL da solução de 1\%}$$

Substituindo o valor de V_2 na equação I:

$$V_1 + V_2 = 15$$

$$V_1 + 13,33 = 15$$

$$V_1 = 15 - 13,33 = 1,67 \text{ mL da solução de 10\%}$$

8. D

a) Incorreta. Diluindo-se a solução de 0,5 M, sua concentração diminui ainda mais.

b) Incorreta. A cada 1 000 mL, ou seja, 1 L, temos 0,5 mol de CuSO_4 .

c) Incorreta. Para ser um ácido de Arrhenius, o composto deve liberar, em solução aquosa, o cátion H^+ .

d) Correta. Há 0,5 mol de CuSO_4 por litro de solução.

e) Incorreta.

$$1 \text{ mol de } \text{CuSO}_4 \text{ ————— } 159,5 \text{ g}$$

$$0,5 \text{ mol ————— } x$$

$$x = 79,75 \text{ g}$$

9. B

$$m \cdot MM = \rho \cdot d \cdot 1\,000$$

$$m \cdot 36,5 = 0,37 \cdot 1,18 \cdot 1\,000$$

$$m = 11,96 \text{ mol/L}$$

$$m_{\text{inicial}} \cdot V_{\text{inicial}} = m_{\text{final}} \cdot V_{\text{final}}$$

$$11,96 \text{ mol/L} \cdot V_{\text{inicial}} = 3 \text{ mol/L} \cdot 50 \text{ mL}$$

$$V_{\text{inicial}} = 12,54 \text{ mL}$$

10. A

Massa molar da vitamina C = $176 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Vitamina C na polpa de morango:

$$1\,000 \text{ mL ————— } 704 \text{ mg}$$

$$100 \text{ mL ————— } x$$

$$x = 70,4 \text{ mg}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{70,4 \cdot 10^{-3}}{176} = 0,4 \text{ mmol}$$

Vitamina C na polpa de laranja:

$$1\,000 \text{ mL ————— } 528 \text{ mg}$$

$$200 \text{ mL ————— } y$$

$$y = 105,6 \text{ mg}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{105,6 \cdot 10^{-3}}{176} = 0,6 \text{ mmol}$$

$$n_{\text{total}} = 0,4 \text{ mmol} + 0,6 \text{ mmol} = 1,0 \text{ mmol}$$

$$1 \text{ mmol ————— } 1\,000 \text{ mL}$$

$$2,5 \cdot 10^{-1} \text{ mmol ————— } V$$

$$V = 250 \text{ mL}$$

11. B

Tem-se uma mistura de soluções que apresenta solutos diferentes, e o exercício pede a concentração molar de cada um deles após a mistura. Para isso, devemos calcular a concentração de cada um desses solutos de forma isolada, da seguinte maneira.

Concentração do LiCl na solução final:

$$m_1 \cdot V_1 = m_F \cdot V_F$$

$$0,5 \cdot 350 = m_F \cdot 550$$

$$175 = m_F \cdot 550$$

$$m_F = \frac{175}{550} = 0,32 \text{ mol/L}$$

Concentração do SrCl_2 na solução final:

$$m_1 \cdot V_1 = m_F \cdot V_F$$

$$0,3 \cdot 200 = m_F \cdot 550$$

$$60 = m_F \cdot 550$$

$$m_F = \frac{60}{550} = 0,11 \text{ mol/L}$$

12. C

No total, há 200 mL de solução e 30 gramas de sacarose, então:

$$\mathcal{C} = \frac{30 \text{ g}}{200 \text{ mL}} \cdot 100 = 15\%$$

13. 31 (01 + 02 + 04 + 08 + 16)

01. Correto.

$$d = \frac{m}{V} \therefore m = 1,2 \cdot 40 = 48 \text{ g}$$

$$m = \frac{48}{36,5 \cdot 1} = 13,1 \text{ mol/L}$$

$$13,1 = \frac{24}{36,5 \cdot V} = 50 \text{ mL}$$

02. Correto. Uma concentração de 40% em massa apresenta proporção de 40 g de HCl para 60 g de água.

04. Correto.

$$d = 1,2 \text{ g/mL}$$

$$d = \frac{m}{V} \therefore 1,20 = \frac{m}{1\,000 \text{ mL}}$$

$$m = 1\,200 \text{ g}$$

$$1\,200 \text{ g} \cdot 40\% = 480 \text{ g de ácido e } 720 \text{ g de água.}$$

08. Correto.

$$d = \frac{m}{V} \therefore m = 1,20 \cdot 40 = 48 \text{ g}$$

$$m_1 = \frac{48}{36,5 \cdot 1} = 13,1 \text{ mol/L}$$

16. Correto.

$$m_1 \cdot V_1 = m_2 \cdot V_2$$

$$13,1 \cdot 100 = m_2 \cdot 500$$

$$m_2 = 2,62 \text{ mol/L}$$

14. C

No estoque do laboratório, há uma solução concentrada desse ácido a 63% m/m, com uma densidade aproximadamente igual a 1,5 g/mL. Então:

$$C = (\% \text{ m/m}) \cdot d$$

$$C = 0,63 \cdot 1,5 \text{ g/mL}$$

$$C = 0,945 \text{ g/mL}$$

$$V = m \cdot M_{\text{HNO}_3}$$

$$M_{\text{HNO}_3} = 63 \text{ g/mol, assim:}$$

$$0,945 \text{ g/mL} = m_{\text{HNO}_3} \cdot 63 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{HNO}_3 \text{ inicial}} = 0,015 \text{ mol/mL}$$

$$m_{\text{HNO}_3 \text{ final}} = 0,5 \text{ mol/L} = 0,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/mL}$$

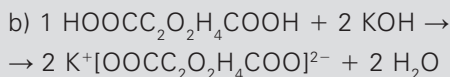
$$V_{\text{final}} = 16,6666 \approx 17 \text{ mL}$$

15. $95\% \cdot V_1 = 75\% \cdot 1\,000$

$$V_1 \approx 790 \text{ mL}$$

$$\text{Volume que deve ser retirado} = 1\,000 \text{ mL} - 790 \text{ mL} = 210 \text{ mL}$$

16. a) Considerando a solubilidade apresentada (139 g de ácido tartárico por 100 mL de água), a adição de 100 g desse soluto em 100 mL de água a 20 °C constituirá uma solução insaturada, pois a solubilidade indica o máximo que se pode solubilizar de um soluto em certo volume de solvente, a uma dada temperatura.



$$1 \text{ mol de ácido tartárico} \text{ ——— } 150,0 \text{ g}$$

$$x \text{ mol} \text{ ——— } 3,0 \text{ g}$$

$$x = 0,02 \text{ mol de ácido tartárico}$$

Pela equação química balanceada, temos que:

$$1 \text{ mol de ácido tartárico} \text{ ——— } 2 \text{ mol de KOH}$$

$$0,02 \text{ mol de ácido tartárico} \text{ ——— } x \text{ mol de KOH}$$

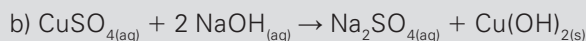
$$x = 0,04 \text{ mol de KOH}$$

$$m = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{solução}}}$$

$$0,5 \text{ mol/L} = \frac{0,04 \text{ mol de KOH}}{V(\text{L})}$$

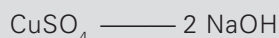
$$V = 0,08 \text{ L} = 80 \text{ mL}$$

17. a) Temos uma mistura heterogênea formada por uma fase sólida, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, e uma fase líquida contendo Na_2SO_4 dissolvido. Os dois processos que podem ser utilizados para separar essas duas fases são: filtração e decantação.



$$\text{NaOH: } \rho = 1 \text{ mol/L; } V = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L}$$

$$\rho = \frac{n}{V} \rightarrow 1 \text{ mol/L} = \frac{n}{0,2 \text{ L}} \therefore n = 0,2 \text{ mol}$$



$$1 \text{ mol ————— } 2 \text{ mol}$$

$$n \text{ ————— } 0,2 \text{ mol}$$

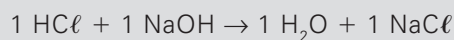
$$n = 0,1 \text{ mol}$$

Estudo para o Enem

18. C

$$\rho_{\text{HCl}} = \rho_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 0,10 \text{ mol/L}$$

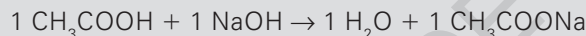
$$V_{\text{HCl}} = V_{\text{CH}_3\text{COOH}} = V$$



$$n_{\text{HCl}} = n_{\text{NaOH}}$$

$$\rho_{\text{HCl}} \cdot V = \rho_{\text{NaOH}} \cdot V_1$$

$$0,10 \cdot V = \rho_{\text{NaOH}} \cdot V_1 \text{ (I)}$$



$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = n_{\text{NaOH}}$$

$$\rho_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot V = \rho_{\text{NaOH}} \cdot V_2$$

$$0,10 \cdot V = \rho_{\text{NaOH}} \cdot V_2 \text{ (II)}$$

Comparando (I) e (II), vem:

$$\rho_{\text{NaOH}} \cdot V_1 = \rho_{\text{NaOH}} \cdot V_2$$

$$V_1 = V_2$$

Competência: Entender métodos e procedimentos próprios das ciências naturais e aplicá-los em diferentes contextos.

Habilidade: Relacionar propriedades físicas, químicas ou biológicas de produtos, sistemas ou procedimentos tecnológicos às finalidades a que se destinam.

19. A

A condutividade elétrica é menor na solução do balão volumétrico, pois ocorreu uma diluição, ou seja, os íons estão mais dispersos no solvente.

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

$$d_{\text{plástico 1}} = 1,10 \text{ kg/L}$$

$$d_{\text{plástico 2}} = 1,14 \text{ kg/L}$$

Para separar os plásticos 1 e 2, a densidade da solução utilizada na separação deve estar entre estes dois valores, isto é:

$$1,10 \text{ kg/L} < d_{\text{solução}} < 1,14 \text{ kg/L}$$

$$V_{\text{total}} = 1000 \text{ L}$$

$$V_1 + V_2 = 1000 \text{ L}$$

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow m = d \cdot V$$

$$d_{\text{solução}} = \frac{d_{\text{água}} \cdot V_1 + d_{\text{solução NaCl}} \cdot V_2}{V_1 + V_2}$$

$$d_{\text{solução}} = \frac{1,00 \cdot V_1 + 1,25 \cdot V_2}{V_1 + V_2}$$

Testando para cada alternativa, vem:

a) 900 e 100.

$$d_{\text{solução}} = \frac{1,00 \cdot 900 + 1,25 \cdot 100}{1000} = 1,025 \text{ kg/L}$$

b) 800 e 200

$$d_{\text{solução}} = \frac{1,00 \cdot 800 + 1,25 \cdot 200}{1000} = 1,050 \text{ kg/L}$$

c) 500 e 500

$$d_{\text{solução}} = \frac{1,00 \cdot 500 + 1,25 \cdot 500}{1000} = 1,125 \text{ kg/L}$$

d) 200 e 800

$$d_{\text{solução}} = \frac{1,00 \cdot 200 + 1,25 \cdot 800}{1000} = 1,200 \text{ kg/L}$$

e) 100 e 900

$$d_{\text{solução}} = \frac{1,00 \cdot 100 + 1,25 \cdot 900}{1000} = 1,225 \text{ kg/L}$$

Conclusão: $1,10 \text{ kg/L} < 1,125 \text{ kg/L} < 1,14 \text{ kg/L}$

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 PROPRIEDADES COLIGATIVAS

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, será estudado o conceito de propriedades coligativas, com enfoque na abordagem qualitativa. Serão abordados os conceitos de pressão máxima de vapor (pode ser feita uma retomada do conceito de forças intermoleculares), tonoscopia, ebulioscopia, crioscopia e osmoscopia.

Além da abordagem quantitativa, serão abordados os cálculos para o abaixamento da pressão de vapor, o aumento da temperatura de ebulição, o abaixamento da temperatura de congelamento e o valor da pressão osmótica.

Para ir além

Determinação da massa molar por crioscopia: terc-butanol, um solvente extremamente adequado. Disponível em:

<<http://qnint.s bq.org.br/novo/index.php?hash=conceito.65>>. Acesso em: ago. 2018.

Efeito crioscópico: experimentos simples e aspectos atômico-moleculares. Disponível em:

<http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc35_1/07-CCD-48-11.pdf?agreq=propriedades%20coligativas&agrep=qnesc,qnint>. Acesso em: ago. 2018.

Determinação da massa molar por crioscopia: terc-butanol, um solvente extremamente adequado. Disponível em:

<<http://qnint.s bq.org.br/novo/index.php?hash=conceito.65>>. Acesso em: ago. 2018.

Efeito crioscópico: experimentos simples e aspectos atômico-moleculares. Disponível em:

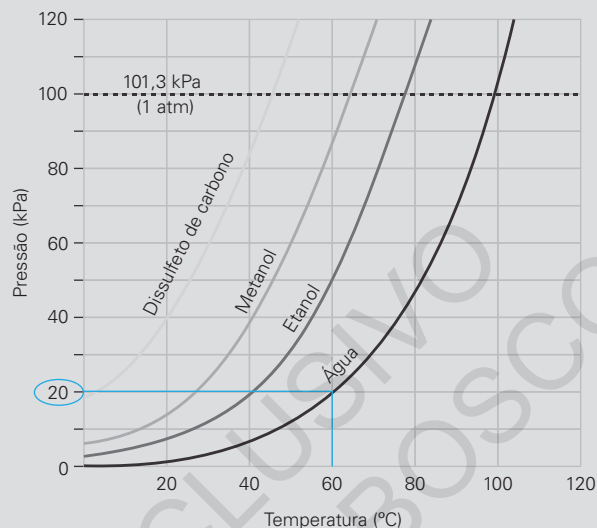
<http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc35_1/07-CCD-48-11.pdf?agreq=propriedades%20coligativas&agrep=qnesc,qnint>. Acesso em: ago. 2018.

Exercícios Propostos

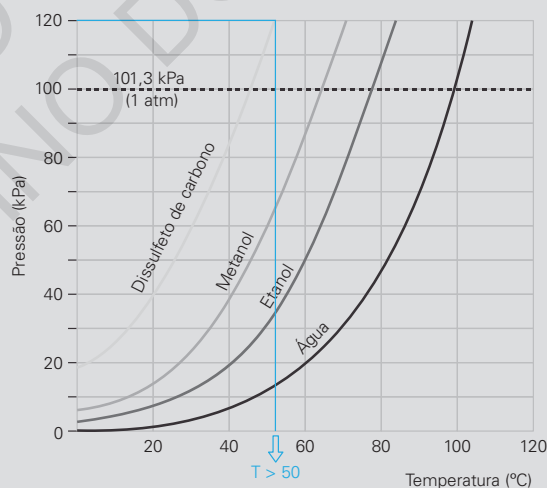
7. D

I) Correta. Apesar de metanol e etanol apresentarem ligações de hidrogênio entre suas moléculas, o etanol tem maior temperatura de ebulição, pois sua massa molecular (ou superfície de contato) é maior do que a do metanol.

II) Correta. É possível ferver a água a 60 °C, caso essa substância esteja submetida a uma pressão de 20 kPa.



III) Correta. A aproximadamente 50,2 °C e 120 kPa, ocorre a ebulição do dissulfeto de carbono; logo, a 50 °C, ele se encontra no estado líquido.



8. C

Quanto maior o número de partículas, ou seja, a concentração, maior o efeito coligativo.

Solução	Temperatura de congelamento (°C)	Temperatura de ebulição (°C)
A	-1,5 (temperatura de congelamento mais elevada; apresenta menor concentração em mol/L)	101,5 (temperatura de ebulição mais baixa; apresenta menor concentração em mol/L)
B	-3,0 (intermediário)	103,0 (intermediário)
C	-4,5 (temperatura de congelamento mais baixa; apresenta maior concentração em mol/L)	104,0 (temperatura de ebulição mais elevada; apresenta maior concentração em mol/L)

I) Incorreta. A solução A é aquela que, dentre as soluções analisadas, apresenta menor concentração em mol/L.

II) Incorreta. A solução C é aquela que, dentre as soluções analisadas, apresenta menor pressão de vapor.

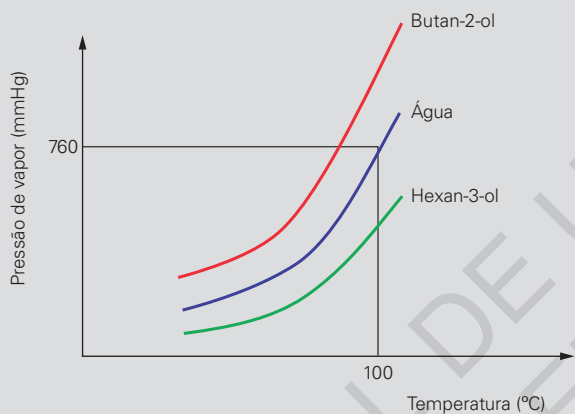
III) Correta. A solução C é aquela que, dentre as soluções analisadas, apresenta menor volatilidade, pois apresenta maior concentração em mol/L.

9. a) Quanto maior a pressão de vapor, menores as forças intermoleculares, e vice-versa. De acordo com a tabela: $790 \text{ mmHg} > 760 \text{ mmHg} > 495 \text{ mmHg}$

$$P_{V(\text{butan-2-ol})} > P_{V(\text{água})} > P_{V(\text{hexan-3-ol})}$$

∴ o butan-2-ol é o álcool mais volátil (as forças atrativas são menores).

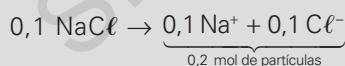
Esboço das curvas de pressão de vapor relativas aos álcoois apresentados na tabela:



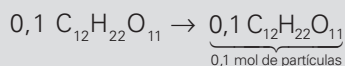
b) Ambos os álcoois fazem ligações de hidrogênio (pontes de hidrogênio), porém o butan-2-ol possui uma cadeia carbônica menor (quatro átomos de carbono) do que a do hexan-3-ol (seis átomos de carbono), gerando uma atração intermolecular menor e, conseqüentemente, uma pressão de vapor maior.

10. Quanto maior o número de partículas, maior o efeito coligativo, ou seja, maior a temperatura de ebulição.

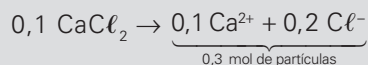
A = NaCl 0,1 mol/L



B = sacarose 0,1 mol/L



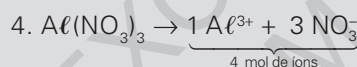
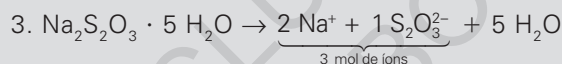
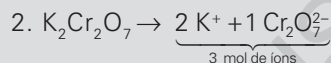
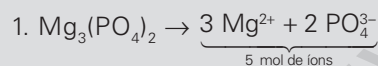
C = CaCl_2 0,1 mol/L



$$0,1 \text{ mol} < 0,2 \text{ mol} < 0,3 \text{ mol} \therefore T_{E,B} < T_{E,A} < T_{E,C}$$

11. D

Quanto maior o número de mols de íons formados, maior o efeito coligativo, ou seja, maior será a temperatura de ebulição. Supondo 100% de dissociação iônica, vem:



Conclusão: $2 = 3 < 4 < 1$

12. $K_c = 1,86 \text{ }^\circ\text{C/mol}$; $\Delta T_c = 30 \text{ }^\circ\text{C}$

$$\Delta T_c = K_c \cdot W \cdot i \text{ (para moléculas, o } i \text{ não existe)}$$

$$30 \text{ }^\circ\text{C} = 1,86 \text{ }^\circ\text{C/mol} \cdot W$$

$$W = \frac{30 \text{ }^\circ\text{C}}{1,86 \text{ }^\circ\text{C/mol}} = 16,13 \text{ mol}$$

$$W = \frac{m_{\text{solute}}(\text{g})}{m_{\text{solvente}}(\text{g}) \cdot M_{\text{solute}}(\text{g/mol})}$$

$$W = \frac{m_{\text{solute}}(\text{g})}{0,1 \text{ g} \cdot 92,09 \text{ g/mol}}$$

$$m_{\text{solute}} \approx 148 \text{ g}$$

13. C

Ao ser colocado no mar, o lambari, um peixe de água doce, sofre desidratação, pois seus fluidos são hipotônicos (menor concentração de soluto) em relação à água do mar (hipertônica, com maior concentração de soluto), em um processo chamado "osmose".

14. É possível, pois a adição de água ao leite diminui a densidade (em razão do aumento do volume) e aumenta a temperatura de congelamento, uma vez que, proporcionalmente ao volume, o número de partículas de soluto diminui.

15. A

I) Correto. O efeito osmótico ocorre, porque o meio extracelular torna-se hipertônico (mais con-

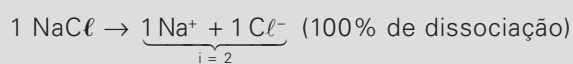
centrado) em função dos temperos, o que provoca a perda de água das células.

II) Correto. O açúcar torna o meio extracelular também hipertônico, favorecendo a perda de líquido pelo limão.

III) Incorreto. O bicarbonato de sódio é componente do fermento químico, e não do biológico, que é constituído por micro-organismos (leveduras) que, ao realizarem a fermentação, liberam gás carbônico.

IV) Incorreto. O aumento da pressão interna provoca um aumento na temperatura de ebulição do líquido, o que acelera o cozimento do feijão.

16. C



$$M_{\text{NaCl}} = 58,5 \text{ g/mol}; \quad d = 1 \text{ g/mL} = 1 \text{ 000 g/L};$$

$$\xi = 0,9\% = \frac{0,9}{100}$$

$$m_{\text{NaCl}} \cdot M = \xi \cdot d$$

$$m \cdot 58,5 = \frac{0,9}{100} \cdot 1 \text{ 000}$$

$$m = 0,1538 \text{ mol/L}$$

$$T = 27 + 273 = 300 \text{ K};$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$\pi = m \cdot R \cdot T \cdot i$$

$$\pi = 0,1538 \cdot 0,082 \cdot 300 \cdot 2 = 7,569228 \text{ atm}$$

$$\pi \approx 7,57 \text{ atm}$$

17. E

Massa da solução:

$$m = m_1 + m_2$$

$$m = 6,85 \text{ g} + 100 \text{ g} = 106,85 \text{ g}$$

Volume da solução:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{106,85}{1,024}$$

$$V = 104,34 \text{ mL ou } 0,10434 \text{ L}$$

Temperatura em K:

$$T(\text{K}) = 20 + 273$$

$$T(\text{K}) = 293 \text{ K}$$

$$\pi = m \cdot R \cdot T$$

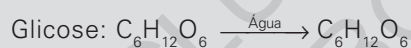
$$m = \frac{m \cdot R \cdot T}{\pi \cdot V} = \frac{6,85 \cdot 0,082 \cdot 293}{4,61 \cdot 0,1043}$$

$$m = 342,28 \approx 342 \text{ g/mol}$$

Estudo para o Enem

18. E

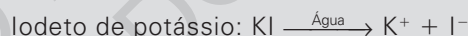
Como a temperatura de congelamento (crioscopia) é uma propriedade coligativa, ela depende somente da quantidade de partículas em solução, e não da natureza das partículas (se são íons ou moléculas).



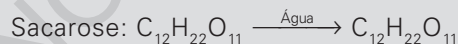
$$0,2 \text{ mol/L} \cdot 1 = 0,2 \text{ mol/L}$$



$$0,1 \text{ mol/L} \cdot 2 = 0,2 \text{ mol/L}$$



$$0,2 \text{ mol/L} \cdot 2 = 0,4 \text{ mol/L}$$



$$0,1 \text{ mol/L} \cdot 1 = 0,1 \text{ mol/L}$$

As soluções com a mesma temperatura de congelamento são aquelas com a mesma concentração molar, portanto a glicose e o cloreto de sódio.

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. C

A concentração de sais na água do mar aumenta com a evaporação da água (solvente) e o congelamento da água do mar (efeito crioscópico).

A concentração de sais na água diminui com a chuva ou a neve, em razão do aumento da quantidade de solvente, ou seja, da diluição.

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.

20. D



Quantidade de íons formados = 4 mol de íons
 $\Rightarrow q = 4$

$$\alpha = 100\% = 1$$

$$i = 1 + \alpha \cdot (q - 1)$$

$$i = 1 + 1 \cdot (4 - 1)$$

$$i = 4$$

$$\Delta T_c = K \cdot W \cdot i$$

$$\Delta T_c = 1,86 \frac{^\circ\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot \frac{0,25 \text{ mol}}{\text{kg}} \cdot 4$$

$$\Delta T_c = 1,86 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T_c = 0 \text{ }^\circ\text{C} - 1,86 \text{ }^\circ\text{C} = -1,86 \text{ }^\circ\text{C}$$

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.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO
 SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

20 TERMOQUÍMICA - CONCEITOS E CLASSIFICAÇÃO DAS REAÇÕES E ENTALPIA DE FORMAÇÃO E COMBUSTÃO

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudados os conceitos introdutórios de termoquímica e entalpia, bem como as classificações dos processos termoquímicos e os fatores que interferem na entalpia, além de os conceitos de entalpia de formação e de combustão, chamando a atenção do vestibulando para a relação entre calor e transferência térmica, bem como seus cálculos matemáticos.

Para ir além

Quanto mais quente melhor (Calor e temperatura no ensino da termoquímica). Disponível em:

<<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc07/aluno.pdf>>. Acesso em: ago. 2018.

O ludo como um jogo para discutir conceitos em termoquímica. Disponível em:

<<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc23/a07.pdf>>. Acesso em: ago. 2018.

Por que não estudar entalpia no Ensino Médio? Disponível em:

<<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc22/a04.pdf>>. Acesso em: ago. 2018.

Exercícios propostos

7. 05 (01 + 04)

01. Correta. A entalpia de formação do $\text{CaCO}_{3(s)}$ é de $-1\,206\text{ kJ/mol}$.



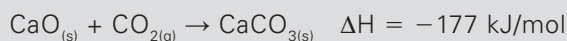
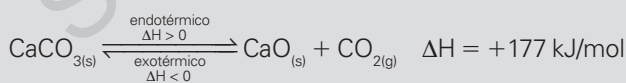
$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

$$+177\text{ kJ} = [-635\text{ kJ} + (-394\text{ kJ})] - 0,01$$

$$H_{\text{CaCO}_3} = (-177 - 635 - 394)\text{ kJ}$$

$$H_{\text{CaCO}_3} = -1\,206\text{ kJ}$$

02. Incorreta. A reação de formação de $\text{CaCO}_{3(s)}$ a partir de $\text{CaO}_{(s)}$ e de $\text{CO}_{2(g)}$ é um processo exotérmico.



04. Correta. A decomposição térmica de 1 kg (1 000 g) de $\text{CaCO}_{3(s)}$ absorve 1 770 kJ.

$$\text{CaCO}_3 = 40 + 12 + (3 \cdot 16) = 100$$

$$M_{\text{CaCO}_3} = 100\text{ g/mol}$$



$$100\text{ g} \text{ — } 177\text{ kJ absorvidos}$$

$$1\,000\text{ g} \text{ — } 1\,770\text{ kJ absorvidos}$$

08. Incorreta. A decomposição térmica de 1 kg (1 000 g) de $\text{CaCO}_{3(s)}$ produz 560 g de $\text{CaO}_{(s)}$.

$$\text{CaCO}_3 = 40 + 12 + (3 \cdot 16) = 100; \text{CaO} = 40 + 16 = 56$$

$$M_{\text{CaCO}_3} = 100\text{ g/mol}; M_{\text{CaO}} = 56\text{ g/mol}$$



$$100\text{ g} \text{ — } 56\text{ g}$$

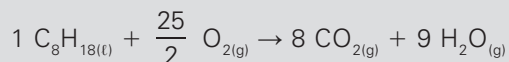
$$1\,000\text{ g} \text{ — } 560\text{ g}$$

16. Incorreta. A entalpia de formação dos compostos químicos pode ter valor positivo ou negativo.

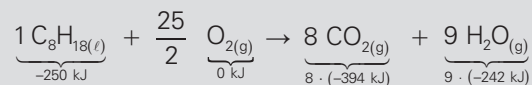
8. E

I. Correta. A combustão da gasolina (C_8H_{18}) é uma reação exotérmica, pois apresenta $\Delta H < 0$.

II. Incorreta. Na combustão completa de 1 mol de gasolina, são liberados 8 mols de gás carbônico (CO_2).



III. Correta. A entalpia de combustão (calor de combustão) dessa gasolina é $-5\,080\text{ kJ/mol}$.



$$\Delta H = -5\,080\text{ kJ}$$

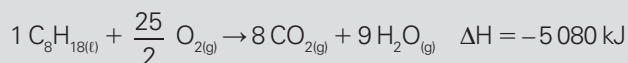
$$\Delta H = [9 \cdot (-242\text{ kJ}) + 8 \cdot (-394\text{ kJ})] - [-250\text{ kJ} + 0\text{ kJ}]$$

$$\Delta H = -5\,330\text{ kJ} + 250\text{ kJ}$$

$$\Delta H = -5\,080\text{ kJ}$$

IV. Incorreta. O calor liberado na combustão de 57 g de gasolina é de 2 540 kJ.

$$\text{C}_8\text{H}_{18} = (8 \cdot 12) + (18 \cdot 1) = 114\text{ g/mol}$$

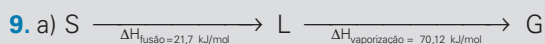


$$114\text{ g} \text{ — } 5\,080\text{ kJ liberados}$$

$$57\text{ g} \text{ — } E$$

$$E = \frac{57 \text{ g} \cdot 5 \text{ 080 kJ liberados}}{114 \text{ g}}$$

$$E = 2 \text{ 540 kJ liberados}$$



$$\Delta H_{\text{sublimação}} = \Delta H_{\text{vap}} + \Delta H_{\text{fus}}$$

$$\Delta H_{\text{sub}} = 91,82 \text{ kJ/mol} \therefore \text{a reação é endotérmica.}$$

b) Como se trata de uma reação endotérmica, o aumento da temperatura interfere na qualidade do produto, portanto é necessário manter a temperatura entre 15 °C e 25 °C.

10. C

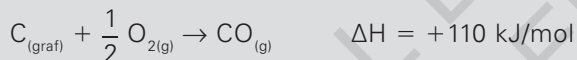
I. Correta. A equação A representa um processo endotérmico, que absorverá calor das vizinhanças. Já a equação B representa um processo exotérmico, que liberará calor para as vizinhanças.

II. Correta. Como a reação libera calor, o conteúdo energético final (dos produtos) deverá ser menor em relação ao conteúdo energético inicial (dos reagentes).

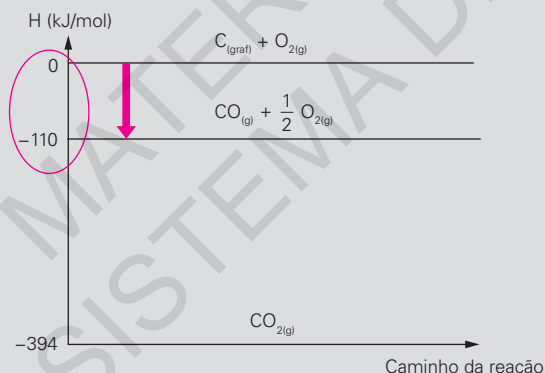
III. Incorreta. O valor da variação de entalpia é dado por mol de reagente. Dessa forma, se fossem utilizados 2 mols de reagente, o valor seria modificado.

11. C

A equação termoquímica incorretamente representada é:



O erro está no valor da entalpia, que deveria ser: $\Delta H = -110 \text{ kJ/mol}$.



12. 07 (01 + 02 + 04)

01. Correta. Um processo endotérmico ocorre em um sistema à pressão constante, absorvendo calor do ambiente e, conseqüentemente, sua entalpia aumenta.

02. Correta. O ΔH de uma reação depende do estado físico dos reagentes e dos produtos.

04. Correta. O ΔH de uma reação depende da quantidade de reagentes e de produtos, por exemplo, do número de mols do reagente.

08. Incorreta. A queima de 1 mol de carbono grafite não libera a mesma quantidade de energia liberada na queima de 1 mol de carbono diamante, pois são alótropos que apresentam estruturas diferentes.

13. D

Cálculo de entalpia do processo de fermentação alcoólica:

$$\Delta H^{\circ} = \sum \Delta H_{\text{f produtos}}^{\circ} - \sum \Delta H_{\text{f reagentes}}^{\circ}$$

$$\Delta H^{\circ} = [2 \cdot (\Delta H_{\text{f CO}_2}^{\circ}) + 2 \cdot (\Delta H_{\text{f C}_2\text{H}_5\text{OH}}^{\circ})] - \Delta H_{\text{f C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}^{\circ}$$

$$\Delta H^{\circ} = [2 \cdot (-234) + 2 \cdot (-278)] - (-1 \text{ 268})$$

$$\Delta H^{\circ} = -76 \text{ kJ/mol de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

Cálculo de entalpia do processo de fermentação láctica:

$$\Delta H^{\circ} = \sum \Delta H_{\text{f produtos}}^{\circ} - \sum \Delta H_{\text{f reagentes}}^{\circ}$$

$$\Delta H^{\circ} = [2 \cdot (\Delta H_{\text{f C}_3\text{H}_6\text{O}_3}^{\circ})] - \Delta H_{\text{f C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}^{\circ}$$

$$\Delta H^{\circ} = [2 \cdot (-678)] - (-1 \text{ 268})$$

$$\Delta H^{\circ} = -88 \text{ kJ/mol de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

a) Incorreta. Ambas liberam energia.

b) Incorreta. Os dois processos são exotérmicos, ou seja, liberam calor para o meio.

c) Incorreta. De acordo com os cálculos anteriores, observa-se que a fermentação láctica libera uma quantidade de energia maior para uma mesma massa de glicose envolvida.

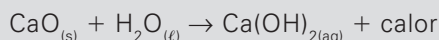
d) Correta. A fermentação láctica libera uma quantidade de energia maior (-88 kJ/mol) do que a fermentação alcoólica (-76 kJ/mol) para uma mesma massa de glicose envolvida.

14. B

I. Incorreta. A vaporização do etanol é um processo endotérmico, ou seja, ocorre com absorção de energia.

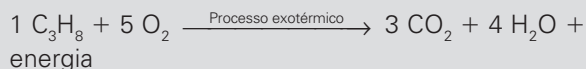
II. Correta. Os produtos de uma reação de combustão têm entalpia inferior aos reagentes, pois trata-se de uma reação exotérmica.

III. Incorreta. A reação química da cal viva (óxido de cálcio) com a água é um processo em que ocorre liberação de calor, ou seja, exotérmico.



15. C

I. Incorreta. Trata-se de um processo exotérmico, pois ocorre liberação de energia.



II. Correta. Ocorre com liberação de energia para o meio externo, pois trata-se de uma reação exotérmica ($\Delta H < 0$).

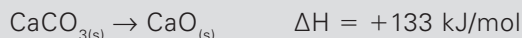
III. Correta. Há a formação de 3 mols de dióxido de carbono e 4 mols de água.



IV) Correta. São consumidos 5 mols de gás oxigênio.



16. B



100 g ——— 133 kJ absorvidos

m_{CaCO_3} ——— 266 kJ absorvidos

$$m_{\text{CaCO}_3} = 200 \text{ g}$$

17. E

Comparando-se essas duas reações químicas, pode-se afirmar corretamente que os reagentes da fotossíntese são os produtos da respiração.



(Fotossíntese)

Estudo para o Enem

18. A

O hidrogênio apresenta maior liberação de energia por grama (143 kJ liberados).

Para o hidrogênio ($\text{H}_2 = 2$):

$$\frac{286 \text{ kJ (liberados)}}{2 \text{ g}} = \frac{143 \text{ kJ (liberados)}}{1 \text{ g}}$$

Para o etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = 46$):

$$\frac{1368 \text{ kJ (liberados)}}{46 \text{ g}} = \frac{29,739 \text{ kJ (liberados)}}{1 \text{ g}}$$

Para o metano ($\text{CH}_4 = 16$):

$$\frac{890 \text{ kJ (liberados)}}{16 \text{ g}} = \frac{55,625 \text{ kJ (liberados)}}{1 \text{ g}}$$

Para o metanol ($\text{CH}_3\text{O} = 31$):

$$\frac{726 \text{ kJ (liberados)}}{31 \text{ g}} = \frac{23,419 \text{ kJ (liberados)}}{1 \text{ g}}$$

Para o octano ($\text{C}_8\text{H}_{18} = 114$):

$$\frac{5471 \text{ kJ (liberados)}}{114 \text{ g}} = \frac{47,991 \text{ kJ (liberados)}}{1 \text{ g}}$$

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

Habilidade: Utilizar leis físicas e/ou químicas para interpretar processos naturais ou tecnológicos inseridos no contexto da termodinâmica e/ou do eletromagnetismo.

19. B

$$1 \text{ mol} \text{ ——— } 16 \text{ g}$$

$$x \text{ mol} \text{ ——— } 137 \text{ g}$$

$$x = 8,56 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol} \text{ ——— } 210 \text{ kcal}$$

$$8,56 \text{ mol} \text{ ——— } y \text{ kcal}$$

$$y = 1797,6 \text{ kcal}$$

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$$

$$1797,6 \text{ kcal} = 1797600 \text{ cal}$$

$$1797600 = m \cdot 1 \cdot 18$$

$$m = 99866,7 \text{ g} \approx 100 \text{ kg}$$

Portanto, por dia, uma cabeça de gado poderia aquecer 100 kg = 100 litros de água de 25 °C a 43 °C.

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

Habilidade: Utilizar leis físicas e/ou químicas para interpretar processos naturais ou tecnológicos inseridos no contexto da termodinâmica e/ou do eletromagnetismo.

20. A

A sensação térmica ("sensação fria") provocada pelo tecido *spray-on*, quando pulverizado sobre o corpo, ocorre porque o solvente absorve calor do corpo (processo endotérmico).

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

Habilidade: Utilizar leis físicas e/ou químicas para interpretar processos naturais ou tecnológicos inseridos no contexto da termodinâmica e/ou do eletromagnetismo.

21 LEI DE HESS E ENTALPIA DE LIGAÇÃO

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, será estudado o conceito de cálculo de entalpia, utilizando-se para tal o conceito da lei de Hess e os valores da entalpia de ligação. É importante enfatizar, durante as aulas, o tipo de calor envolvido na formação e na quebra de ligações.

Para ir além

O ludo como um jogo para discutir conceitos em termoquímica. Disponível em:

<<http://qnesc.sbg.org.br/online/qnesc23/a07.pdf>>.
Acesso em: ago. 2018.

Conhecimento pedagógico do conteúdo de uma professora de química do ensino médio sobre lei de Hess. Disponível em:

<<https://www.raco.cat/index.php/Ensenanza/article/view/296269/385147>>.
Acesso em: ago. 2018.

Termoquímica: entalpia de ligação. Disponível em:

<https://www.youtube.com/watch?v=5_UESTvSe4dM>.
Acesso em: ago. 2018.

Energia de ligação. Disponível em:

<<https://www.youtube.com/watch?v=CJtFF7g-0H8>>.
Acesso em: ago. 2018.

Exercícios propostos

7. A

I) Manter $\Delta H_1 = -1\,368$ kJ

II) Manter $\Delta H_2 = -875$ kJ

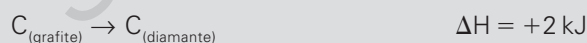
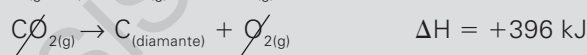
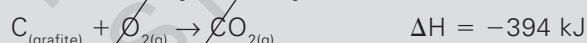
III) Inverter $\Delta H_3 = +2\,231$ kJ

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

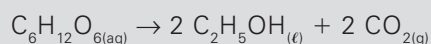
$$\Delta H = -1\,368 + (-875) + 2\,231$$

$$\Delta H = -12$$
 kJ

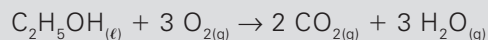
8. A



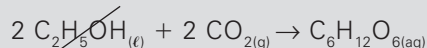
9. E



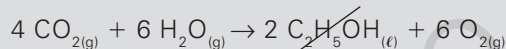
$$\Delta H = -70 \text{ kJ/mol (inverter)}$$



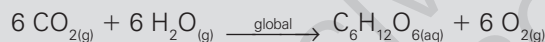
$$\Delta H = -1\,235 \text{ kJ/mol} (\cdot 2 \text{ e inverter})$$



$$\Delta H_1 = +70 \text{ kJ/mol}$$



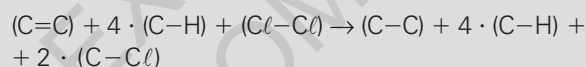
$$\Delta H_2 = 2 \cdot (+1\,235) \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H = +2\,540 \text{ kJ}$$

10. A

Etanol de butila ($C_6H_{12}O_2$) e butan-1-ol ($C_4H_{10}O$)



$$614,2 + 1\,653,6 + 242,6 \rightarrow 346,8 + 1\,653,6 + 654,4$$

$$(2\,510,4) \rightarrow (2\,654,8)$$

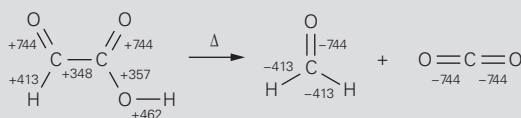
$$+2\,510,4 \text{ kJ (absorvido)} \rightarrow +2\,654,8 \text{ kJ (liberado)}$$

$$\Delta H = 2\,510,4 - 2\,654,8$$

$$\Delta H = -144,4 \text{ kJ}$$

11. Considerando a decomposição de 1 L de uma solução aquosa de ácido glicólico, na concentração de 0,005 mol/L, tem-se 0,005 mol de ácido.

Então,



$$\Delta H = [2(+744) + 413 + 348 + 357 + 462 + 3(-744) + 2(-413)] \text{ kJ} = +10 \text{ kJ}$$

$$10 \text{ kJ} \text{ — 1 mol de ácido}$$

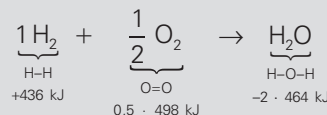
$$E \text{ — 0,005 mol de ácido}$$

$$E = 0,05 \text{ kJ}$$

$$\text{Energia absorvida no processo} = 0,05 \text{ kJ}$$

12. A

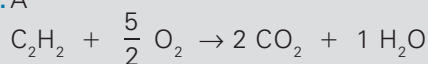
Cálculo da entalpia de formação da água gasosa:



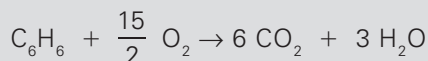
$$\Delta H = +436 + 0,5 \cdot 498 - 2 \cdot 464 = -243 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = -243 \text{ kJ/mol}$$

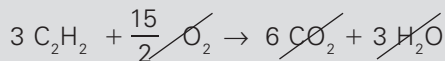
13. A



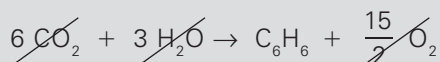
$$\Delta H = -310,7 \text{ kcal (}\cdot 3 \text{ e manter)}$$



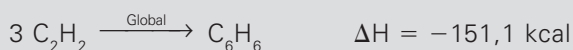
$$\Delta H = -781,0 \text{ kcal (inverter)}$$



$$\Delta H_1 = 3 \cdot (-310,7) \text{ kcal}$$

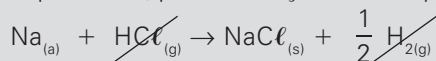


$$\Delta H_2 = +781,0 \text{ kcal}$$

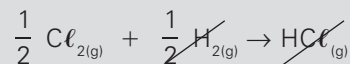


14. 06 (02 + 04)

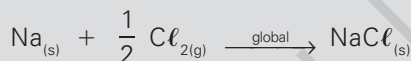
01. Incorreto. A reação de formação de NaCl sólido, por meio de Na_(s) e gás cloro, é uma reação espontânea, pois a variação de entalpia é negativa.



$$\Delta H_1 = -318,8 \text{ kJ/mol}$$



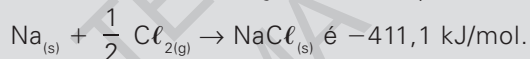
$$\Delta H_2 = -92,3 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H = -411,1 \text{ kJ/mol}$$

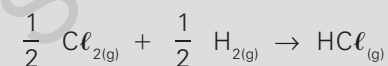
02. Correto. A equação 2 é uma reação exotérmica, pois o valor da variação de entalpia é negativo.

04. Correto. A variação de entalpia da reação

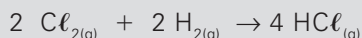


08. Incorreto. Observa-se, na equação 1, que a formação de 1 mol de HCl gasoso absorve 318,8 kJ/mol ($\Delta H > 0$).

16. Incorreto. Através da equação 2, pode-se obter a liberação de 369,2 kJ se ocorrer a reação de 2 mol de Cl_{2(g)} e 2 mol de H_{2(g)}



$$\Delta H = -92,3 \text{ kJ/mol (}\cdot 4\text{)}$$



$$\Delta H = 4 \cdot (-92,3) \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H = -369,2 \text{ kJ}$$

15. B

I. Falsa.

$$75 \text{ g} \left\{ \begin{array}{l} \text{carboidratos} = 30 \cdot 4 = 120 \\ \text{proteínas} = 22,5 \cdot 4 = 90 \\ \text{gorduras} = 22,5 \cdot 9 = 202,5 \end{array} \right\} = 412,5 \text{ kcal}$$

II. Verdadeira.

$$75 \text{ g} \quad \text{_____} \quad 412,5 \text{ kcal}$$

$$400 \text{ g} \quad \text{_____} \quad x$$

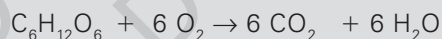
$$x = 2 \text{ 200 kcal}$$

III. Verdadeira.

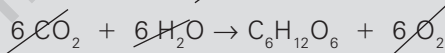
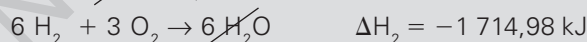
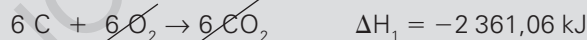
$$\text{Glicose: } \frac{2 \text{ 808}}{180} = 15,6 \cdot 30 = 468 \text{ kJ}$$

$$\text{Ácido oleico: } \frac{10 \text{ 487}}{282} = 37,19 \cdot 22,5 = 836,77 \text{ kJ}$$

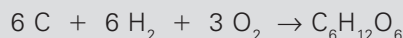
IV. Verdadeira.



$$\Delta H = -2 \text{ 808 kJ (inverter)}$$

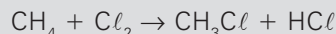


$$\Delta H_3 = +2 \text{ 808 kJ}$$

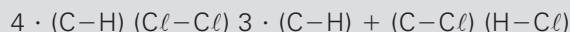


$$\Delta H = -1 \text{ 268,04 kJ}$$

16. E



$$\Delta H = -25 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$$



$$4 \cdot 105 \text{ kcal} + 58 \text{ kcal} - 3 \cdot 105 \text{ kcal} + (\text{C}-\text{Cl}) - 103 \text{ kcal}$$

$$\Delta H = H_{\text{reagentes}} + H_{\text{produtos}}$$

$$-25 \text{ kcal} = 4 \cdot 105 \text{ kcal} + 58 \text{ kcal} - 3 \cdot 105 \text{ kcal} + (\text{C}-\text{Cl}) - 103 \text{ kcal}$$

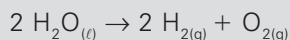
$$-25 = 420 + 58 - 315 - (\text{C}-\text{Cl}) - 103$$

$$(\text{C}-\text{Cl}) = 420 + 58 - 315 - 103 + 25$$

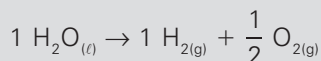
$$(\text{C}-\text{Cl}) = 85 \text{ kcal}$$

17. 13 (01 + 04 + 08)

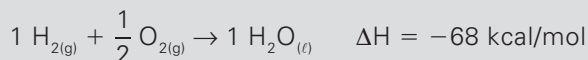
01. Correto.

02. Incorreto. A entalpia-padrão de formação da água líquida é igual a -68 kcal/mol.

$$\Delta H = 136 \text{ kcal/mol } (\div 2)$$



$$\Delta H = 68 \text{ kcal/mol (inverter)}$$

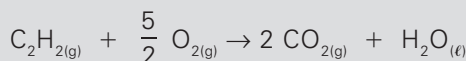


(formação da água líquida)

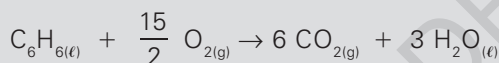
04. Correto. Nos casos em que não é possível medir diretamente a entalpia de formação de uma substância, podemos aplicar a lei de Hess ($\Delta H_{\text{total}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \dots$).08. Correto. A energia da ligação H-H equivale a 436 kJ/mol.

Estudo para o Enem

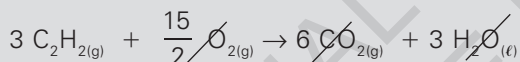
18. B



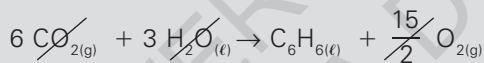
$$\Delta H_c^\circ = -310 \text{ kcal/mol } (\cdot 3 \text{ e manter})$$



$$\Delta H_c^\circ = -780 \text{ kcal/mol (inverter)}$$



$$\Delta H_c^\circ = -310 \text{ kcal/mol}$$



$$\Delta H_c^\circ = -780 \text{ kcal/mol}$$



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

Habilidade: Utilizar leis físicas e/ou químicas para interpretar processos naturais ou tecnológicos inseridos no contexto da termodinâmica e/ou do eletromagnetismo.

19. B

Com base na análise das energias de ligação, temos:

$$\Delta H = + [6 \cdot (\text{C}-\text{H}) + (\text{C}-\text{C})] - [4 \cdot (\text{C}-\text{H}) - (\text{C}=\text{C}) - (\text{H}-\text{H})]$$

$$\Delta H = 2 \cdot (\text{C}-\text{H}) + (\text{C}-\text{C}) - (\text{C}=\text{C}) - (\text{H}-\text{H})$$

$$+ 124 = 2 \cdot 412 + 348 - 612 - (\text{H}-\text{H})$$

$$(\text{H}-\text{H}) = -124 + 2 \cdot 412 + 348 - 612$$

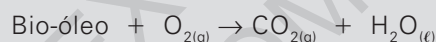
$$(\text{H}-\text{H}) = +436 \text{ kJ/mol}$$

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

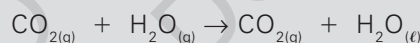
Habilidade: Utilizar leis físicas e/ou químicas para interpretar processos naturais ou tecnológicos inseridos no contexto da termodinâmica e/ou do eletromagnetismo.

20. C

Com base na análise do diagrama, vem:

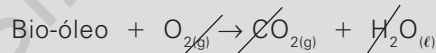


$$\Delta H_1 = -18,8 \text{ kJ/g}$$

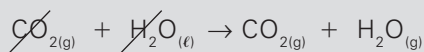


$$\Delta H_2 = -2,4 \text{ kJ/g}$$

Invertendo a segunda equação e aplicando a lei de Hess, temos:



$$\Delta H_1 = -18,8 \text{ kJ/g}$$



$$\Delta H_2 = +2,4 \text{ kJ/g}$$



$$\Delta H = -16,4 \text{ kJ/g}$$

1 g de bio-óleo _____ 16,4 kJ liberados

5 g de bio-óleo _____ E

$$E = 5 \cdot 16,4 \text{ kJ} = 82,0 \text{ kJ liberados } \therefore$$

$$\Delta H = -82,0 \text{ kJ}$$

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

Habilidade: Utilizar leis físicas e/ou químicas para interpretar processos naturais ou tecnológicos inseridos no contexto da termodinâmica e/ou do eletromagnetismo.

22 CINÉTICA QUÍMICA - VELOCIDADE MÉDIA E TEORIA DAS COLISÕES

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudados os conceitos de cinética química, o cálculo de velocidade média de consumo de reagentes e de formação de produtos e o cálculo de velocidade média de reação. As interpretações gráficas e matemáticas do conceito de cinética química são de extrema importância para o entendimento do assunto, bem como para a resolução dos exercícios mais cobrados nos vestibulares, além disso, será estudado o conceito da teoria das colisões, importante para a sequência dos estudos em cinética química. Aspectos gráficos de energia, envolvendo energia de ativação, complexo ativado e entalpia.

Para ir além

Método cooperativo de aprendizagem *jigsaw* no ensino de cinética química. Disponível em:

<http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc32_3/05-RSA-7309_novo.pdf?agreq=cin% C3%A9tica&agrep=qnesc,qnint>.

Acesso em: ago. 2018.

LIMA, J.F.L.; PINA, M.S.L.; BARBOSA, R.M.N. e JÓ-FILI, Z.M.S. A contextualização no ensino de cinética química. *Química nova na escola*, n. 11. p. 26-29, 2000. As autoras fazem um relato da experiência didática que desenvolveram, na qual empregaram o tema "conservação de alimentos" para contextualizar e problematizar o ensino de cinética química em turmas do Ensino Médio.

NOVAES, F. J. M.; de Aguiar, D. L. M; Barreto, M. B.; Afonso, J. C. Atividades experimentais simples para o entendimento de conceitos de cinética enzimática: *solanum tuberosum* – uma alternativa versátil. In: *Química Nova na Escola*, v. 35, n. 1. p. 27-33, 2013 Disponível em:

<qnesc.s bq.org.br/online/qnesc35_1/05-RSA-104-11.pdf>.

Acesso em: dez. 2018

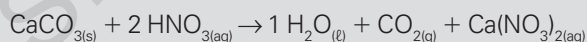
DE LIMA, J. F. L.; Pina, M. S. L.; Barbosa, R. M. N.; Jólí, Z. M. S. A contextualização no ensino de cinética química. In: *Química Nova na Escola*, n. 11. p. 26-29, 2000. Disponível em:

<qnesc.s bq.org.br/online/qnesc11/v11a06.pdf>.

Acesso em: dez. 2018.

Exercícios propostos

7. Equação balanceada da reação:



De acordo com a tabela, vem:

Tempo	Volume de gás
1 min	150 cm ³ = 0,15 L
2 min	240 cm ³ = 0,24 L
3 min	300 cm ³ = 0,30 L

Tempo de 1 minuto $\Rightarrow V = 0,15 \text{ L}$

1 mol — 25 L

$n_{1 \text{ minuto}} = 0,15 \text{ L}$

$n_{1 \text{ minuto}} = 0,006 \text{ mol}$

Tempo de 3 minutos $\Rightarrow V = 0,30 \text{ L}$

1 mol — 25 L

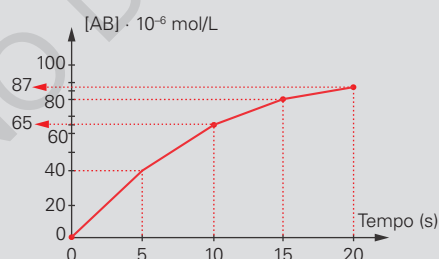
$n_{3 \text{ minutos}} = 0,30 \text{ L}$

$n_{3 \text{ minutos}} = 0,012 \text{ mol}$

$$v_{\text{média}} = \frac{\Delta n}{\Delta t} = \frac{0,012 \text{ mol} - 0,006 \text{ mol}}{3 \text{ min} - 1 \text{ min}}$$

$v_{\text{média}} = 0,003 \text{ mol/min}$

8. a) Com base na tabela, para os pontos (0 s, $0 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$); (5 s, $40 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$); (10 s, $65 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$); (15 s, $80 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$); (20 s, $87 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$), temos:



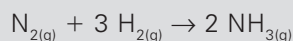
$$b) v_m = \frac{[]_f - []_i}{\text{tempo}} = \frac{[87 \cdot 10^{-6} - 0 \cdot 10^{-6}]}{20 \text{ s} - 0 \text{ s}} = 4,35 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} \cdot \text{s}$$

9. B

$$v_{\text{H}_2} = \frac{\Delta_{\text{concentração}}}{\Delta t}$$

$$v_{\text{H}_2} = \frac{(0,40 - 1,00) \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{(120 - 0) \text{ s}} =$$

$$= \frac{(0,40 - 1,00) \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{2 \text{ min}} = -0,3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$



$$\frac{v_{\text{N}_2}}{1} = \frac{v_{\text{H}_2}}{3} = \frac{v_{\text{NH}_3}}{2}$$

$$\frac{0,3}{3} = \frac{v_{\text{NH}_3}}{2}$$

$$v_{\text{NH}_3} = +0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

10. 28 (04 + 08 + 16)

01. Incorreto. A energia de ativação da curva 1 será de 15 kcal.

02. Incorreto. A energia de ativação da curva 2 será de 5 kcal.

04. Correto. A variação de energia de ativação entre as curvas 1 e 2 será de 60 kcal – 50 kcal = 10 kcal.

08. Correto. A entalpia dos reagentes é maior que a dos produtos, ou seja, $\Delta H < 0$, portanto a reação será exotérmica.

16. Correto.

$$\Delta H = H_p - H_r$$

$$\Delta H = 20 - 45$$

$$\Delta H = -25 \text{ kcal}$$

11. E

a) A representa a energia de ativação (parte dos reagentes em direção ao complexo ativado).

b) B representa a variação da entalpia (parte dos reagentes em direção aos produtos).

c) C representa o complexo ativado.

d) O processo é exotérmico, já que os reagentes apresentam mais energia que os produtos.

e) C representa o complexo ativado, a espécie química que se forma momentaneamente (intermediário) antes de formar o produto.

12. C

Os gases não foram colocados em contato e, por isso, a reação não ocorreu.

13. Cálculo da velocidade da reação em mL de H_2 /s:

$$v = \frac{\text{volume de } H_2 \text{ produzido}}{\text{tempo}} = \frac{25 \text{ mL}}{20 \text{ s}} = 1,25 \text{ mL/s}$$

Cálculo da velocidade da reação em mol de H_2 /s:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$1 \cdot \frac{25 \cdot 10^{-3}}{25 \text{ mL}} = n \cdot 0,082 \cdot \frac{300}{27 + 273}$$

$$n = 1,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$v = \frac{1,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{20 \text{ s}} = 5,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L/s}$$

14. De acordo com a tabela fornecida, verifica-se que, a cada intervalo de tempo, o volume de H_2 varia, portanto a velocidade da reação também irá variar.

$$\text{velocidade} = \frac{\text{variação de volume}}{\text{variação de tempo}}$$

$$v_{0 \rightarrow 1} = \frac{15 - 0}{1 - 0} = 15 \text{ cm}^3/\text{min}$$

$$v_{1 \rightarrow 2} = \frac{27 - 15}{2 - 1} = 12 \text{ cm}^3/\text{min}$$

$$v_{2 \rightarrow 3} = \frac{36 - 27}{3 - 2} = 9 \text{ cm}^3/\text{min}$$

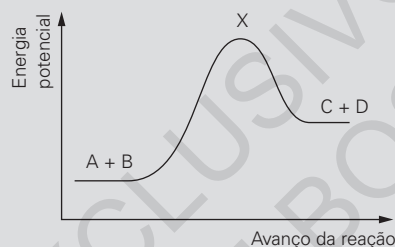
e assim sucessivamente.

15. B

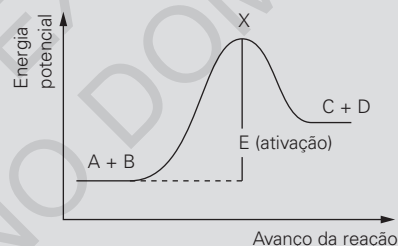
$$v_{\text{média (0} \rightarrow 5)} = \frac{\Delta[\text{ }]}{\Delta t} \therefore \frac{14,9 - 22,4}{5 - 0} = 1,5 \text{ mol/L} \cdot \text{h}$$

$$v_{\text{média (1} \rightarrow 3)} = \frac{\Delta[\text{ }]}{\Delta t} \therefore \frac{16,6 - 20,8}{3 - 1} = 2,1 \text{ mol/L} \cdot \text{h}$$

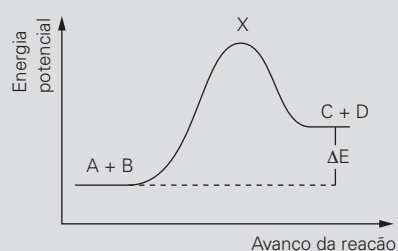
16. a) Diagrama 1:



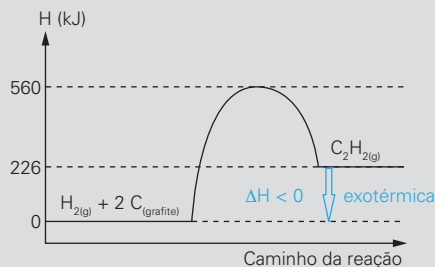
b) Diagrama 2:



c) Diagrama 3:

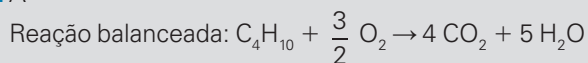


17. D



Exercícios para o Enem

18. A



Proporção entre butano e dióxido de carbono: 1:4, ou seja, a cada 0,1 mol de butano decomposto, forma-se 0,4 mol de CO_2 .

$$1 \text{ mol de CO}_2 \text{ — } 44 \text{ g}$$

$$0,4 \text{ mol de CO}_2 \text{ — } x$$

$$x = 17,6 \text{ g}$$

$$17,6 \text{ g — } 1 \text{ min}$$

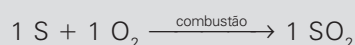
$$y \text{ g — } 60 \text{ min}$$

$$y = 1\,056 \text{ g}$$

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. A



$$\left| \frac{v_{\text{S}}}{1} \right| = \left| \frac{v_{\text{O}_2}}{1} \right| = \left| \frac{v_{\text{SO}_2}}{1} \right| = v_{\text{média}}$$

$$M_{\text{S}} = 32 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{S}} = \frac{m_{\text{S}}}{M_{\text{S}}} = \frac{57,6 \cdot 1\,000 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 1\,800 \text{ mol}$$

$$v_{\text{S}} = \frac{1\,800 \text{ mol}}{1 \text{ hora}} = \frac{1\,800 \text{ mol}}{3\,600 \text{ s}} = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$$

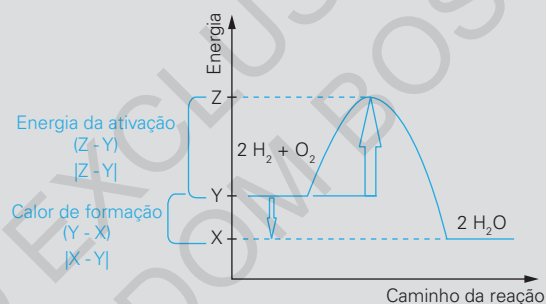
$$v_{\text{SO}_2} = v_{\text{S}} = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$$

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.

20. E

Analisando o gráfico, vem:



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 FATORES QUE ALTERAM A VELOCIDADE E LEI DE VELOCIDADE

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudados os fatores externos que conseguem afetar a velocidade dos processos, tanto no quesito de aumento quanto da diminuição da velocidade. Será estudada, também, a aplicação da lei da velocidade, bem como a sua dedução com base em reações elementares, não elementares e dados experimentais.

Para ir além

Cinética química. Disponível em:

<http://qnint.sbq.org.br/novo/index.php?hash=sala_de_aula.19>.

Acesso em: set. 2018.

Impacto dos catalisadores automotivos no controle da qualidade do ar. Disponível em:

<http://quimicanova.sbq.org.br/imagebank/pdf/Vol26No2_265_20.pdf>.

Acesso em: set. 2018.

Nanotecnologia: aspectos gerais e potencial de aplicação em catálise. Disponível em:

<http://quimicanova.sbq.org.br/imagebank/pdf/Vol32No7_1860_32-RV08203.pdf>.

Acesso em: set. 2018.

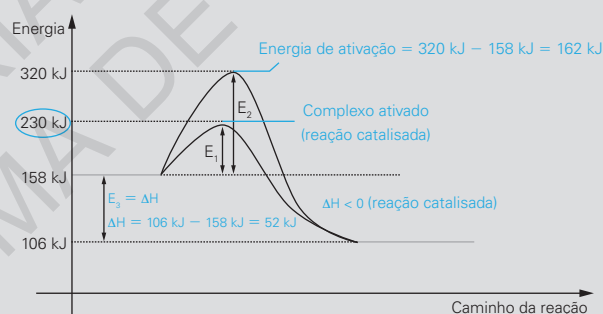
NOVAES, F. J. M. *et al.* Atividades experimentais simples para o entendimento de conceitos de cinética enzimática: *solanum tuberosum* – uma alternativa versátil. *Química Nova na Escola*, v. 35, n. 1. p. 27-33, 2013.

Exercícios Propostos

7. B

De acordo com o enunciado, a reação processa-se a 200 °C. Com isso, observa-se o consumo de reagente, no caso $\text{NO}_{2(g)}$ e $\text{CO}_{(g)}$, para a formação de $\text{NO}_{(g)}$ e $\text{CO}_{2(g)}$. Como a reação é exotérmica, após atingir o equilíbrio, haverá liberação de calor e, assim, com o aumento de temperatura, haverá um favorecimento da formação de reagentes, no caso o $\text{NO}_{2(g)}$, aumentando a sua concentração.

8. O candidato foi reprovado, pois acertou, apenas, a afirmação II.



9. D

Como se trata de um processo endotérmico, o melhor processo será utilizar água quente e, ainda, triturar as pastilhas para aumentar a superfície de contato, agilizando o processo de dissolução.

10. A equação da velocidade é escrita em função dos reagentes. Quando a reação ocorre em várias etapas (tem uma tabela ou gráfico), indica que ela não é elementar e não temos os expoentes (necessário calcular).

Lei da velocidade:

$$v = k \cdot [\text{etanotiol}]^x \cdot [\text{hidrogênio}]^y$$

a) A reação não é elementar. Temos de encontrar os valores de x e y , que são os expoentes. Para determinar o y , vamos deixar o x constante. Encontramos essa situação nos experimentos 1 e 2, onde notamos que a concentração do etanotiol permanece constante e a concentração de hidrogênio dobra, ocorrendo o mesmo com a velocidade.

Experiência	[Etanotiol] (mol/L)	[Hidrogênio] (mol/L)	V_i (mol/min)
1	2	1	4
2	2	2	8
3	3	3	8
4	6	6	16

Dividir $\frac{V_2}{V_1}$ para cortar o x e encontrar o valor de y :

$$\frac{8}{4} = \frac{k \cdot [2]^x \cdot [2]^y}{k \cdot [2]^x \cdot [1]^y}$$

$$2 = 2^y \therefore y = 1$$

Para determinar o x , vamos deixar o y constante. Encontramos essa situação nos experimentos 3 e 4, onde notamos que a concentração do $[H_2]$ permanece constante, e a concentração e a velocidade do etanotiol dobram.

Dividir $\frac{V_4}{V_3}$ para cortar o y e encontrar o valor de x :

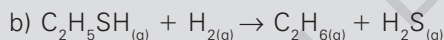
$$\frac{16}{8} = \frac{k \cdot [6]^x \cdot [6]^y}{k \cdot [3]^x \cdot [6]^y}$$

$$2 = 2^x \therefore x = 1$$

Portanto, a lei da velocidade é:

$$v = k \cdot [\text{etanotiol}]^1 \cdot [\text{hidrogênio}]^1$$

A ordem da reação é igual a 2 (soma dos expoentes).



$$1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{SH}_{(g)} \text{ ————— } 34 \text{ g H}_2\text{S}$$

$$10 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{SH}_{(g)} \text{ ————— } x \text{ g H}_2\text{S}$$

$$x = 340 \text{ g/s}$$

11. B

Velocidade de reação:

$$v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]^1$$

O exercício não forneceu a concentração em quantidade de matéria inicial. Para facilitar os cálculos, vamos admitir que a concentração inicial dos reagentes fosse de 1 mol/L (poderia ser qualquer número). Escolhemos o 1 mol/L para ficar mais fácil a verificação de quantas vezes a concentração aumentou ou diminuiu, e calcular a velocidade inicial.

No início, temos:

$$v = k \cdot [1]^2 \cdot [1]^1 \Rightarrow v = 1 \cdot k$$

Depois, temos:

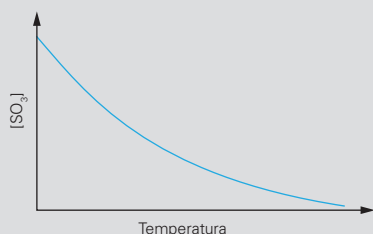
concentração de A foi triplicada $\Rightarrow [3]$.

concentração de B foi duplicada $\Rightarrow [2]$.

$$v = k \cdot [3]^2 \cdot [2]^1 \Rightarrow v = 18 \cdot k$$

O novo valor da velocidade será 18 vezes maior.

12. a) O $\text{NO}_{2(g)}$ se reduz a NO e provoca a oxidação do $\text{SO}_{2(g)}$ a $\text{SO}_{3(g)}$.
- b) O catalisador aumenta a velocidade de uma reação química, diminuindo sua energia de ativação, portanto uma reação catalisada acontecerá numa velocidade muito maior que uma não catalisada.
- c) Como a velocidade da reação global é dependente da etapa lenta, a expressão da lei da velocidade será: $v = k \cdot [\text{SO}_2] \cdot [\text{NO}_2]$.
- d) Teremos:



13. 31 (01 + 02 + 04 + 08 + 16)

01. Correto. A velocidade da reação é maior no tubo B do que no tubo A, pois a granulometria é a mesma e a temperatura em B é maior do que em A.

02. Correto. O tubo que apresenta a maior velocidade de reação é o D, pois a granulometria é maior, ou seja, apresenta a maior superfície de contato.

04. Correto. A reação que ocorre é $\text{Zn}_{(s)} + 2 \text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{ZnCl}_{2(aq)} + \text{H}_{2(g)}$.

08. Correto. O tubo C apresenta uma velocidade de reação maior que no tubo B, porque a superfície de contato do zinco é maior no tubo C.

16. Correto. A velocidade de reação do Zn nos tubos obedece à seguinte ordem: $A < B < C < D$.

A: menor temperatura e menor superfície de contato em comparação a C e D.

B: mesma temperatura e menor superfície de contato em comparação a C e D.

C: mesma temperatura e menor superfície de contato em comparação a D.

14. C

Ao amassar o comprimido, a superfície de contato é aumentada e, conseqüentemente, a absorção do medicamento será mais rápida.

15. B

a) Incorreta. Quanto maior a temperatura, mais rápida tende a ser a reação, portanto maior a liberação de dióxido de carbono.

b) Correta. No copo onde foi colocado o comprimido triturado, haverá maior formação de CO_2 (efervescência).

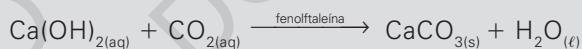
c) Incorreta. Quanto maior a quantidade de reagente disponível, maior a possibilidade de resultar em choques efetivos para a formação de produto.

d) Incorreta. O aumento da temperatura irá favorecer a dissolução do comprimido, pois aumenta o grau de agitação das moléculas, favorecendo a possibilidade de choques efetivos, que resultará em produtos.

e) Incorreta. Tanto a massa (quantidade de reagente disponível) quanto a superfície de contato são fatores que influenciam a velocidade de uma reação química.

16. B

Solução aquosa de hidróxido de cálcio ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) + indicador fenolftaleína + gás carbônico (CO_2):



$$v_p = k \cdot [\text{reagentes}]$$

$$v_p = k \cdot [\text{Ca}(\text{OH})_2] \cdot [\text{CO}_2]$$

17. 25 (01 + 08 + 16)

01. Correto. A reação $2A + D \rightarrow A_2D$ é classificada como elementar se $v = k \cdot [A]^2 \cdot [D]$ ($v = k \cdot [\text{reagentes}]$).

02. Incorreto. Se a velocidade da reação $2A + 2D \rightarrow E + G$ quadruplicar ao duplicar-se $[A]$, mantendo-se $[D]$ constante, então a reação é de segunda ordem em relação a A.

$$v = k \cdot [A]^2 \cdot [D]^2$$

Duplicando a $[A]$:

$$v' = k \cdot (2 \cdot [A])^2 \cdot [D]^2$$

$$v' = 4 \cdot k \cdot [A]^2 \cdot [D]^2$$

$$v' = 4 \cdot v \text{ (quadruplica)}$$

04. Incorreto. Se a reação global $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$ possuir a etapa intermediária lenta $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$, então a lei da velocidade será $v = k \cdot [\text{Ca}(\text{OH})_2]$.

08. Correto. Molecularidade equivale ao número de mols de reagentes que entram em colisão em uma única etapa de reação. Em reações elementares, numericamente, a ordem da reação e a molecularidade coincidem. Considerando que a reação $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{NO}$ é elementar, sua molecularidade é igual a 2.

16. Correto. É possível, apesar de a reação direta ser exotérmica, aumentar o rendimento da reação $\text{N}_{2(\text{g})} + 3 \text{H}_{2(\text{g})} \rightarrow 2 \text{NH}_{3(\text{g})}$ ($\Delta H < 0$), combinando-se um aumento da temperatura e da pressão do sistema, pois esse procedimento, feito com valores adequados de temperatura e pressão, afeta, nesse caso, de forma favorável, o balanço entre a cinética e o equilíbrio químico da reação.

Estudo para o Enem

18. E

- I) Correta. AChE é o catalisador da reação.
 II) Incorreta. O catalisador (AChE) diminui a energia de ativação da reação.
 III) Correta. AChE promove caminhos reacionais alternativos; consequentemente, a energia de ativação diminui.
 IV) Incorreta. AChE não inibe a formação de intermediários, pelo contrário, cria caminhos alternativos.

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

Analisando a tabela, temos que, com o aumento da temperatura, ocorre diminuição do tempo para a dissolução do comprimido, ou seja, aumenta a velocidade da reação envolvida no processo. Com isso, aumenta a energia cinética média das moléculas reagentes, elevando o número de colisões efetivas e, consequentemente, a velocidade da reação.

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.

20. E

Determinação dos valores de a e b:

$$v = k \cdot [\text{O}_2]^a \cdot [\text{NO}]^b$$

Experimentos 1 e 2:

A concentração de O_2 e a velocidade dobram.

Experimentos	Concentrações dos reagentes		Vel. (mol/L · s)
	$[\text{O}_2]$ (mol/L)	$[\text{NO}]$ (mol/L)	
1	$2,2 \cdot 10^{-2}$	$2,6 \cdot 10^{-2}$ (constante)	$6,4 \cdot 10^{-3}$
2	$4,4 \cdot 10^{-2}$ (dobrou)	$2,6 \cdot 10^{-2}$ (constante)	$12,8 \cdot 10^{-3}$ (dobrou)
3	$2,2 \cdot 10^{-2}$	$5,2 \cdot 10^{-2}$	$25,6 \cdot 10^{-3}$
4	$6,6 \cdot 10^{-2}$	$2,6 \cdot 10^{-2}$	$19,2 \cdot 10^{-3}$

Assim, temos:

$$2 = 2^a \Rightarrow a = 1$$

Experimentos 1 e 3:

A concentração de NO dobra e a velocidade aumenta 4 vezes.

Experimentos	Concentrações dos reagentes		Vel. (mol/L · s)
	[O ₂] (mol/L)	[NO] (mol/L)	
1	$2,2 \cdot 10^{-2}$ (constante)	$2,6 \cdot 10^{-2}$	$6,4 \cdot 10^{-3}$
2	$4,4 \cdot 10^{-2}$	$2,6 \cdot 10^{-2}$	$12,8 \cdot 10^{-3}$ (dobrou)
3	$2,2 \cdot 10^{-2}$ (constante)	$5,2 \cdot 10^{-2}$ (dobrou)	$25,6 \cdot 10^{-3}$ (quadruplicou)
4	$6,6 \cdot 10^{-2}$	$2,6 \cdot 10^{-2}$	$19,2 \cdot 10^{-3}$

Assim, temos:

$$4 = 2^b \Rightarrow b = 2$$

Equação de velocidade:

$$v = K \cdot [\text{O}_2]^1 \cdot [\text{NO}]^2$$

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.

24 EQUILÍBRIO QUÍMICO - CARACTERÍSTICAS E CONSTANTES DE EQUILÍBRIO (K_c E K_p)

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, será mostrado que, no equilíbrio a uma dada temperatura, existe uma relação matemática que vincula as concentrações de todas as espécies participantes do processo: a expressão de K_c . Serão estudados os conceitos de equilíbrio químico, bem como o cálculo e a interpretação da constante de equilíbrio, em função das pressões parciais.

Para ir além

Analogias no ensino do equilíbrio químico. Disponível em:

<<http://webeduc.mec.gov.br/portaldoprofessor/quimica/sbq/QNEsc27/04-ibero-3.pdf>>.

Acesso em: set. 2018.

CARUSO, F. *et al.* Propuesta didáctica para la enseñanza – aprendizaje del equilibrio químico. *Enseñanza de las Ciencias*, n. extra. p. 287-288, 1997.

Exercícios Propostos

7. A

O K_c da reação inversa será:

$$K' = \frac{1}{K_c} = \frac{1}{50} = 0,02 = 2 \cdot 10^{-2}$$

8.

	$\text{CO}_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_{2(g)}$			
Início	5 mol	5 mol	0	0
Durante	-3,325 mol	-3,325 mol	+3,325 mol	+3,325 mol
Equilíbrio	1,675 mol	1,675 mol	3,325 mol	3,325 mol

Concentração, em mol/L, no equilíbrio:

$$[\text{CO}] = \frac{1,675 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 0,335 \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{1,675 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 0,335 \text{ mol/L}$$

$$[\text{CO}_2] = \frac{3,325 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 0,665 \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{3,325 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 0,665 \text{ mol/L}$$

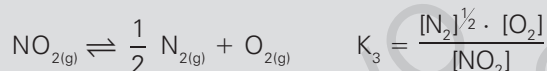
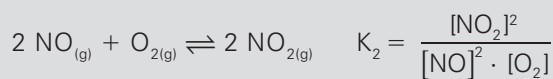
Substituindo em K_c , teremos:

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_c = \frac{0,665 \cdot 0,665}{0,335 \cdot 0,335}$$

$$K_c = 3,94$$

9. D



Relacionando as constantes, teremos:

$$K_1 \cdot K_2 = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{O}_2]} \cdot \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}$$

$$K_1 \cdot K_2 = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{O}_2]^2}$$

$$\sqrt{\frac{1}{K_1 \cdot K_2}} = \sqrt{\frac{[\text{N}_2] \cdot [\text{O}_2]^2}{[\text{NO}_2]^2}}$$

$$\left(\frac{1}{K_1 \cdot K_2}\right)^{1/2} = \frac{[\text{N}_2]^{1/2} \cdot [\text{O}_2]}{[\text{NO}_2]} \quad K_3$$

Conclusão:

$$K_3 = \left(\frac{1}{K_1 \cdot K_2}\right)^{1/2}$$

10. A expressão para a constante de equilíbrio, expressa em termos de pressão parcial, é $K_p = p_{\text{CO}_2} \cdot p_{\text{H}_2\text{O}}$.

Se as pressões parciais de CO_2 e H_2O forem, respectivamente, 0,5 e 0,5 atm, o valor da constante de equilíbrio, expressa em termos de pressões parciais (K_p), será 0,25 atm².

$$K_p = p_{\text{CO}_2} \cdot p_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$K_p = 0,5 \cdot 0,5 = 0,25 \text{ atm}^2 \therefore \text{a afirmativa é falsa.}$$

11. A constante K_p é a pressão parcial dos produtos sobre a pressão parcial dos reagentes, contudo são válidos apenas os participantes gasosos.

Então:

$$K_p = (p_{\text{O}_2})^{1/2}$$

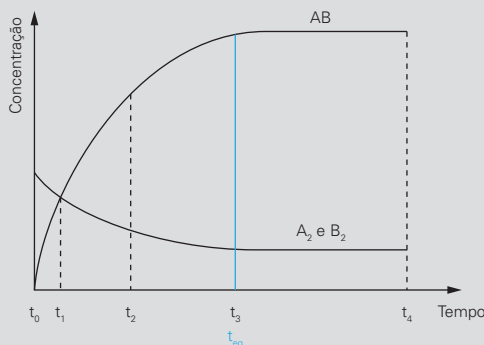
12. D

	1 A	2 B	1 C	3 D
Início	8 atm	12 atm	0	0
Reage	2 atm	4 atm	-----	-----
Forma	-----	-----	2 atm	6 atm
Equilíbrio	6 atm	8 atm	2 atm	6 atm

$$K_p = \frac{p_C \cdot (p_D)^3}{p_A \cdot (p_B)^2}$$

$$K_p = \frac{2 \cdot 6^3}{6 \cdot 8^2} = 1,125$$

13. D



O tempo de equilíbrio irá acontecer quando as concentrações dos reagentes e produtos se tornarem constantes, ou seja, a partir de t_3 .

$$14. K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2]^2}$$

$$K_c = \frac{(0,145)}{(1) \cdot (0,1)^2} = 14,5$$

15. B

Utilizando uma fórmula genérica, $K_c = \frac{[\text{Produtos}]}{[\text{Reagentes}]}$

para um coeficiente igual a 1, se dobrarmos o coeficiente, ao multiplicar a equação por 2, teremos

que $K_c' = \frac{[\text{Produtos}]^2}{[\text{Reagentes}]^2}$. Substituindo $\frac{[\text{Produtos}]}{[\text{Reagentes}]}$

por K_c , chegamos à conclusão de que $K_c' = K_c^2$.

16. 18 (02 + 16)

01. Incorreta. A pressão inicial (p_1) do sistema é igual a 60 atm.

$$n_{\text{NO}_2} = 1 \text{ mol}$$

$$V_{\text{recipiente}} = 400 \text{ mL} = 0,4 \text{ L}$$

$$P_{\text{inicial}} = p_1$$

$$T = 300 \text{ K}$$

$$R = 0,08 \text{ atm} \cdot \text{L/K} \cdot \text{mol}$$

$$P_{\text{inicial}} \cdot V_{\text{recipiente}} = n_{\text{NO}_2} \cdot R \cdot T$$

$$p_1 \cdot 0,4 \text{ L} = 1 \text{ mol} \cdot 0,08 \text{ atm} \cdot \text{L/K} \cdot \text{mol} \cdot 300 \text{ K}$$

$$p_1 = 60 \text{ atm}$$

02. Correta. A pressão parcial de $\text{NO}_{2(\text{g})}$ no equilíbrio é igual a 12 atm.

$$p_{\text{equilíbrio}} = 0,6 \cdot p_1 = 0,6 \cdot 60 \text{ atm} = 36 \text{ atm}$$

	$2 \text{NO}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons 1 \text{N}_2\text{O}_{4(\text{g})}$	
Início (atm)	60	0
Durante (atm)	- 2x	+ x
Equilíbrio (atm)	(60 - 2x)	+ x

$$p_{\text{equilíbrio}} = (60 - 2x) + x$$

$$36 = 60 - x$$

$$x = 24 \text{ atm}$$

$$p_{\text{NO}_2} = (60 - 2x) \text{ atm}$$

$$p_{\text{NO}_2} = (60 - 2 \cdot 24) \text{ atm} = 12 \text{ atm}$$

04. Incorreta. A fração molar de $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{g})}$ no equilíbrio é igual a 0,67.

$$p_{\text{equilíbrio}} = 0,6 \cdot p_1 = 0,6 \cdot 60 \text{ atm} = 36 \text{ atm}$$

$$p_{\text{N}_2\text{O}_4} = x = 24 \text{ atm}$$

$$X_{\text{N}_2\text{O}_{4(\text{g})}} = \frac{p_{\text{N}_2\text{O}_4}}{p_{\text{equilíbrio}}}$$

$$X_{\text{N}_2\text{O}_{4(\text{g})}} = \frac{24 \text{ atm}}{36 \text{ atm}} = 0,67$$

08. Incorreta. A constante de equilíbrio K_p para a reação de dimerização do $\text{NO}_{2(\text{g})}$ a 300 K é igual a 0,167.

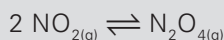
$$p_{\text{NO}_2} = 12 \text{ atm}$$

$$p_{\text{N}_2\text{O}_4} = 24 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{(p_{\text{N}_2\text{O}_{4(\text{g})}})^1}{(p_{\text{NO}_{2(\text{g})}})^2}$$

$$K_p = \frac{24}{(12)^2} = 0,167$$

16. Correta. A relação entre K_c e K_p para a reação de dimerização de $\text{NO}_{2(\text{g})}$ é dada pela expressão $K_c = K_p \cdot (RT)$.



$$p_{\text{N}_2\text{O}_4} \cdot V = n_{\text{N}_2\text{O}_4} \cdot R \cdot T$$

$$n_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{p_{\text{N}_2\text{O}_4} \cdot V}{(R \cdot T)}$$

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = \frac{n_{\text{N}_2\text{O}_4}}{V} \Rightarrow [\text{N}_2\text{O}_4] = \frac{\left(\frac{p_{\text{N}_2\text{O}_4} \cdot V}{(R \cdot T)} \right)}{V} = \frac{p_{\text{N}_2\text{O}_4}}{(R \cdot T)}$$

$$p_{\text{NO}_2} \cdot V = n_{\text{NO}_2} \cdot R \cdot T$$

$$n_{\text{NO}_2} = \frac{p_{\text{NO}_2} \cdot V}{(R \cdot T)}$$

$$[\text{NO}_2] = \frac{n_{\text{NO}_2}}{V} \Rightarrow [\text{NO}_2] = \frac{\left(\frac{p_{\text{NO}_2} \cdot V}{(R \cdot T)}\right)}{V} = \frac{p_{\text{NO}_2}}{(R \cdot T)}$$

$$K_c = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]^1}{[\text{NO}_2]^2} = \frac{\left[\frac{p_{\text{N}_2\text{O}_4}}{(R \cdot T)}\right]^1}{\left[\frac{p_{\text{NO}_2}}{(R \cdot T)}\right]^2}$$

$$K_c = \frac{(p_{\text{N}_2\text{O}_4})^1}{\underbrace{(p_{\text{NO}_2})^2}_{K_p}} \cdot (R \cdot T)$$

$$K_c = K_p \cdot (R \cdot T)$$

17. B

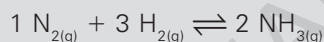
a) Incorreta. A variação da temperatura afeta os valores das constantes.

b) Correta.

c) Incorreta. A formação de amônia é viável economicamente.

d) Incorreta. Em um sistema em equilíbrio, coexistem reagentes e produtos.

e) Incorreta. O somatório dos coeficientes dos reagentes e do(s) produto(s) na reação balanceada é igual a 6.



$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{1-3}$$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{-2}$$

Estudo para o Enem

18. D

Com base na análise do gráfico, verifica-se que o equilíbrio químico é atingido a partir de, aproximadamente, 5 minutos. Sendo assim, podem ser obtidas as concentrações no equilíbrio:

$$|\Delta[B]_{\text{gasta (reagente)}}| = |0,2 - 0,8| = 0,6 \text{ mol/L}$$

$$|\Delta[C]_{\text{gasta (reagente)}}| = |0,6 - 0,8| = 0,2 \text{ mol/L}$$

$$|\Delta[A]_{\text{forma (produto)}}| = |0,4 - 0,0| = 0,4 \text{ mol/L}$$

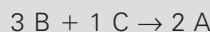
Então,

$$0,6 : 0,2 : 0,4$$

Dividindo por 0,2, vem:

$$3 : 1 : 2$$

Portanto,



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

	A + 2 B ⇌ C + 2 D			
Início	1	1	0	0
Durante	-x	-2x	+x	+2x
Equilíbrio	1-x	0,5	+x	+2x

$$1 - 2x = 0,5$$

$$x = 0,25$$

Então:

	A + 2 B ⇌ C + 2 D			
Início	1	1	0	0
Durante	-0,25	-0,5	+0,25	+0,5
Equilíbrio	0,75	0,5	+0,25	+0,5

$$K_{\text{equilíbrio}} = \frac{[C] \cdot [D]^2}{[A] \cdot [B]^2}$$

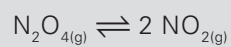
$$K_{\text{equilíbrio}} = \frac{(0,25) \cdot (0,5)^2}{(0,75) \cdot (0,5)^2} = \frac{0,25}{0,75} = \frac{1}{3}$$

$$K_{\text{equilíbrio}} = \frac{1}{3}$$

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.

20. D



$$K_p = \frac{(p_{\text{NO}_2})^2}{(p_{\text{N}_2\text{O}_4})^1} = \frac{(1,8)^2}{1,4} = 2,31$$

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 DE USO EXCLUSIVO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

25 DESLOCAMENTO DE EQUILÍBRIO

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudados dois fatores que podem deslocar o equilíbrio químico: pressão e concentração. Serão estudados, também, o papel do catalisador frente aos processos de equilíbrio e a forma como a temperatura desloca o equilíbrio químico.

Para ir além

FABIÃO, L.; DUARTE, M. Dificuldades de produção e exploração de analogias: um estudo no tema equilíbrio químico com alunos/professores de ciências. *Revista Electrónica de Enseñanza de las Ciencias*, v. 4, n. 1, 2005.

Ensino do conceito de equilíbrio químico: uma breve reflexão. *Química Nova na Escola*. n. 25, maio 2007. Disponível em:

<<http://qnesc.sbg.org.br/online/qnesc25/ccd02.pdf>>.

Acesso em: fev. 2019.

O ensino de equilíbrio químico a partir dos trabalhos do cientista alemão Fritz Haber, na síntese da amônia e no programa de armas químicas durante a Primeira Guerra Mundial. *Química Nova na Escola*. vol. 40, n. 1. p. 33-43, fevereiro 2018. Disponível em:

<http://qnesc.sbg.org.br/online/qnesc40_1/07-RSA-12-17.pdf>.

Acesso em: fev. 2019.

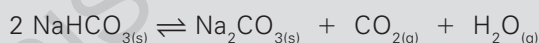
HANSEN, R. Thermodynamic changes, kinetics, equilibrium, and Le Chatelier's principle. *Journal of Chemical Education*, v. 61, n. 9. p. 804, 1984.

QUÍLEZ, J. Persistencia de errores conceptuales relacionados con la incorrecta aplicación del principio de Le Châtelier. *Educación Química*, v. 9, n. 6. p. 367-377, 1998.

Exercícios Propostos

7. 03 (01 + 02)

01. Correto. A expressão para a constante de equilíbrio, expressa em termos de concentração, é $K_c = [\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2\text{O}]$.

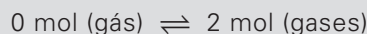
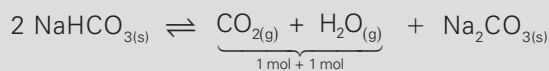


$$K_{\text{eq}} = \frac{\overbrace{[\text{Na}_2\text{CO}_{3(s)}]}^{\text{Constante}} \cdot [\text{CO}_{2(g)}] \cdot [\text{H}_2\text{O}_{(g)}]}{\underbrace{[\text{NaHCO}_{3(s)}]^2}_{\text{Constante}}} \rightleftharpoons$$

$$\rightleftharpoons K_{\text{eq}} = [\text{CO}_{2(g)}] \cdot [\text{H}_2\text{O}_{(g)}]$$

02. Correto. O aumento de temperatura é o único fator que altera o valor de K_c .

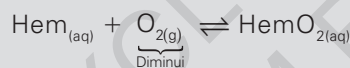
04. Incorreto. O aumento de pressão desloca o equilíbrio no sentido do menor número de mols de componentes gasosos, ou seja, para a esquerda, no sentido de v_2 .



08. Incorreto. A adição de gás carbônico desloca o equilíbrio para a esquerda, isto é, no sentido de v_2 .



8. B



$$v_{\text{direta}} < v_{\text{inversa}}$$

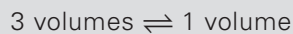
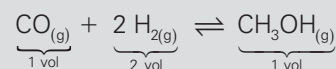
À medida que uma pessoa se desloca para locais de menor altitude, a quantidade e a pressão parcial de O_2 no ar vão diminuindo e esse equilíbrio vai se deslocando para a esquerda.

9. Expressão da constante K_p desse equilíbrio:

$$K_p = \frac{p_{\text{CH}_3\text{OH}}}{p_{\text{CO}} \cdot (p_{\text{H}_2})^2}$$

Importância da compressão: com o aumento da pressão, o equilíbrio é deslocado no sentido do menor volume, o que acarreta maior rendimento na produção do metanol.

$$p \uparrow \cdot V \downarrow = k$$



10. E

O aumento da temperatura favorece a reação endotérmica, ou seja, no sentido de formação de produto.

11. C

I. Incorreta. Os componentes sólidos não entram no cálculo da constante de equilíbrio, portanto $K_c = [\text{CO}_2]$.

II. Incorreta. O uso de catalisador não altera o equilíbrio químico.

III. Correta. Ao aumentar a pressão, o equilíbrio será deslocado no sentido de menor volume gasoso, portanto, no sentido de formação de CaCO_3 .

IV. Correta. Ao aumentar a concentração de $\text{CO}_{2(g)}$, o equilíbrio será deslocado no sentido de consumo do excesso de reagente acrescentado, portanto, no sentido de formação de CaCO_3 .

12. A

A presença do catalisador não desloca o equilíbrio, pois tanto a velocidade da reação direta quanto a da reação inversa aumentam. A constante de equilíbrio permanece inalterada.

13. 22 (02 + 04 + 16)

01. Incorreto. A adição de NO provoca um aumento da velocidade da reação inversa, o que acarretará o deslocamento do equilíbrio para a esquerda. Esse deslocamento provocará diminuição na quantidade de água.

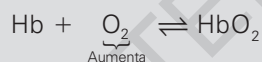
02. Correto. O deslocamento para a esquerda provoca um aumento na produção de O_2 , aumentando sua concentração.

04. Correto. A remoção de O_2 provocará um deslocamento para a direita, de acordo com o princípio de Le Chatelier. Esse deslocamento provocará um aumento na concentração de NH_3 .

08. Incorreto. O valor de K_c somente será alterado por mudanças de temperatura no sistema.

16. Correto. A remoção de NO causa deslocamento para a direita, o que estimulará o consumo de NH_3 .

14. a) De acordo com o texto, o aumento da acidez no plasma sanguíneo favorece a dissociação da HbO_2 , então:



Como, em meio ácido, o equilíbrio desloca para a esquerda, a quantidade de O_2 liberada nos tecidos aumenta.

b) Com base na equação de estado de um gás, vem:

$$p_{\text{gás}} \cdot V = n_{\text{gás}} \cdot R \cdot T \Rightarrow p_{\text{gás}} = \frac{n_{\text{gás}} \cdot R \cdot T}{V}$$

$$p_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2} \cdot R \cdot T}{V} \Rightarrow [\text{O}_2] = \frac{p_{\text{O}_2}}{R \cdot T}$$

$$p_{\text{CO}} = \frac{n_{\text{CO}} \cdot R \cdot T}{V} \Rightarrow [\text{CO}] = \frac{p_{\text{CO}}}{R \cdot T}$$

$$p_{\text{O}_2} = 10 \cdot p_{\text{CO}} \Rightarrow \frac{p_{\text{O}_2}}{R \cdot T} = 10 \cdot \frac{p_{\text{CO}}}{R \cdot T} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow [\text{O}_2] = 10 \cdot [\text{CO}]$$

$$K = \frac{[\text{HbCO}] \cdot [\text{O}_2]}{[\text{HbO}_2] \cdot [\text{CO}]}$$

$$200 = \frac{[\text{HbCO}] \cdot 10 \cdot [\text{CO}]}{[\text{HbO}_2] \cdot [\text{CO}]}$$

$$\frac{[\text{HbCO}]}{[\text{HbO}_2]} = \frac{200}{10} = 20 \Rightarrow [\text{HbCO}] = 20 \cdot [\text{HbO}_2]$$

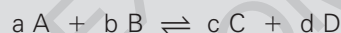
15. 11 (01 + 02 + 08)

01. Correta. Todo o reagente da combustão será consumido no processo.

02. Correta. $v_1 = v_2$ é a condição para que ocorra o equilíbrio.

04. Incorreto. O equilíbrio que se estabelece é um equilíbrio dinâmico.

08. Correta.



$$K_c = \frac{[\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b}$$

16. Correta. Uma constante de equilíbrio alta indica que a reação inversa prevalece sobre a direta.

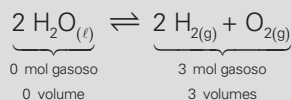
32. Incorreto. O equilíbrio desloca-se no sentido de formação dos produtos, caso a concentração dos reagentes aumente.

16. De acordo com o Princípio de Le Chatelier, um aumento de pressão favorece a reação que conduz a uma diminuição da pressão ou a reação que conduz a uma diminuição da quantidade total de gases. Nesse caso, a reação que conduz a uma diminuição da pressão ou a reação que conduz a uma diminuição da quantidade total de gases é a reação direta. Prevê-se, assim, que a concentração de $\text{CH}_3\text{OH}_{(g)}$ aumente, o que permite concluir que o rendimento da reação deverá aumentar.

17. Verdadeiro. A quantidade de fotocatalisador limita a produção de H_2 e O_2 , que é um processo endotérmico (ocorre com absorção de energia), pois a decomposição da água depende da luz solar e da presença desse composto.

Verdadeiro. O aumento da temperatura favorece a conversão, pois o processo é endotérmico (absorve energia).

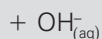
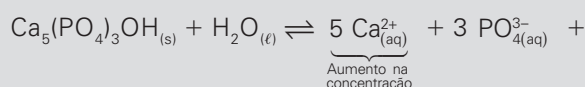
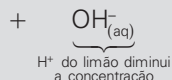
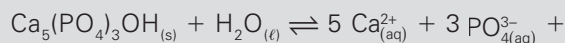
Falso. A diminuição do volume (aumento da pressão total) do sistema não favorecerá a conversão, pois o equilíbrio deslocará para a esquerda.



Verdadeiro. É condição necessária para a produção de hidrogênio que o fotocatalisador absorva energia solar superior a 1,23 eV, pois ocorrerá perda de energia no processo.

Estudo para o Enem

18. C



Sacarose não pertence ao sistema, portanto sua adição não desloca o equilíbrio.

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

De acordo com o Princípio de Le Chatelier, a adição do íon comum de cloreto deslocará o equilíbrio para o sentido dos reagentes, ou seja, para a esquerda.

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

A evaporação da água desloca o equilíbrio para a direita, favorecendo a formação de estalactites.

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 DE USO
SISTEMA DE ENSINO

26 EQUILÍBRIO IÔNICO - LEI DA DILUIÇÃO DE OSTWALD E PRODUTO IÔNICO DA ÁGUA (pH e pOH)

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudados os equilíbrios iônicos, com foco principalmente na força de ácidos e bases em função das constantes de equilíbrio. Vale ressaltar que alguns exames de vestibular cobram o equilíbrio iônico sem que, necessariamente, este seja de ácido ou de base. Serão estudados, também, o equilíbrio iônico da água e os conceitos de pH, acidez e ionização.

Para ir além

Analogias no ensino do equilíbrio químico. Disponível em:

<<http://webeduc.mec.gov.br/portaldoprofessor/quimica/sbq/QNEsc27/04-ibero-3.pdf>>.

Acesso em: 30 set. 2018.

QUÍLEZ, J. Persistencia de errores conceptuales relacionados con la incorrecta aplicación del principio de Le Châtelier. *Educación Química*, v. 9, n. 6. p. 367-377, 1998.

ROCHA, A.; SCANDROLI, N.; DOMÍNGUEZ, J.; GARCÍA-RODEJA, E. Propuesta para la enseñanza del equilibrio químico. *Educación Química*, v. 11, n. 3. p. 343-352, 2000.

TÓTH, Z. How to introduce chemical equilibrium – a teaching strategy. 16th *International Conference on Chemical Education*. Hungary: Budapest, 2000. Estudando o equilíbrio ácido-base. Disponível em:

<<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc01/exper1.pdf>>.

Acesso em: 7 out. 2018.

Estudo de ácidos e bases e o desenvolvimento de um experimento sobre a “força” dos ácidos. Disponível em:

<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc37_4/07-RSA-181-12.pdf>.

Acesso em: 7 out. 2018.

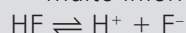
SANTOS, W. L. P. Aspectos sociocientíficos em aulas de química. Tese (doutorado em Educação) – Faculdade de Educação, Universidade Federal de Minas Gerais, Belo Horizonte, 2002.

Exercícios Propostos

7. B

I. Incorreta. O ácido fluorídrico é um ácido moderado ou semiforte.

II. Correta. Apresenta, quando em solução aquosa, no equilíbrio, concentração de íons fluoreto muito inferior à de HF.



$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{F}^-]}{[\text{HF}]}$$

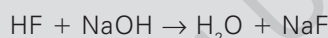
$$6,6 \cdot 10^{-4} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{F}^-]}{[\text{HF}]}$$

$$[\text{F}^-] = 6,6 \cdot 10^{-4} \cdot \frac{[\text{HF}]}{[\text{H}^+]}$$

$$[\text{HF}] = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{F}^-]}{6,6} \cdot 10^{-4}$$

$$[\text{F}^-] < [\text{HF}]$$

III. Incorreta. Forma fluoreto de sódio solúvel em água (sal de metal alcalino), quando reage com hidróxido de sódio.



8. D

$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,6 \text{ mol/L}$; $\alpha = 3\%$; CH_3COOH (ácido acético)

$\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}$ (uma etapa de ionização)

$$[\text{H}^+] = \alpha \cdot [\text{CH}_3\text{COOH}]$$

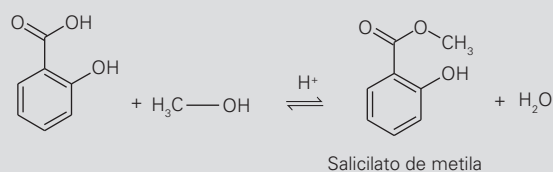
$$[\text{H}^+] = 0,03 \cdot 0,6 = 18 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}^+] = 18 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

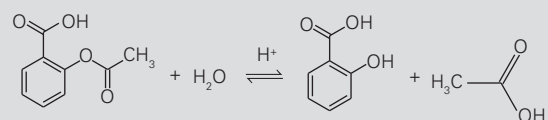
$$K_i = \alpha^2 \cdot [\text{CH}_3\text{COOH}] \text{ (pela fórmula)}$$

$$K_i = (0,03)^2 \cdot 0,6 = 5,4 \cdot 10^{-4}$$

9. a) Reação de formação do salicilato de metila, formado por meio da esterificação em meio ácido do ácido 2-hidroxibenzoico com metanol:

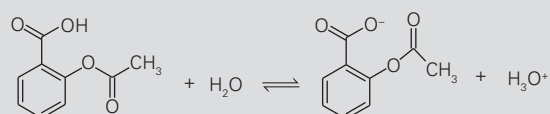


b) Reação de hidrólise do AAS em meio ácido:

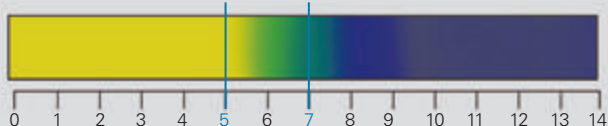


c) As formas de se deslocar o equilíbrio, a fim de aumentar a síntese de salicilato de metila, são: aumentar as concentrações de reagentes ou retirar produtos da reação.

d) Reação de dissociação do AAS:



10. a) O gás presente na água com gás é o dióxido de carbono ou gás carbônico (CO_2).



A cor da solução varia do amarelo (solução ácida; $[\text{H}^+] = 10^{-5} \text{ mol/L}$; $\text{pH} = 5$) ao azul esverdeado ou verde azulado (solução neutra; $[\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ mol/L}$; $\text{pH} = 7$), durante o aquecimento até a eliminação total do gás carbônico.

- b) Cálculo da variação de concentração de H^+ :



Início da mudança de cor: $\text{pH} = 6$;
 $[\text{H}^+] = 10^{-6} \text{ mol/L}$

$$[\text{H}^+]_{\text{início do aquecimento}} = 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}^+]_{\text{início da mudança de cor}} = 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$\frac{[\text{H}^+]_{\text{início do aquecimento}}}{[\text{H}^+]_{\text{início da mudança de cor}}} = \frac{10^{-5} \text{ mol/L}}{10^{-6} \text{ mol/L}}$$

$$\frac{[\text{H}^+]_{\text{início do aquecimento}}}{[\text{H}^+]_{\text{início da mudança de cor}}} = 10$$

$$[\text{H}^+]_{\text{início do aquecimento}} = 10 \cdot [\text{H}^+]_{\text{início da mudança de cor}}$$

11. a) Cálculo da constante de acidez (K_a) do ácido cianídrico:

$$[\text{HCN}] = 0,2 \text{ mol/L}$$

$$\alpha = 1\% = 0,01 = 10^{-2}$$

$$K_a = [\text{HCN}] \cdot \alpha^2$$

$$K_a = 0,2 \cdot (10^{-2})^2$$

$$K_a = 2 \cdot 10^{-5}$$

- b) Cálculo do pH da solução:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}^+] = 0,002 \text{ mol/L} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -\log (2 \cdot 10^{-3})$$

$$\text{pH} = 3 - \log 2$$

$$\text{pH} = 3 - 0,3$$

$$\text{pH} = 2,7$$

12. A

Sabemos que:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

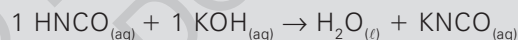
$$-\log (a \cdot 10^{-b}) = b - \log a$$

Líquido	pH
Água da chuva	5,7
Água do mar	8,0
Café	5,0
Leite	6,5
Sangue humano	7,4
Suco de maçã	$4 - \log 3,2$

Quanto menor o valor do pH, mais ácida a solução.

A água da chuva é mais ácida do que a água do mar, e o leite é menos ácido do que o café.

13. a) Equação balanceada da reação de neutralização do ácido isociânico por hidróxido de potássio (KOH):



- b) Equação balanceada de equilíbrio da reação de ionização do ácido isociânico em água:



- c) Montagem do esquema:

	$1 \text{ HNCO}_{(\text{aq})} + 1 \text{ HOH}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{NCO}^-_{(\text{aq})}$			
Início	1 mol/L	-	0	0
Durante	- M	-	+ M	+ M
Equilíbrio	(1 - M) mol/L	-	+ M	+ M

- d) Cálculo da concentração de íons H_3O^+ na condição de equilíbrio:

$$(1 - M) \approx 1 \text{ mol/L}$$

$$+ M = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{NCO}^-]$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{NCO}^-]}{[\text{HNCO}]}$$

$$K_a = 3,2 \cdot 10^{-4}$$

$$3,2 \cdot 10^{-4} = \frac{M \cdot M}{1}$$

$$M^2 = 3,2 \cdot 10^{-4}$$

$$M = \sqrt{3,2 \cdot 10^{-4}} = \sqrt{3,2} \cdot \sqrt{10^{-4}}$$

$$\sqrt{3,2} = 1,8$$

$$M = 1,8 \cdot 10^{-2}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

14. A

Com base na análise do equilíbrio, vem:

$$K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}; [\text{CH}_3\text{COOH}] = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}$	\rightarrow	$\text{H}^+_{(\text{aq})}$	$+$	$\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}$
Início (mol · L ⁻¹)	2,0 · 10 ⁻²		0		0
Durante (mol · L ⁻¹)	-y		+y		+y
Equilíbrio (mol · L ⁻¹)	$\underbrace{(2,0 \cdot 10^{-2} - y)}_{= 2,0 \cdot 10^{-2}}$		+y		+y

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{y \cdot y}{2,0 \cdot 10^{-2}}$$

$$y^2 = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 2,0 \cdot 10^{-2} = 36 \cdot 10^{-8}$$

$$y = [\text{H}^+] = \sqrt{36 \cdot 10^{-8}} = 6,0 \cdot 10^{-4}$$

$$[\text{H}^+] = 6,0 \cdot 10^{-4} = 0,00060 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

15. a) Cálculo da concentração de ácido oxálico no produto em g/L e em mol/L:

$$2\% \text{ (m/V)} \Rightarrow \frac{2 \text{ g}}{100 \text{ mL}} = \frac{2 \text{ g}}{100 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = \frac{2 \text{ g}}{10^{-1} \text{ L}} = 20 \text{ g/L}$$

$$\underbrace{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4}_{\text{Ácido oxálico}} = 90$$

$$n_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} = \frac{m}{M} = \frac{20 \text{ g}}{90 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,22 \text{ mol}$$

$$[\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4] = 0,22 \text{ mol/L}$$

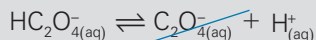
- b) Expressão da constante K_a do equilíbrio global:

$$K_{\text{global}} = \frac{[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] \cdot [\text{H}^+]^2}{[\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4]}$$

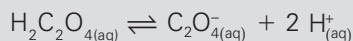
A constante de equilíbrio da reação global pode ser obtida por meio do produto das constantes de equilíbrio das etapas.



$$K_{a_1} = \frac{[\text{HC}_2\text{O}_4^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4]}$$



$$K_{a_2} = \frac{[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{HC}_2\text{O}_4^-]}$$



$$K_{\text{global}} = \frac{[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] \cdot [\text{H}^+]^2}{[\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4]}$$

$$\underbrace{\frac{[\text{HC}_2\text{O}_4^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4]}}_{K_{a_1}} \cdot \underbrace{\frac{[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{HC}_2\text{O}_4^-]}}_{K_{a_2}} = \underbrace{\frac{[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] \cdot [\text{H}^+]^2}{[\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4]}}_{K_{\text{global}}}$$

$$K_{\text{global}} = K_{a_1} \cdot K_{a_2}$$

$$K_{\text{global}} = 5,9 \cdot 10^{-2} \cdot 6,4 \cdot 10^{-5} = 3,776 \cdot 10^{-6}$$

16. D

I. Correta.

$$\text{pH} = 4,0$$

$$[\text{H}^+] = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \frac{\text{---}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{\text{---}}{100 \text{ mL}}$$

$$x = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

[OH⁻]:

$$0,01 \text{ mol} \frac{\text{---}}{1000 \text{ mL}}$$

$$y \frac{\text{---}}{1 \text{ mL}}$$

$$y = 1 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

Portanto, 1,0 mL de NaOH consome essa quantidade de ácido.

II. Correta. A catálise heterogênea ocorre quando o estado físico do catalisador é diferente do estado físico dos reagentes.

III. Correta. A precipitação da chuva ácida, contendo HNO₃, contém íons H⁺, que reagem com íons OH⁻ do hidróxido de alumínio, o que desloca o equilíbrio para a direita, dissolvendo a base formada.

IV. Incorreta. A chuva, por ser levemente ácida, pode diminuir levemente o pH do solo.

17. B

a) Correto.

$$K_w = 9 \cdot 10^{-7}$$

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 3 \cdot 10^{-7}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (3 \cdot 10^{-7})$$

$$\text{pH} = -\log 3 + 7 \cdot \log 10$$

$$\text{pH} = -0,48 + 7$$

$$\text{pH} = 6,52$$

b) Incorreto.

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (3 \cdot 10^{-7})$$

$$\text{pH} = -\log 3 + 7 \cdot \log 10$$

$$\text{pOH} = -0,48 + 7$$

$$\text{pOH} = 6,52$$

c) Correto.

$$[\text{OH}^-] = 10^{-6,52} \text{ mol/L}$$

d) Correto.

$$\text{pH} + \text{pOH} = 6,52 + 6,52 = 13,04 \therefore < 14$$

A relação $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ é válida para a água na temperatura de 25 °C.

Estudo para o Enem

18. A

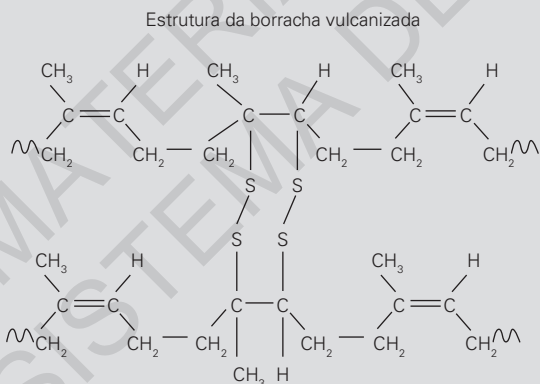
Para voltar à forma incolor, é preciso neutralizar a amônia, que, por ser básica, fica rósea na presença de fenolftaleína, sendo necessária, portanto, uma solução ácida, como o ácido clorídrico.

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 borracha vulcanizada apresenta enxofre em sua estrutura tridimensional.



A queima dos pneus (fabricados com borracha vulcanizada) libera trióxido de enxofre gasoso (SO_3), um óxido ácido, responsável pela chuva ácida composta por ácido sulfúrico ($\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$).

A substância listada no quadro deverá apresentar o maior caráter básico para neutralizar o poluente que possui caráter ácido, ou seja, terá de apresentar o maior valor de constante de equilíbrio (nesse caso, a concentração de ânions OH^- será maior). Isso ocorre em:

Hydrogenofosfato de potássio



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) Incorreto. O ácido presente no estômago é o ácido clorídrico.

b) Incorreto. Esse valor de pH indica uma região de neutralidade.

c) Incorreto. A concentração de íons é $[\text{H}^+] = 2 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$.

d) Correto.

$$\text{pH} = 2 \therefore [\text{H}^+] = 10^2$$

$$\text{pH} = 8 \therefore [\text{H}^+] = 10^8$$

$$\frac{10^8}{10^2} = 10^6$$

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.

27 HIDRÓLISE SALINA

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudados o conceito de hidrólise salina e o estudo da classificação das soluções salinas em função do tipo de sal que sofre a hidrólise.

Para ir além

AGUIRRE-ODE, F. A general approach for teaching hydrolysis of salts. *Journal of Chemical Education*, v. 64. p. 957-958, 1987.

CARDINALI, M. E.; GIOMONI, C.; MARROSU, G. The hydrolysis of salts derived from a weak monoprotic acid and a weak monoprotic base. *Journal of Chemical Education*, v. 67. p. 221-223, 1990.

Experimento simples e rápido ilustrando a hidrólise de sais. Disponível em:

<<http://qnesc.sbgq.org.br/online/qnesc24/eeq1.pdf>>.

<Acesso em: 13 out. 2018.

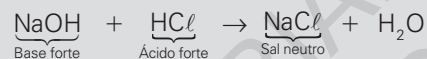
VOGEL, A. I. *Análise química quantitativa*. 6. ed. Trad. J.C. Afonso et al. Rio de Janeiro: LTC Editora, 2000. p. 174-176.

Exercícios Propostos

7. C

Haverá a necessidade de o sal apresentar caráter básico. Para que isso aconteça, o sal formado deve ser produto de uma base forte e um ácido fraco. Assim, temos:

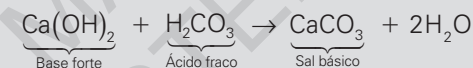
a) Incorreta.



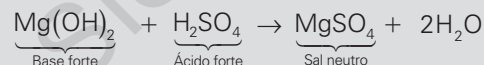
b) Incorreta.



c) Correta.



d) Incorreta.

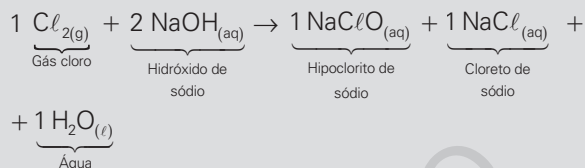


e) Incorreta.

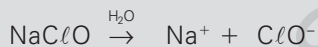


8. a) De acordo com o texto, a água sanitária é uma solução aquosa, constituída por hipoclorito de sódio por meio da reação entre o gás cloro e o hidróxido

de sódio, que, além do hipoclorito de sódio, produz, também, cloreto de sódio e água. Então:



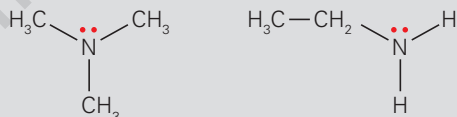
b) Por meio da hidrólise do ânion, verifica-se a formação de um ácido fraco e de uma base forte.



O pH é maior do que sete, pois o equilíbrio é deslocado no sentido da protonação do ânion hipoclorito (ClO^-) para a formação do ácido (HClO), o que deixa o meio básico.

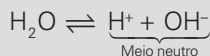
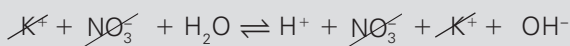
9. D

A metilamina e a etilamina são bases e, para neutralizá-las, são necessários solutos com caráter ácido.



a) Incorreto. Amônia: base.

b) Incorreto. Nitrato de potássio (KNO_3): hidrólise salina neutra.



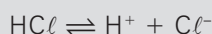
c) Incorreto. Hidróxido de sódio (NaOH): base forte.

d) Correto. Ácido sulfúrico (H_2SO_4): ácido forte.

10. A

Para diferenciar uma solução de HCl $1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de uma solução de HCl $0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, ele utilizou o indicador X.

Solução de HCl $1,0 \text{ mol/L}$:

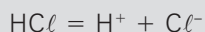


$$[\text{HCl}] = [\text{H}^+] = 1,0 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 1,0 = -\log 10^0$$

$\text{pH} = 0 \Rightarrow$ Dentro da faixa de mudança de cor entre amarelo e azul-púrpura: violeta de metila.

Solução de HCl 0,01 mol/L:



$$[\text{HCl}] = [\text{H}^+] = 0,01 \text{ mol/L} = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

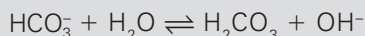
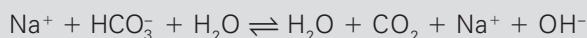
$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 10^{-2}$$

$$\text{pH} = 2 \Rightarrow 2 > 1,6 \text{ (azul púrpura: violeta de metila)}$$

Para diferenciar uma solução de bicarbonato de sódio (NaHCO_3) 0,01 mol/L de uma solução de cloreto de amônio (NH_4Cl) 0,01 mol/L, ele utilizou o indicador Y.

Solução de NaHCO_3 0,01 mol/L:

$$[\text{NaHCO}_3] = [\text{HCO}_3^-] = 0,01 \text{ mol/L} = 10^{-2} \text{ mol/L}$$



$$K_h = \frac{K_w}{K_a} \Rightarrow K_h = \frac{10^{-14}}{4 \cdot 10^{-7}} \Rightarrow K_h = 25 \cdot 10^{-9}$$

$$[\text{H}_2\text{CO}_3] = [\text{OH}^-]$$

$$K_h = \frac{[\text{CO}_2] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{HCO}_3^-]} \Rightarrow K_h = \frac{[\text{OH}^-]^2}{[\text{HCO}_3^-]}$$

$$25 \cdot 10^{-9} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{10^{-2}} \Rightarrow [\text{OH}^-]^2 = 25 \cdot 10^{-11}$$

$$\sqrt{[\text{OH}^-]^2} = \sqrt{25 \cdot 10^{-11}}$$

$$[\text{OH}^-] = 5 \cdot 10^{-5,5} \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pOH} = -\log (5 \cdot 10^{-5,5})$$

$$\text{pOH} = 5,5 - \log 5$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

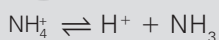
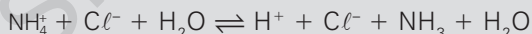
$$\text{pH} + 5,5 - \log 5 = 14$$

$$\text{pH} = 8,5 + \log 5$$

$$(8,5 + \log 5) > 7,6 \Rightarrow \text{Azul: azul de bromotimol}$$

Solução de NH_4Cl 0,01 mol/L:

$$[\text{NH}_4^+] = 0,01 \text{ mol/L} = 10^{-2} \text{ mol/L}$$



$$K_h = \frac{K_w}{K_b} \Rightarrow K_h = \frac{10^{-14}}{2 \cdot 10^{-5}} = 5 \cdot 10^{-10}$$

$$[\text{H}^+] = [\text{NH}_3]$$

$$K_h = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{[\text{H}^+]^2}{[\text{NH}_4^+]}$$

$$5 \cdot 10^{-10} = \frac{[\text{H}^+]^2}{10^{-2}} \Rightarrow [\text{H}^+]^2 = 5 \cdot 10^{-12}$$

$$\sqrt{[\text{H}^+]^2} = \sqrt{5 \cdot 10^{-12}}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{5} \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

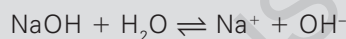
$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log (\sqrt{5} \cdot 10^{-6})$$

$$\text{pH} = 6 - \log \sqrt{5}$$

$$(6 - \log \sqrt{5}) < 6,0 \Rightarrow \text{Amarelo: azul de bromotimol}$$

Para diferenciar uma solução de amoníaco (NH_3) $1,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L de uma solução de hidróxido de sódio (NaOH) 0,1 mol/L, ele utilizou o indicador Z.

Solução de NaOH 0,1 mol/L:



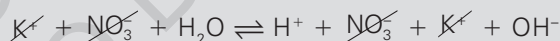
$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 0,1 \text{ mol/L} = 10^{-1} \text{ mol/L (base forte)}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pOH} = -\log (10^{-1}) \Rightarrow \text{pOH} = 1$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$\text{pH} = 13 \Rightarrow \text{Vermelho: amarelo de alizarina R}$$

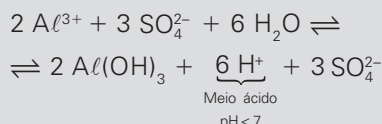
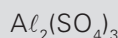
11. a) Cor das flores produzidas quando se adiciona KNO_3 a esse solo: vermelha.



pH = 7

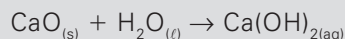
(coloração vermelha)

Fórmula química do aditivo que deve ser acrescentado, em quantidade adequada, para produzir hortênsias azuis, ou seja, o pH deve ser menor do que 7 (meio ácido):



- b) Nome do óxido (CaO): óxido de cálcio.

Equação química completa e balanceada da reação do óxido de cálcio com a água:



12. D

a) Incorreta. Como o NaCl não sofre hidrólise, não há modificação do pH do meio.

b) Incorreta. O cloreto de potássio, KCl , também não sofre hidrólise; assim, não modifica o pH do meio.

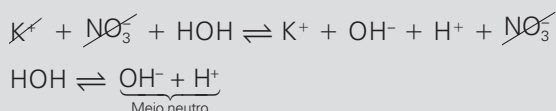
c) Incorreta. O cloreto de ferro III sofre hidrólise, liberando íons H^+ para o meio, diminuindo o pH do meio.

d) Correta. A hidrólise do cloreto de amônio libera íons H^+ para o meio, diminuindo o valor do pH.

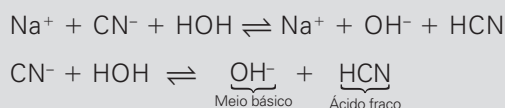
e) Incorreta. A adição do sal $NaNO_2$ libera OH^- para o meio, elevando o valor do pH do corpo d'água.

13. C

I. Correta. A solução de nitrato de potássio apresenta caráter neutro.



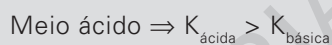
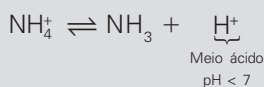
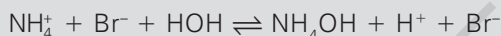
II. Incorreta. O cianeto de sódio ($NaCN$) sofre uma hidrólise salina em água, produzindo uma solução básica.



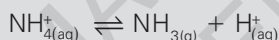
Atenção!

A frase do item [II] do enunciado pode levar o candidato a confundir dissociação iônica ("ionização") com hidrólise salina.

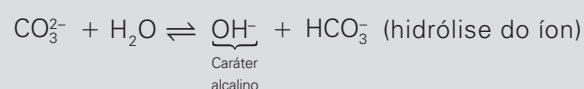
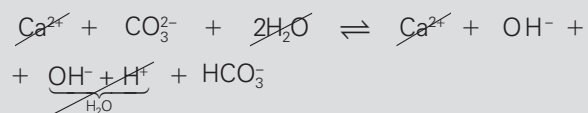
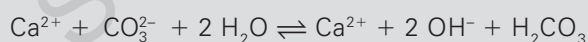
III. Incorreta. Ao verificar o pH da solução de brometo de amônio, a 25 °C, conclui-se que $K_a > K_b$.



IV. Correta. $NH_4^+_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4OH_{(aq)} + H^+_{(aq)}$ pode representar a hidrólise do cátion amônio.



14. a) Equacionamento da reação de hidrólise do íon carbonato na presença de água:



b) Considerando que o fertilizante NPK 4-30-10 é aplicado em uma quantidade de 300 kg/ha, no preparo de 15,0 ha, temos:

$$300 \text{ kg} \text{ ————— } 1 \text{ ha}$$

$$m_{\text{fertilizante}} \text{ ————— } 15,0 \text{ ha}$$

$$m_{\text{fertilizante}} = \frac{300 \text{ kg} \cdot 15 \text{ ha}}{1 \text{ ha}}$$

$$m_{\text{fertilizante}} = 4500 \text{ kg}$$

c)

$$4500 \text{ kg} \text{ ————— } 100\%$$

$$m_{\text{nitrogênio}} \text{ ————— } 4\%$$

$$m_{\text{nitrogênio}} = 180 \text{ kg}$$

$$4500 \text{ kg} \text{ ————— } 100\%$$

$$m_{K_2O} \text{ ————— } 10\%$$

$$m_{K_2O} = 450 \text{ kg}$$

$$M_K = 39,1 \text{ g/mol}; M_O = 16,0 \text{ g/mol}$$

$$M_{K_2O} = 2 \cdot 39,1 + 16,0 = 94,2 \text{ g/mol}$$

$$94,2 \text{ g de } K_2O \text{ ————— } 2 \cdot 39,1 \text{ g de K}$$

$$450 \text{ kg de } K_2O \text{ ————— } m_{\text{potássio}}$$

$$m_{\text{potássio}} = 373,57 \text{ kg}$$

15. E

a) Incorreta. O permanganato é um agente oxidante.

b) Incorreta. O oxigênio é formado pela decomposição do peróxido de hidrogênio.

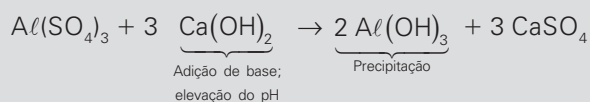
c) Incorreta. O oxigênio não é um íon nessa reação redox, e sim uma molécula.

d) Incorreta. O sulfato de potássio é um sal proveniente de uma base forte e de um ácido forte, sendo, portanto, um sal neutro.

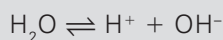
e) Correta. De acordo com a reação balanceada, a soma dos coeficientes é: $2 + 3 + 5 + 1 + 8 + 2 + 5 = 26$.

16. 19 (01 + 02 + 16)

01. Correto. Para a precipitação do Al^{3+} residual, utilizam-se substâncias de caráter básico. Exemplo:



02. Correto.



Meio neutro: $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = M$

$$\frac{[\text{H}^+]}{[\text{OH}^-]} = \frac{M}{M} = 1$$

04. Incorreto. Para pH 8,0, a concentração de $[\text{OH}^-]$ correspondente é $1,0 \cdot 10^{-6}$ mol/L.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

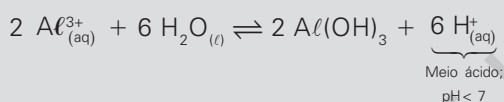
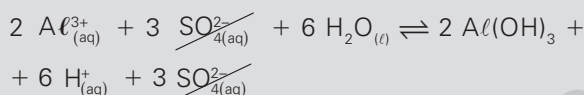
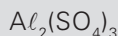
$$\text{pH} = 8$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-8} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ (25 }^\circ\text{C; 1 atm)}$$

$$10^{-8} \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-6} \text{ mol/L}$$

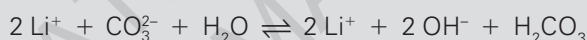
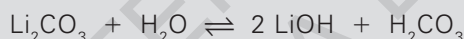
08. Correto. A hidrólise salina do sulfato de alumínio gera solução de pH inferior a 7.



17. A

a) Correta. O sal formado é formado por um ácido fraco e uma base forte, portanto possui um $\text{pH} > 7$ e um $\text{pOH} < 7$.

b) Incorreta. Li_2CO_3 é um sal derivado do ácido carbônico (ácido fraco) e o hidróxido de lítio (base forte), a equação será:



$$K_h = \frac{[\text{OH}^-]^2 \cdot [\text{H}_2\text{CO}_3]}{[\text{CO}_3^{2-}]}$$

c) Incorreta. Somente os sais provenientes de ácidos fortes e bases fortes não sofrem hidrólise. Como o carbonato de lítio provém de um ácido fraco e de uma base forte, a hidrólise acontece como descrito na alternativa b.

d) Incorreta. A constante de hidrólise é dada por:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

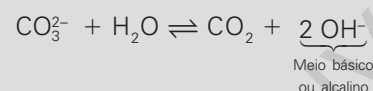
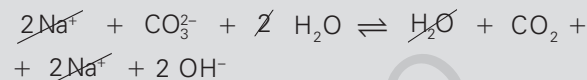
e) Incorreta. Uma reação exotérmica libera calor para o meio, portanto torna o ambiente mais quente.

Estudo para o Enem

18. E

A precipitação de hidróxido de alumínio é viabilizada, pois o equilíbrio químico do carbonato em água torna o meio alcalino.

Na_2CO_3 em 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.

19. A

A estrutura do Lapachol apresenta uma hidroxila enólica (caráter ácido).

Por meio do valor do pKa:

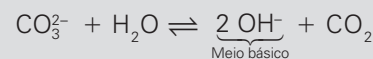
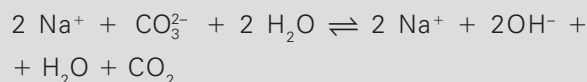
$$\text{pKa} = 6,0$$

$$\text{pKa} = -\log K_a \Rightarrow K_a = 10^{-\text{pKa}}$$

$$K_a = 10^{-6} \text{ (caráter ácido)}$$

Consequentemente, deve-se utilizar uma solução de caráter básico para extraí-la da serragem por causa da formação de um sal de Lapachol; isso ocorre em uma solução de Na_2CO_3 .

Solução de Na_2CO_3 : hidrólise básica.



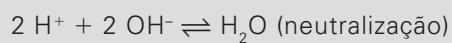
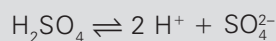
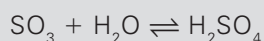
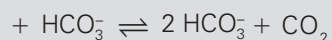
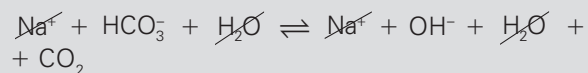
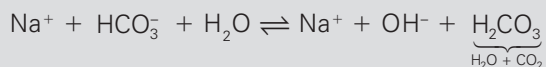
Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

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

20. A

A solução de bicarbonato de sódio tem caráter básico. Na presença de fenolftaleína, essa solução fica rosa.

A queima da cabeça do palito de fósforo libera óxidos ácidos, como o trióxido de enxofre e o dióxido de carbono, que neutralizam o meio básico fazendo com que a solução fique incolor.



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 DE USO EXCLUSIVO DO SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

28 EQUILÍBRIO HETEROGÊNEO, SOLUÇÃO-TAMPÃO E CONCEITOS MODERNOS DE ÁCIDO E BASE

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudados o conceito de equilíbrio heterogêneo, a obtenção das constantes de solubilidade e a verificação da solubilidade dos compostos, em função das constantes de solubilidade. Serão estudados, também, o conceito de solução-tampão e a aplicação da equação de Henderson–Hasselbach, que permite o cálculo de pH desse tipo de sistema. Também serão discutidos o conceito da teoria moderna de ácido-base de Brønsted-Lowry e a identificação dos respectivos pares conjugados.

Para ir além

Artigos científicos como recurso didático no ensino de química analítica (Tese de doutorado). Disponível em:

<http://repositorio.unicamp.br/bitstream/REPOSIP/320981/1/Aguiar_ValeskaSoares_D.pdf>.
Acesso em: 14 out. 2018.

Equilíbrio químico de sais pouco solúveis e o caso Celobar®. Disponível em:

<<http://qnesc.sbg.org.br/online/qnesc24/eeq4.pdf>>.
Acesso em: 14 out. 2018.

Como se formam as estalactites e as estalagmites das cavernas? Disponível em:

<<https://www.soq.com.br/curiosidades/c16.php>>.
Acesso em: 14 out. 2018.

CHAGAS, A.P. O ensino de aspectos históricos e filosóficos da química e as teorias ácido-base do século XX. Química Nova, v. 23, n. 1. p. 126-133, 2000.

FAINTUCH, J.; BIROLINI, D. e MACHADO, M.C.C. O equilíbrio ácido-base na prática clínica. São Paulo: Manole, 1977. p. 3-6.

Informações sobre os diversos sistemas tampão envolvidos no controle do pH do sangue podem ser obtidas no site da Universidade de Sydney, disponível em:

<http://www.usyd.edu.au/su/anaes/lectures/acidbase_mjb/control.html>.

O conceito de solução-tampão. Disponível em:

<<http://qnesc.sbg.org.br/online/qnesc13/v13a04.pdf>>.
Acesso em: 14 out. 2018.

Sobre a importância da capacidade tampão da saliva, acesse os sites disponíveis em:

<<http://www.sosdoutor.com.br/sosodonto/escova.oqueecarie.htm>>.

<<http://www.medisa.pt/cd/cap05.htm>>.

Acesso em: mar. 2019.

Sobre aditivos em alimentos de uma forma geral e a função de ácidos e bases como agentes de processamento, consulte o artigo disponível em:

<<http://www.oznet.ksu.edu/library/fnr2/ncr438.pdf>>.

Acesso em: mar. 2019.

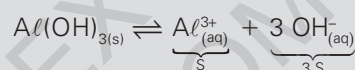
Ainda sobre aditivos em alimentos, incluindo a importância de ácidos e bases como conservantes em alimentos, consulte QMCWEB 2 Revista Eletrônica do Departamento de Química da UFSC, disponível em:

<<http://www.qmc.ufsc.br/qmcwem/artigos/aditivos.html>>.

Acesso em: mar. 2019.

Exercícios Propostos

7. A



$$K_{ps} = [Al^{3+}] \cdot [OH^-]^3$$

$$K_{ps} = S \cdot (3S)^3 = 27 \cdot S^4$$

$$S^4 = \frac{K_{ps}}{27} \Rightarrow S = \sqrt[4]{\frac{K_{ps}}{27}}$$

$$S = \sqrt[4]{\frac{1,0 \cdot 10^{-33}}{27}} = \sqrt[4]{\frac{10^3 \cdot 10^{-3} \cdot 10^{-33}}{27}} =$$

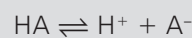
$$= \sqrt[4]{\frac{10^3 \cdot 10^{-36}}{27}} = 10^{-9} \cdot \sqrt[4]{\frac{10^3}{27}}$$

$$[OH^-] = 3 \cdot S$$

$$[OH^-] = 3 \cdot 10^{-9} \cdot \sqrt[4]{\frac{10^3}{27}} = 3 \cdot 10^{-9} \cdot \sqrt[4]{\frac{1000}{27}} \text{ mol/L}$$

8. 26 (02 + 08 + 16)

01. Incorreto. O valor da constante de ionização é aproximadamente de $3,6 \cdot 10^{-3}$.



$$[HA] = [H^+] = 0,04 \text{ mol/L}$$

$$A = 30\% = 0,30$$

$$K_i = \alpha^2 \cdot [H^+]$$

$$K_i = (0,30)^2 \cdot 0,04 = 3,6 \cdot 10^{-3}$$

02. Correto. A primeira constante de ionização determina o valor mais próximo do pH, então:

H_2S	\rightleftharpoons	H^+	+	HS^-
1 mol/L		0		0
$-\alpha \cdot 1$		$+\alpha \cdot 1$		$+\alpha \cdot 1$
$(1-\alpha)$		α		α

$$K = 10^{-6}$$

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{HS}^-]}{[\text{H}_2\text{S}]}$$

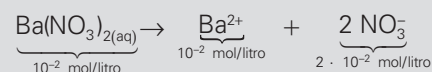
$$K = \frac{\alpha \cdot \alpha}{(1-\alpha)} = \alpha^2$$

$$10^{-6} \approx \alpha^2 \Rightarrow \alpha \approx 10^{-3}$$

$$A = [\text{H}^+] \approx 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \approx -\log 10^{-3} \Rightarrow \text{pH} \approx 3$$

04. Incorreto. A concentração mínima de íons SO_4^{2-} necessária para precipitar $\text{BaSO}_4(\text{s})$ de uma solução 10^{-2} mol/litro de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_{3/2}(\text{aq})$ é $2 \cdot 10^{-8}$ mol/litro. **Dados:** K_{ps} do $\text{BaSO}_4 = 2 \cdot 10^{-10}$.

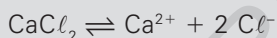


$$K_{\text{ps}} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$$

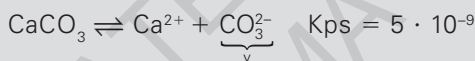
$$2 \cdot 10^{-10} = 10^{-2} \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 2 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

08. Correto.



$$[\text{CaCl}_2] = [\text{Ca}^{2+}] = 0,5 \text{ mol/L}$$

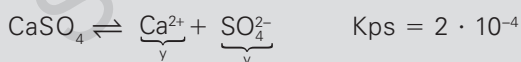


$$K_{\text{ps}} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]$$

$$5 \cdot 10^{-9} = 0,5 \cdot y$$

$$y = 10^{-8} \Rightarrow [\text{CaCO}_3] = 10^{-8} \text{ mol/L}$$

16. Correto.



$$K_{\text{ps}} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$2 \cdot 10^{-4} = y \cdot y \Rightarrow y^2 = 2 \cdot 10^{-4}$$

$$y = \sqrt{2 \cdot 10^{-4}} = \sqrt{2} \cdot 10^{-2} = 1,4 \cdot 10^{-2}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = 1,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} = 0,014 \text{ mol/L}$$

$$\left. \begin{aligned} [\text{CaCl}_2] &= 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \\ V &= 500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L} \end{aligned} \right\} n_{\text{CaCl}_2} = [\text{CaCl}_2] \cdot V$$

$$\Rightarrow n_{\text{CaCl}_2} = 0,2 \cdot 0,5 = 0,1 \text{ mol}$$

$$\left. \begin{aligned} [\text{Na}_2\text{SO}_4] &= 0,2 \text{ mol/L} \\ V &= 500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L} \end{aligned} \right\} n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = [\text{Na}_2\text{SO}_4] \cdot V$$

$$\Rightarrow n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 0,2 \cdot 0,5 = 0,1 \text{ mol}$$

CaSO_4	\rightleftharpoons	Ca^{2+}	+	SO_4^{2-}
1 mol/L		0		0
$-\alpha \cdot 1$		$+\alpha \cdot 1$		$+\alpha \cdot 1$
$(1-\alpha)$		α		α

$$n_{\text{CaSO}_4} = 0,086 \text{ mol}; \text{CaSO}_4 = 136 \text{ g/mol.}$$

$$m_{\text{CaSO}_4} = 0,086 \text{ mol} \cdot 136 \text{ g/mol} = 11,696 \text{ g} \approx 11,7 \text{ g}$$

9. C

I. Correta. Nitrato de prata e cromato de potássio podem ser considerados sais solúveis em água, pois apresentam o ânion nitrato e o cátion potássio, respectivamente.

II. Incorreta. Haverá precipitação de sulfato de bário em uma mistura de 250 mL de solução $4 \cdot 10^{-4}$ mol/L de sulfato de sódio com 250 mL de solução $4 \cdot 10^{-5}$ mol/L de cloreto de bário.

$$[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}; V = 250 \text{ mL} = 0,25 \text{ L}$$

$$n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = [\text{Na}_2\text{SO}_4] \cdot V$$

$$n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 4 \cdot 10^{-4} \cdot 0,25 = 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_{\text{SO}_4^{2-}} = 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$[\text{BaCl}_2] = 4 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}; V = 250 \text{ mL} = 0,25 \text{ L}$$

$$n_{\text{BaCl}_2} = [\text{BaCl}_2] \cdot V'$$

$$n_{\text{BaCl}_2} = 4 \cdot 10^{-5} \cdot 0,25 = 1 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$n_{\text{Ba}^{2+}} = 1 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$V_{\text{total}} = 0,25 + 0,25 = 0,50 \text{ L}$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{1 \cdot 10^{-5}}{0,50} = 2 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{1 \cdot 10^{-4}}{0,50} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$K_{\text{s}} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$K_s = 1 \cdot 10^{-10}$$

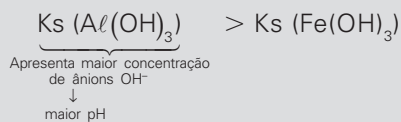
$$1 \cdot 10^{-10} < 4 \cdot 10^{-9} \text{ (haverá precipitação)}$$

III. Incorreta. Cloreto de sódio e cloreto de cálcio são sais solúveis em água, porém cloreto de prata não é solúvel em água.

IV. Correta. Uma solução saturada de hidróxido de alumínio possui maior pH que uma solução saturada de hidróxido de ferro III.

$$K_s (\text{Al}(\text{OH})_3) = 1,3 \cdot 10^{-33}$$

$$K_s (\text{Fe}(\text{OH})_3) = 4 \cdot 10^{-38}$$



10. a) Um sistema tampão é aquele no qual o pH se mantém constante e é composto por um ácido fraco e por um sal correspondente do mesmo ânion (ou base conjugada) ou por uma base fraca e seu sal correspondente do mesmo cátion (ou ácido conjugado). Nesses sistemas, as variações de pH são insignificantes quando eles são submetidos à adição de ácidos ou bases em pequenas quantidades.

b) **Dados:** $\text{pK}_a: \text{NaH}_2\text{PO}_4 = 7,2; \text{Na}_2\text{HPO}_4 = 12,7$

Para uma solução tamponada de $\text{pH} = 7,2$, vem:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

$$7,2 = 7,2 + \log \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

$$10 \cdot \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 0$$

$$10^0 = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

$$1 = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

Condição necessária:

$$[\text{H}_2\text{PO}_4^-] = [\text{HPO}_4^{2-}]$$

11. E

De acordo com Arrhenius, ácidos são compostos que, em solução aquosa, liberam íons H^+ para o meio. Entre as possibilidades, temos: HCl e H_2SO_4 .

Na teoria de Brønsted-Lowry, ácidos são substâncias doadoras de prótons (cátion hidrogênio), que poderiam ser HCl e H_2SO_4 .

De acordo com a teoria de Lewis, ácido é uma espécie química capaz de receber um par de elétrons, como é o caso do íon amônio: NH_4^+ .

12. Cálculo da massa molar do ácido:

$$M_{\text{HCN}} = 1 + 12 + 14 = 27 \text{ g/mol}$$

Cálculo da massa molar do sal:

$$M_{\text{KCN}} = 39 + 12 + 14 = 65 \text{ g/mol}$$

Cálculo da concentração em quantidade de material do ácido

$$\mathcal{M} = \frac{m_1}{M_1 \cdot V}$$

$$\mathcal{M} = \frac{1,30}{65 \cdot 1}$$

$$\mathcal{M} = 0,02 \text{ mol/L}$$

Cálculo da concentração em quantidade de material do ácido

$$\mathcal{M} = \frac{m_1}{M_1 \cdot V}$$

$$\mathcal{M} = \frac{5,4}{27 \cdot 1}$$

$$\mathcal{M} = 0,2 \text{ mol/L}$$

Cálculo do pH

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]}$$

$$\text{pH} = -\log K_a + \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]}$$

$$\text{pH} = -\log 7,0 \cdot 10^{-10} + \log \frac{0,02}{0,2}$$

$$\text{pH} = -\log 7,0 \cdot 10^{-10} + \log 0,1$$

$$\text{pH} = 10 - \log 7 + \log 101$$

$$\text{pH} = 10 - 0,85 + 1$$

$$\text{pH} = 10,15$$

13. D

I. Correta.



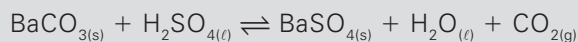
$$K_{ps} = s^2 \therefore s = \sqrt{8 \cdot 10^{-8}} = 2\sqrt{2} \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$



$$K_{ps} = s^2 \therefore s = \sqrt{1 \cdot 10^{-10}} = 1 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

A solubilidade do sulfato de bário é menor que a do carbonato de bário, conseqüentemente, o sulfato de bário é menos solúvel que o carbonato de bário.

II. Incorreta.

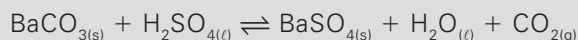


$$1 \text{ mol} \text{ ————— } 22,4 \text{ L}$$

$$2 \text{ mol} \text{ ————— } x$$

$$x = 44,8 \text{ L de CO}_2$$

III. Correta.



A proporção estequiométrica da reação é de 1:1, portanto 2 mols de BaCO_3 reagem com 2 mols de H_2SO_4 , resultando em 3 mols de ácido em excesso equivalentes a:

$$1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \text{ ————— } 98 \text{ g}$$

$$3 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \text{ ————— } x$$

$$x = 294 \text{ g}$$

14. 19 (01 + 02 + 16)

01. Correto. A presença de uma substância ácida, ou seja, a presença de H^+ , consome o íon OH^- , presente no meio, fazendo com que o equilíbrio se desloque no sentido de formação do produto.

02. Correto. O Kps da reação é representado por:

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}]^5 \cdot [\text{PO}_4^{3-}] \cdot [\text{OH}^-]$$

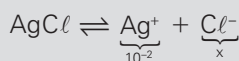
04. Incorreto. O $\text{pH} > 7$ aumenta a concentração de $[\text{OH}^-]$, deslocando o equilíbrio no sentido dos reagentes.

08. Incorreto. Alimentos com alta concentração de cálcio (Ca^{2+}) fazem sua concentração no meio aumentar, deslocando o equilíbrio para a esquerda (reagentes).

16. Correto. O pH da saliva é neutro, sendo a $[\text{OH}^-] = [\text{H}^+]$.

15. A

$$[\text{AgNO}_3] = [\text{Ag}^+] = 0,01 \text{ mol/L} = 10^{-2} \text{ mol/L}$$



$$10^{-2} \cdot x \geq K_{ps}$$

$$10^{-2} \cdot x \geq 2 \cdot 10^{-10}$$

$$x \geq 2 \cdot 10^{-8} \Rightarrow \text{precipitação}$$

16. C

$$\text{pKa} = -\log K_a$$

$$\text{pKa} = -\log 5,7 \cdot 10^{-10} = 9,24$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 14 - 8,54 = 5,46$$

$$\text{pKa} + \text{pKb} = \text{pKw}$$

$$9,24 + \text{pKb} = 14$$

$$\text{pKb} = 4,76$$

$$\text{pOH} = \text{pKb} + \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{base}]}$$

$$5,46 = 4,76 + \log \frac{[\text{NH}_4\text{NO}_3]}{[\text{NH}_3]}$$

$$0,7 = \log \frac{[\text{NH}_4\text{NO}_3]}{[\text{NH}_3]}$$

$$10^{0,7} = \frac{[\text{NH}_4\text{NO}_3]}{[\text{NH}_3]}$$

$$5 = \frac{[\text{NH}_4\text{NO}_3]}{[\text{NH}_3]}$$

$$[\text{NH}_3] \cdot 5 = [\text{NH}_4\text{NO}_3]$$

$$\frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4\text{NO}_3]} = \frac{1}{5}$$

$$\frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4\text{NO}_3]} = 0,2$$

17. a) Tampão de pH ácido: ácido fraco + sal do ácido fraco com base forte (NaOH)



b) Tampão de pH básico: base fraca + sal de base fraca com ácido forte (HCl)



Estudo para o Enem

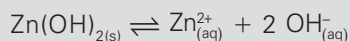
18. A

$$c_{\text{Zn}^{2+}} = 6,54 \text{ g/L}; M_{\text{Zn}} = 65,4 \text{ g/mol}$$

$$c_{\text{Fe}^{2+}} = 5,58 \text{ g/L}; M_{\text{Fe}} = 55,8 \text{ g/mol}$$

$$[\text{Zn}^{2+}] = \frac{6,54}{65,4} = 10^{-1} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Fe}^{2+}] = \frac{5,58 \cdot 10^{-3}}{55,8} = 10^{-4} \text{ mol/L}$$



$$K_s < [\text{Zn}^{2+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^2$$

$$9 \cdot 10^{-17} < 10^{-1} \cdot [\text{OH}^{-}]^2$$

$$[\text{OH}^{-}]^2 > 9 \cdot 10^{-16}$$

$$[\text{OH}^{-}] > 3 \cdot 10^{-8}$$



$$K_s > [\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^2$$

$$4 \cdot 10^{-16} > 10^{-4} \cdot [\text{OH}^{-}]^2$$

$$[\text{OH}^{-}]^2 < 4 \cdot 10^{-12}$$

$$[\text{OH}^{-}] < 2 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

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.

19. D

a) Incorreto. A água apresenta diferentes tipos de micro-organismos que resistem à variação de temperatura.

b) Incorreto. Quanto maior a P_{vapor} mais volátil é o líquido; sendo assim, a 100 °C, a água é mais volátil que a solução aquosa de sílica.

c) Incorreto. A presença de íons em solução faz com que a temperatura de ebulição da água aumente.

d) Correto. O ciclo contínuo de substituição da água fria por água quente ocorre de acordo com a variação da densidade em função da temperatura da água.

e) Incorreto. Para que o depósito de sílica aumente, é necessário que o Kps do $\text{SiO}_{2(aq)}$ diminua, assim ele pode precipitar.

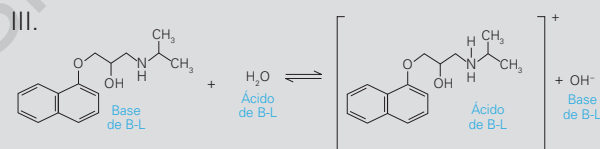
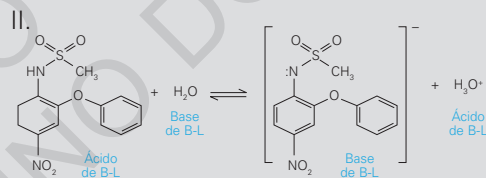
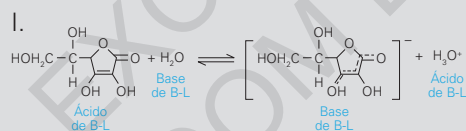
Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

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

20. C

Ácido de Brønsted-Lowry: espécie doadora de próton (H^+)

Base de Brønsted-Lowry: espécie receptora de próton (H^+)



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 DE USO EXCLUSIVO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

RESPOSTAS E COMENTÁRIOS

QUÍMICA 2

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

9 BALANCEAMENTO DE EQUAÇÕES REDOX E EQUAÇÕES IÔNICAS DO TIPO REDOX

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, o professor deve retomar os conceitos de oxidação e redução e mostrar que o balanceamento das reações de oxirredução se baseia em igualar o número de elétrons doados e o de elétrons recebidos.

Para ir além

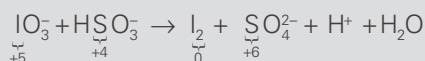
Reações de oxirredução e suas diferentes abordagens. Disponível em:

<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc39_1/07-CCD-112-15.pdf>.

Acesso em: dez. 2018.

Exercícios propostos

7. B



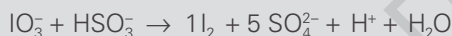
$$\text{Redução} \begin{cases} \text{Variação do Nox do I} = 5 \text{ (de } +2 \text{ para } 0) \\ \text{Atomicidade} = 2 \end{cases} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \Delta = 5 \cdot 2 = 10 \cdot 5$$

$$\text{Oxidação} \begin{cases} \text{Variação do Nox do S} = 2 \text{ (de } +4 \text{ para } +6) \\ \text{Atomicidade} = 1 \end{cases} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \Delta = 2 \cdot 1 = 2 \cdot 1$$

Estabelecendo a proporção, vem:



Acertando, por tentativa, os outros coeficientes, temos:

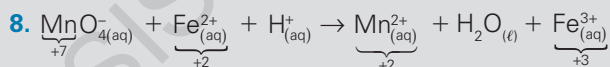


I. Correta. Soma dos coeficientes = 17 (2 + 5 + 1 + 5 + 3 + 1).

II. Correta. IO_3^- : agente oxidante (sofre redução, ganha elétrons).

III. Incorreta. O composto que ganha elétrons sofre redução.

IV. Incorreta. O Nox do enxofre varia de +4 para +6.



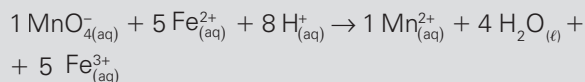
Oxidação do Fe: +2 \rightarrow +3

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 1 \cdot 1 = 1 \therefore 1 \text{ MnO}_4^-$$

Redução do Mn: +7 \rightarrow +2

$$\Delta_{\text{redução}} = 5 \cdot 1 = 5 \therefore 5 \text{ Fe}^{2+}$$

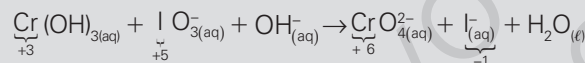
Balanceamento:



Soma dos coeficientes dos reagentes:

$$14 (1 + 5 + 8)$$

9. A



Oxidação do Cr: +3 \rightarrow +6

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 3 \cdot 1 = 3 \div 3 = 1 \therefore 1 \text{ IO}_3^-$$

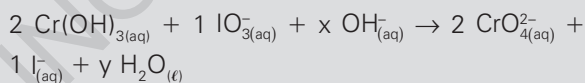
Redução do I: +5 \rightarrow -1

$$\Delta_{\text{redução}} = 6 \cdot 1 = 6 \div 3 = 2 \therefore 2 \text{ Cr}(\text{OH})_3$$

Agente oxidante: IO_3^-

Agente redutor: $\text{Cr}(\text{OH})_3$

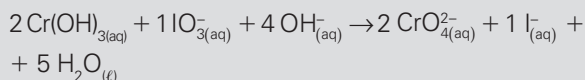
Para terminar o balanceamento, vamos admitir um coeficiente x para o OH^- e um coeficiente y para o H_2O . Dessa forma:



$$2 \cdot 0 + 1 \cdot (-1) + x \cdot (-1) = 2 \cdot (-2) + 1 \cdot (-1) + y \cdot 0$$

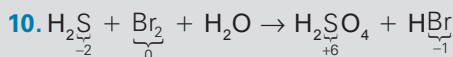
$$x = 4 \Rightarrow y = 5$$

Balanceamento:



Soma dos coeficientes:

$$15 (2 + 1 + 4 + 2 + 1 + 5)$$



Redução do Br: 0 \rightarrow -1

$$\Delta_{\text{redução}} = 1 \therefore 1 \text{ H}_2\text{S}$$

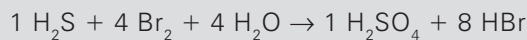
Oxidação do S: -2 \rightarrow +6

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 4 \therefore 4 \text{ Br}_2$$

$\text{H}_2\text{S} \rightarrow$ sofre oxidação, então é o agente redutor.

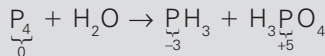
$\text{Br}_2 \rightarrow$ sofre redução, então é o agente oxidante.

Balanciamento:



Soma dos coeficientes: 18

11. D



Oxidação do H_3PO_4 : $0 \rightarrow +5$

$\Delta_{\text{oxidação}} = 5 \cdot 4 = 20 \rightarrow$ Simplificando, temos:
 $20 \div 4 = 5$.

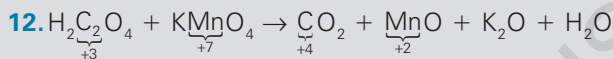
Redução do P: $0 \rightarrow -3$

$\Delta_{\text{redução}} = 3 \cdot 4 = 12 \rightarrow$ Simplificando, temos:
 $12 \div 4 = 3$.



Soma dos coeficientes:

$$22 (2 + 12 + 5 + 3)$$



Redução do KMnO_4 : $+7 \rightarrow +2$

Oxidação do $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$: $+3 \rightarrow +4$

$\Delta_{\text{redução}} = 5 \cdot 1 = 5 \therefore 5 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$

$\Delta_{\text{oxidação}} = 1 \cdot 2 = 2 \therefore 2 \text{KMnO}_4$

Balanciamento:

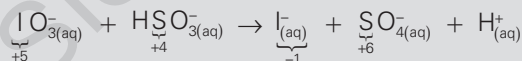


Soma dos coeficientes: 25

$\text{KMnO}_4 \rightarrow$ sofre redução, então é o agente oxidante.

$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow$ sofre oxidação, então é o agente redutor.

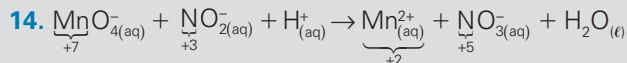
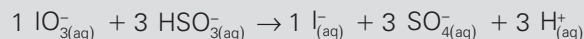
13. C



Redução do I: $\text{I}^{5+} + 6 \text{e}^- \rightarrow \text{I}^-$ (agente oxidante)

Oxidação do S: $\text{S}^{4+} \rightarrow \text{S}^{6+} + 2 \text{e}^- (\cdot 3) \Rightarrow 3 \text{S}^{4+} \rightarrow 3 \text{S}^{6+} + 6 \text{e}^-$ (agente redutor)

Balanciamento:



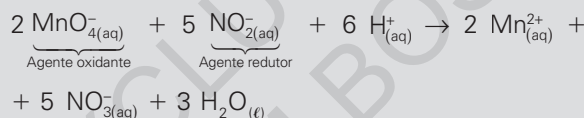
Oxidação do N: $+3 \rightarrow +5$

$\Delta_{\text{oxidação}} = 2 \cdot 1 = 2 \therefore 2 \text{MnO}_4^-$

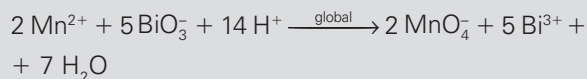
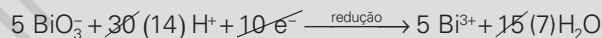
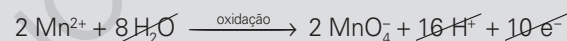
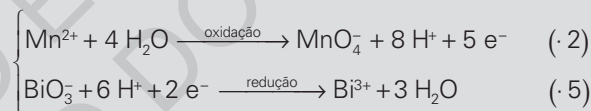
Redução do Mn: $+7 \rightarrow +2$

$\Delta_{\text{redução}} = 5 \cdot 1 = 5 \therefore 5 \text{NO}_2^-$

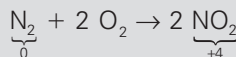
Balanciamento:



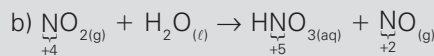
15. A



16. a) A transformação de N_2 e NO_2 envolve um processo de oxidação, pois o Nox do nitrogênio aumenta:



O processo de oxidação de 1 mol de N_2 gera 2 mols de NO_2 , com o envolvimento de 8 mols de elétrons.



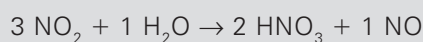
Oxidação do HNO_3 : $+4 \rightarrow +5$

$\Delta_{\text{oxidação}} = 1 \cdot 1 = 1 \therefore 1 \text{NO}$

Redução do NO: $+4 \rightarrow +2$

$\Delta_{\text{redução}} = 2 \cdot 1 = 2 \therefore 2 \text{HNO}_3$

Balanciamento:

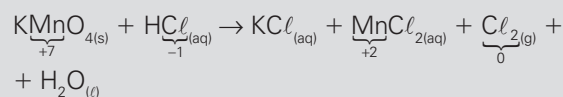


17. A

I. Correta. O cloreto tem seu número de oxidação passando de -1 a 0 , portanto sofre oxidação, enquanto o manganês tem seu número de oxidação de $+7$ nos reagentes a $+2$ nos produtos, sofrendo redução.

II. Incorreta. A equação não está balanceada.

III. Correta.



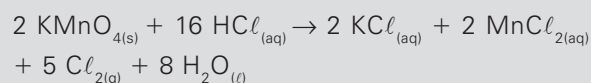
Redução do KMnO_4 : $+7 \rightarrow +2$

$$\Delta_{\text{redução}} = 5 \cdot 1 = 5 \therefore 5 \text{ Cl}_2$$

Oxidação do HCl : $-1 \rightarrow 0$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 1 \cdot 2 = 2 \therefore 2 \text{ KMnO}_4$$

Balanceamento:

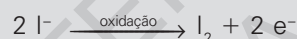
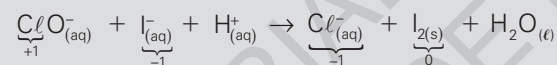


IV. Correta. De acordo com a resposta apresentada no item anterior, podemos verificar a variação do número de oxidação do Mn.

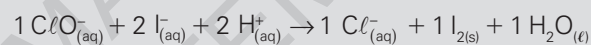
V. Correta. O cloreto é o agente redutor, pois sofre a oxidação.

Estudo para o Enem

18. D



Balanceamento:



$$\text{Então, } 3,6 \cdot 10^{23} \Rightarrow \frac{3,6 \cdot 10^{23}}{6,0 \cdot 10^{23}} = 0,6 \text{ mol de íons cloreto}$$

$$1 \text{ mol de ClO}^- \text{ — } 1 \text{ mol de Cl}^-$$

$$0,6 \text{ mol de ClO}^- \text{ — } x$$

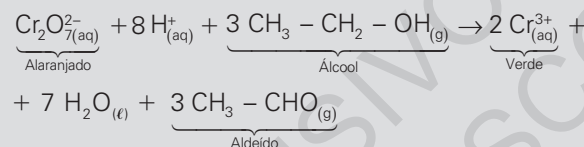
$$x = 0,6 \text{ mol de íons cloreto}$$

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

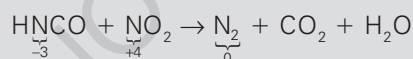
A reação que ocorre é a oxidação do álcool a aldeído e a redução do dicromato (alaranjado) a cromo III (verde):



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

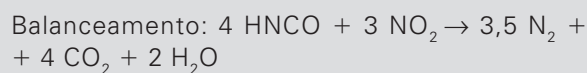


Oxidação do HNCO : $-3 \rightarrow 0$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 3 \cdot 2 = 6. \text{ Simplificando: } 6 \div 2 = 3 \therefore 3 \text{ NO}_2$$

Redução do NO_2 : $+4 \rightarrow 0$

$$\Delta_{\text{redução}} = 4 \cdot 2 = 8. \text{ Simplificando: } 8 \div 2 = 4 \therefore 4 \text{ HNCO}$$



Multiplicamos a equação por 2 para termos os menores coeficientes inteiros:



Soma dos coeficientes:

$$33 (8 + 6 + 7 + 8 + 4)$$

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.

10 PILHAS - DEFINIÇÃO, FUNCIONAMENTO E CÁLCULO DE VOLTAGEM

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudados a montagem e o funcionamento de uma pilha de Daniell, enfatizando a conversão da energia química, que provém de reações de oxirredução espontânea, em energia elétrica. Será visto também que a transferência de elétrons ocorre por um meio externo e que há a necessidade de uma ponte salina para manter a eletroneutralidade das semi-celas. Será abordado o cálculo do potencial-padrão de oxidação ou redução de um eletrodo, mostrando que os valores tabelados são referentes ao eletrodo-padrão de hidrogênio. Além disso, será estudada a maneira de obter-se a força eletromotriz de uma pilha, mostrando que esse valor pode ser alterado com a modificação das espécies constituintes da pilha.

Para ir além

Células eletroquímicas, cotidiano e concepções dos educandos. Disponível em:

<http://qnesc.sbj.org.br/online/qnesc39_1/09-RSA-28-15.pdf>.

Acesso em: dez. 2018.

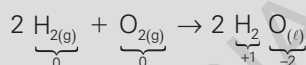
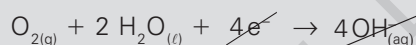
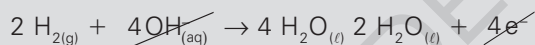
Pilhas e a composição dos solos. Disponível em:

<<http://qnesc.sbj.org.br/online/qnesc08/exper1.pdf>>.

Acesso em: dez. 2018.

Exercícios propostos

7.



$\text{H}_2 \Rightarrow$ oxida; agente redutor; ânodo.

$\text{O}_2 \Rightarrow$ reduz; agente oxidante; cátodo.

8. D

I. Correta. Cu: sofre redução; cátodo; polo positivo; sofre aumento de massa.

II. Correta. Pb: sofre oxidação; ânodo; polo negativo; sofre desgaste.

III. Incorreta. A placa de Pb sofre um desgaste, enquanto a placa de Cu sofre um aumento de massa, e ambas estão interligadas por um fio externo.

9. C

O eletrodo B é o polo negativo da bateria, onde ocorre oxidação. Esse eletrodo fornece elétrons para o funcionamento da bateria.

10. 05 (01 + 04)

01. Correta. Uma pilha é um processo espontâneo em que uma reação química gera corrente elétrica.

02. Incorreta. Em uma pilha, os elétrons fluem do ânodo para o cátodo.

04. Correta. Como o cobre se reduz, ele atua como agente oxidante.

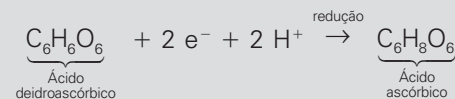
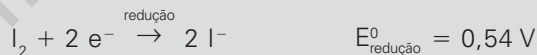
08. Incorreta. A pilha gera uma tensão de 0,59 V ou 590 mV.



16. Incorreta. Em uma pilha, o ânodo é o polo negativo, onde ocorre a oxidação.

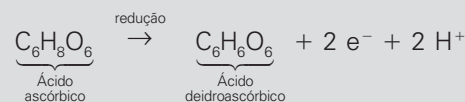
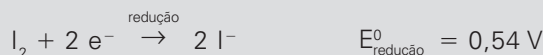
32. Incorreta. O níquel sofre oxidação na pilha apresentada.

11. B



$$E_{\text{redução}}^0 = ?$$

$\Delta E = 0,48 \text{ V} > 0$, então:



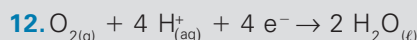
$$E_{\text{oxidação}}^0 = ?$$

$$\Delta E = E_{\text{redução}}^0 + E_{\text{oxidação}}^0$$

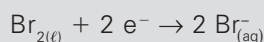
$$0,48 \text{ V} = 0,54 \text{ V} + E_{\text{oxidação}}^0$$

$$E_{\text{oxidação}}^0 = -0,06 \text{ V}$$

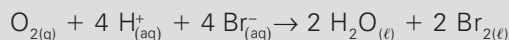
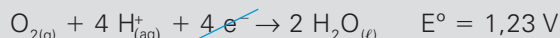
$$E_{\text{redução}}^0 = +0,06 \text{ V}$$



$$E^{\circ} = 1,23 \text{ V (redução)}$$



$$E^{\circ} = 1,07 \text{ V (oxidação; } \cdot 2 \text{ e inverte)}$$



$$\Delta E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{redução}} + E^{\circ}_{\text{oxidação}}$$

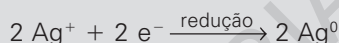
$$\Delta E^{\circ} = 1,23 - 1,07$$

$$\Delta E^{\circ} = +0,16 \text{ V}$$

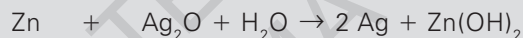
13. C

- a) Incorreto. O eletrodo de cobre é o ânodo da pilha.
 b) Incorreto. O polo positivo da pilha é o cátodo de prata.
 c) Correto.
 d) Incorreto. Os elétrons fluem da esquerda para a direita, ou seja, do eletrodo de Cu para o eletrodo de Ag.
 e) Incorreto. Os íons positivos na ponte salina migram para a solução onde está o eletrodo de prata (cátodo).

14. a) A redução ocorre no cátodo, que é o polo positivo da pilha.



$$\text{b) Zn} = 65,4; \text{Ag}_2\text{O} = 232; \text{Ag} = 108$$



$$65,4 \text{ g} \text{ — } 232 \text{ g} \text{ — } 2 \cdot 108 \text{ g}$$

$$0,654 \text{ g} \text{ — } 2,32 \text{ g} \text{ — } m_{\text{Ag}}$$

$$\text{Razão} = \frac{m_{\text{Zn}}}{m_{\text{Ag}_2\text{O}}} = \frac{0,654 \text{ g}}{2,32 \text{ g}} = 0,281896$$

$$\text{Razão} \approx 0,28$$

$$m_{\text{Ag}} = 2 \cdot 1,08 \text{ g}$$

$$m_{\text{Ag}} = 2,16 \text{ g}$$

15. D

- a) Incorreto. Os elétrons fluem pelo circuito externo do níquel para a prata.

b) Incorreto. O eletrodo níquel é o ânodo da pilha.

c) Incorreto. O eletrodo de prata sofre deposição.

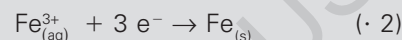
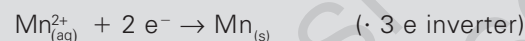


O Nox da prata passa de +1 para zero, sofrendo, assim, redução.

e) Incorreto. A solução de níquel fica mais concentrada.

16. 14 (02 + 04 + 08)

01. Incorreto. A força eletromotriz da pilha é +1,14 V.

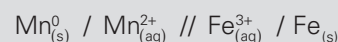


$$\Delta E = +1,14 \text{ V}$$

02. Correto. O manganês sofre a oxidação, por isso é o ânodo da pilha.

04. Correto. O eletrodo de ferro é o cátodo, sofrendo, assim, uma redução.

08. Correto. A pilha pode ser representada, conforme a IUPAC, como:



17. A

Como (sim) significa formação de sólido sobre a placa e (não) significa nenhuma evidência dessa formação, devemos procurar o (sim) na tabela, ou seja, as possíveis reações com formação de sólido. Isso significa que um cátion metálico reduziu e provocou a formação de um depósito sólido.

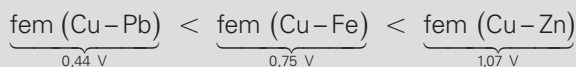
Solução	Metal		
	Pb	Zn	Fe
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_{2(\text{aq})}$	(não)	(sim)	(sim)
$\text{Zn}(\text{NO}_3)_{2(\text{aq})}$	(não)	(não)	(não)
$\text{Fe}(\text{NO}_3)_{3/2(\text{aq})}$	(não)	(sim)	(não)

$$E^{\circ}_{\text{red}} (\text{Pb}^{2+}) > E^{\circ}_{\text{red}} (\text{Zn}^{2+}) \text{ e } E^{\circ}_{\text{red}} (\text{Fe}^{2+}) \text{ (primeira linha)}$$

$$E^{\circ}_{\text{red}} (\text{Fe}^{2+}) > E^{\circ}_{\text{red}} (\text{Zn}^{2+}) \text{ (terceira linha)}$$

$$\text{Conclusão: } E^{\circ}_{\text{red}} (\text{Pb}^{2+}) > E^{\circ}_{\text{red}} (\text{Fe}^{2+}) > E^{\circ}_{\text{red}} (\text{Zn}^{2+})$$

Em relação ao eletrodo de cobre, quanto menor a força eletromotriz, maior o potencial de redução do cátion presente na solução. Conclusão:



Estudo para o Enem

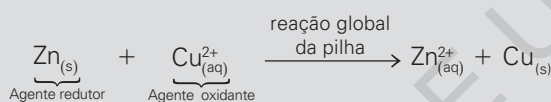
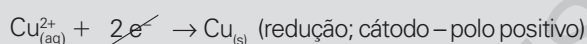
18. B

Os furos que aparecem no papel-alumínio são decorrentes das reações que este sofre na presença do outro metal, e o molho serve como um meio condutor de corrente elétrica, portanto há a formação de uma pilha.

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) Correto.

b) Incorreto. O $\text{Cu}_{(s)}$ não perde elétrons.

c) Incorreto. O $\text{Zn}_{(s)}$ sofre oxidação, enquanto o $\text{Cu}_{(aq)}^{2+}$ sofre redução.

d) Incorreto. O $\text{Cu}_{(aq)}^{2+}$ sofre redução, ganhando os elétrons cedidos pelo zinco metálico e agindo como oxidante no processo.

e) Incorreto. Um sofre oxidação, enquanto o outro sofre uma redução.

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.

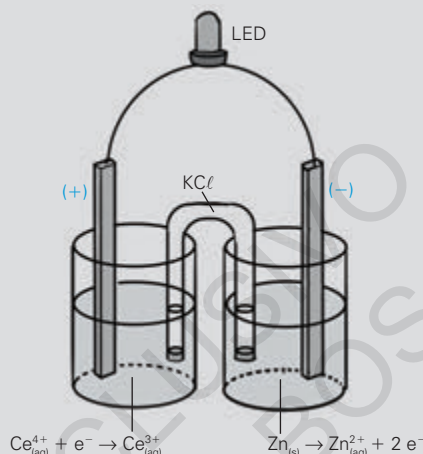
20. C

Considerando as semirreações de redução e seus respectivos potenciais mostrados no quadro, devemos procurar a maior diferença de potencial.

$$\Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}}$$

$$\Delta E = \underbrace{+1,61}_{\text{Cério}} - \underbrace{(-0,76)}_{\text{Zinco}} = +2,37 \text{ V}$$

Pilha 1:

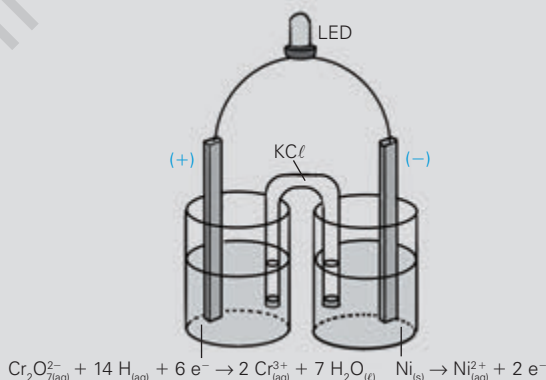


Agora, considerando as semirreações de redução e seus respectivos potenciais mostrados no quadro, procuramos a menor diferença de potencial.

$$\Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}}$$

$$\Delta E = \underbrace{+1,33}_{\text{Cromato}} - \underbrace{(-0,25)}_{\text{Niquel}} = +1,58 \text{ V}$$

Pilha 2:



Na associação em série, temos:



$$\Delta E_{\text{em série}} = +2,37 \text{ V} + 1,58 \text{ V} = 3,95 \text{ V}$$

$3,95 \text{ V} > 3,60 \text{ V} \therefore$ o LED acende.

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.

11 PILHAS COMERCIAIS, BATERIAS E CORROSÃO DE METAIS

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão abordadas as pilhas comerciais de Leclanché, alcalina e a combustível, a bateria de chumbo, a problemática da pilha seca (comum), quanto à geração da amônia, e a diferença entre as pilhas. Em relação à bateria de chumbo utilizada em automóveis, serão mostradas as reações, enfatizando o consumo do ácido sulfúrico e lembrando que a reação de descarga é reversível, o que torna possível recarregar essa bateria. Será abordado o problema da corrosão, principalmente do ferro, quando exposto à umidade e ao oxigênio. Também serão apresentadas diferentes soluções para evitar a corrosão do ferro, tais como a galvanização, a proteção catódica e o revestimento com estanho.

Para ir além

Pilhas e baterias: funcionamento e impacto ambiental. Disponível em:

<<http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc11/v11a01.pdf>>.

Acesso em: dez. 2018.

Série histórica da composição química de pilhas alcalinas e zinco-carbono fabricadas entre 1991 e 2009. Disponível em:

<http://quimicanova.s bq.org.br/imagebank/pdf/Vol34No5_812_15-AR10553.pdf>.

Acesso em: dez. 2018.

Pilhas alcalinas: um dispositivo útil para o ensino de química. Disponível em:

<http://quimicanova.s bq.org.br/imagebank/pdf/Vol30No4_1020_45-ED06178.pdf>.

Acesso em: dez. 2018.

Uma proposta alternativa para o ensino de eletroquímica sobre a reatividade de metais. Disponível em:

<http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc33_4/216-RSA-8910.pdf>.

Acesso em: dez. 2018.

Exercícios propostos

7. A

O magnésio possui maior potencial de oxidação (+2,37 V) ou menor potencial de redução (-2,37 V), por isso funciona como eletrodo de sacrifício em relação ao ferro presente no casco de aço de um navio.

8. D

Potencial de redução é a espontaneidade ou a tendência de uma espécie química em adquirir elétrons e, desse modo, ser reduzida. Logo, tais espécies possuem maior resistência à corrosão, pois sua capacidade em doar elétrons é pequena.

9. E

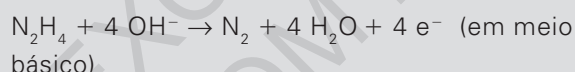
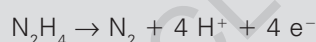
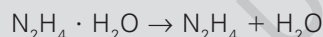
O ferro possui potencial de redução maior do que o do zinco, logo sofre redução com maior facilidade, enquanto o zinco sofre oxidação com maior facilidade.

Cátodo (polo +), redução, Fe^{2+}

Ânodo (polo -), oxidação, Zn

Ferro galvanizado é o ferro revestido de zinco, em que este funciona como metal de sacrifício, ou seja, é oxidado no lugar do ferro.

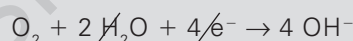
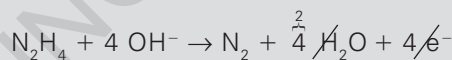
10. Lado esquerdo (oxidação):



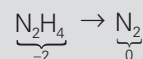
Lado direito (redução):



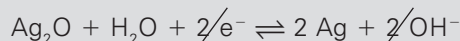
Soma das equações:



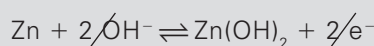
Elemento que sofre oxidação: nitrogênio.



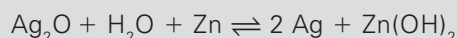
11. D



$$E_{\text{redução}}^0 = +0,344 \text{ V}$$

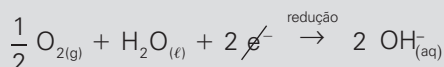


$$E_{\text{oxidação}}^0 = +1,25 \text{ V}$$

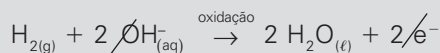


$$\Delta E^0 = +1,594 \approx 1,60 \text{ V}$$

12.



$$E^0 = +0,401 \text{ V}$$



$$E^0 = +0,828 \text{ V}$$



$$\Delta E^0 = E_{\text{redução}}^0 + E_{\text{oxidação}}^0$$

$$\Delta E^0 = +0,401 + 0,828$$

$$\Delta E^0 = +1,229 \text{ V}$$

13. E

Com base nos valores-padrão de redução fornecidos, o ferro pode ser revestido de zinco, de tal forma que o zinco funcione como metal de sacrifício, ou seja, por possuir maior facilidade de sofrer oxidação, ele é oxidado no lugar do ferro.

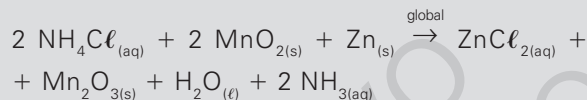
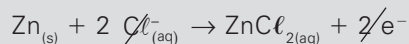
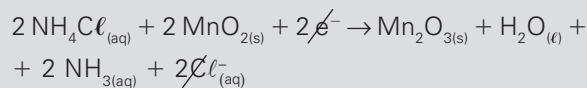
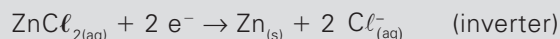
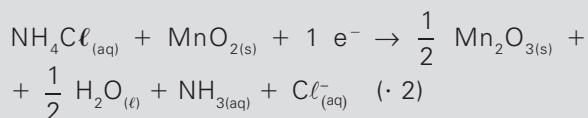
14. A

Os metais de sacrifício devem ter reatividade maior que a do metal protegido. Zinco, alumínio, magnésio e sódio são mais reativos que o ferro presente no aço. No entanto, o sódio reage rapidamente quando em contato com a água, o que impede a sua utilização neste tipo de proteção. O zinco é bastante utilizado em situações nas quais há contato com a água do mar. Ligas de magnésio apresentam maior tendência à corrosão do que as demais e são geralmente empregadas quando a estrutura está em contato com água doce. Ligas à base de alumínio têm sido desenvolvidas para a proteção catódica de aço, no entanto é preciso evitar a formação de camada do óxido de alumínio, que ocorre naturalmente e prejudicaria o processo de proteção das estruturas de aço.

15. C

Para que a proteção catódica seja possível, o metal de sacrifício deve apresentar potencial de redução (E_{red}^0) menor que o do metal a ser protegido, assim ele sofre o processo de oxidação, protegendo a tubulação. Nas tubulações de aço (ligas feitas essencialmente de ferro), os metais adequados, de acordo com a tabela dada, são Zn e Mg. Para proteger as tubulações de chumbo, os metais mais indicados são Ni, Fe, Zn e Mg.

16. a) O MnO_2 sofre redução, portanto é o agente oxidante. Já o Zn sofre oxidação, tornando-se o agente redutor da reação.



$$\text{b) } \Delta E^0 = E_{\text{redução maior}} - E_{\text{redução menor}}$$

$$\Delta E^0 = +0,74 - (-0,76)$$

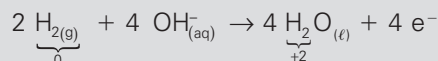
$$\Delta E^0 = +1,5 \text{ V}$$

17. D

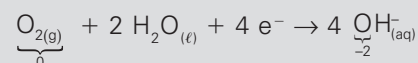
I. Correto.



II. Incorreto. O hidrogênio sofre oxidação, portanto é o agente redutor.



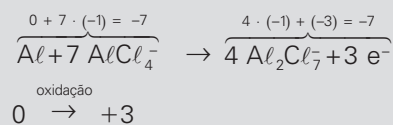
III. Correto. O $\text{O}_{2(\text{g})}$ sofre redução.



Estudo para o Enem

18. A

Fazendo o balanceamento de cargas, temos:



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

Para um metal de sacrifício, a melhor escolha em relação ao metal que precisa ser protegido é a daquele que apresentar o menor potencial de redução para o seu cátion (maior potencial de oxidação). Nesse caso, é o magnésio.

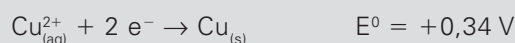
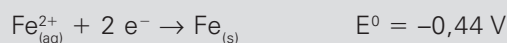
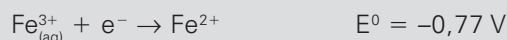
Metal	Equação da semirreação	Potencial-padrão de redução (E_{red}°)
Magnésio	$\text{Mg}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Mg}_{(\text{s})}$	-2,38 V

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

O estudante verificou formação de ferrugem apenas no prego II, pois o potencial de redução do cobre é maior do que o do ferro, ou seja, o ferro sofre oxidação (“enferruja”).



$$+0,34 \text{ V} > -0,44 \text{ V} > -0,77 \text{ V}$$

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 DE USO EXCLUSIVO DO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

12 ELETRÓLISE ÍGNEA E AQUOSA

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, será estudado o fenômeno da eletrólise. Definir o que é eletrólise e, em seguida, mostrar como acontece a eletrólise ígnea, enfatizando que ela ocorre na ausência de água. É muito importante que os alunos conheçam os polos da célula eletrolítica, bem como as semirreações que ocorrem em cada um deles. Será abordado, também, o fenômeno da eletrólise aquosa. Nesse caso, teremos dois cátions e dois ânions em solução, portanto haverá competição dos íons para sofrerem descarga no cátodo e no ânodo. Também será estudada a ordem das prioridades de reação.

Para ir além

Electrolysis: splitting water (Advanced Teacher Version) (Universidade Stanford) Aplicações da eletrólise (Carlos Alberto Mattoso – USP).

Atkins, P.; Jones, L. *Princípios de Química*: questionando a vida moderna e o meio ambiente. Editora Bookman, 2001.

Electrolysis: splitting water (Advanced Teacher Version). Disponível em:

<<http://labsci.stanford.edu/images/Electrolysis-TA.pdf>>.

Acesso em: mar. 2019.

Aplicações da eletrólise (Carlos Alberto Mattoso – USP). Disponível em:

<http://www.cienciaiao.usp.br/tudo/exibir.php?midia=rec&cod=_aplicacoesdaeletroliseca>.

Acesso em: mar. 2019.

O processo de anodização. Disponível em:

<<http://engenheirodemateriais.com.br/2018/04/25/o-processo-de-anodizacao/>>.

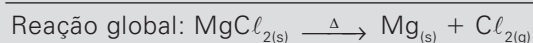
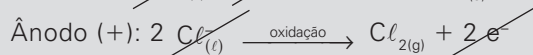
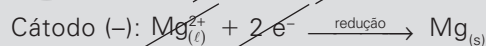
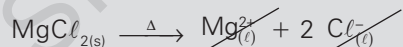
Acesso em: mar. 2019.

Exercícios Propostos

7. D

A eletrólise ígnea é dada primeiramente pela fusão do sal, que separa os íons. Em seguida, esses íons vão se depositar nos eletrodos conforme as reações a seguir.

Reações de eletrólise ígnea:



A eletrólise ígnea irá formar o metal magnésio e o gás cloro (tóxico e de odor irritante).

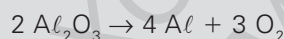
8. A

O cátion Na^{+} do cloreto de sódio tem menor facilidade de descarga que o cátion H^{+} da água, e o ânion OH^{-} da água tem menor facilidade de descarga que o Cl^{-} do cloreto de sódio. Assim, o H^{+} da água sofre redução no eletrodo negativo (cátodo) e produz gás hidrogênio, H_2 . Enquanto isso, o ânion Cl^{-} do cloreto de lítio sofre oxidação no eletrodo positivo (ânodo), produzindo gás cloro, Cl_2 .

9. E

I. Incorreta. A eletrólise não é uma reação espontânea, ela deve ser promovida por uma diferença de potencial externa.

II. Correta. A eletrólise ígnea do óxido de alumínio está dada a seguir:

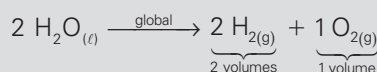
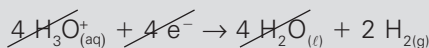
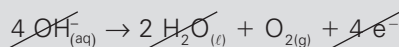
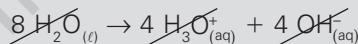


III. Incorreta. A redução ocorre no polo negativo.

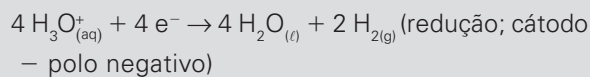
IV. Correta.

10. 15 (01 + 02 + 04 + 08)

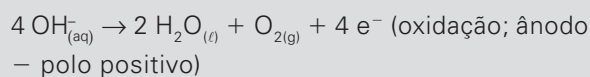
01. Correto. O gás A é o gás hidrogênio, pois apresenta maior volume em relação ao gás B.



02. Correto. O eletrodo que libera o gás A (H_2) é o cátodo da reação, pois nele ocorre redução, ou seja, formação de gás hidrogênio.



04. Correto. O eletrodo que libera o gás B (O_2) é o polo positivo da eletrólise.

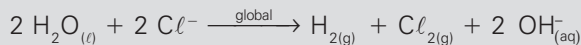
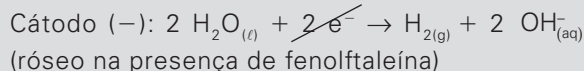
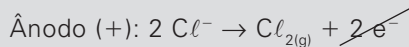


08. Correto. Na eletrólise, o processo químico não espontâneo ocorre por causa de um gerador, fonte de energia elétrica.

16. Incorreta. O gás B é o oxigênio (O_2 ; menor volume).

11. C

Temos eletrólise do NaCl (cloreto de sódio) não simplificada em solução aquosa:



Observação

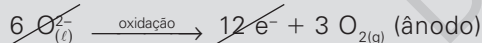
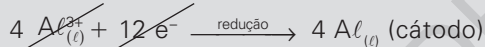
Como a concentração de água (H_2O) é muito maior que a dos íons Na^+ , a reação catódica é dada por $2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_{2(\text{g})} + 2 \text{OH}^-_{(\text{aq})}$ e não por $2 \text{Na}^+_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Na}_{(\text{s})}$.

12. a) O volume do gás depende das condições de pressão e temperatura e do número de mols de moléculas. A massa atômica, que corresponde ao número de prótons e de nêutrons, não interfere na medição.

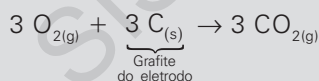
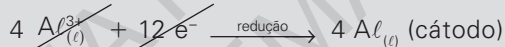
b) Com a solução de sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$), não ocorreria eletrólise, pois o aluno estaria testando uma solução molecular que não conduz corrente elétrica.

13. A

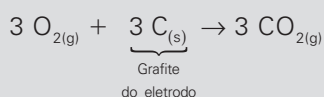
I. Incorreta. A produção do alumínio ocorre no cátodo.



II. Incorreta. O gás oxigênio é produzido no ânodo que reage com o grafite do eletrodo, formando gás carbônico.

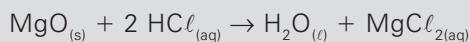


III. Correta. À medida que a eletrólise acontece, ocorre a diminuição da massa do eletrodo de grafite devido à reação com o gás oxigênio formado.



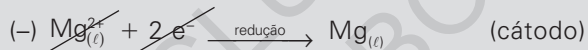
14. O processo de separação da água e dos sais é a cristalização fracionada, e a propriedade específica que permite a separação dos componentes envolvidos é a solubilidade dos sais.

O óxido de magnésio (MgO) reage com ácido clorídrico (HCl), formando cloreto de magnésio:



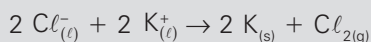
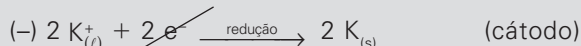
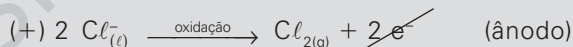
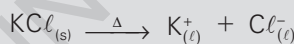
Após cristalizado: $\text{MgCl}_{2(\text{s})}$

Após cristalizado e fundido, o cloreto de magnésio (MgCl_2) é submetido à eletrólise ígnea, produzindo magnésio metálico no cátodo e cloro gasoso no ânodo:



Os íons Mg^{2+} presentes nessa salmoura são precipitados sob a forma de hidróxido de magnésio por adição de íons OH^- : $\text{Mg}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{OH}^-_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_{2(\text{s})}$.

15. D



16. a) Ânodo: $\text{Au}_{(\text{s})} \xrightarrow{\text{oxidação}} \text{Au}_{(\text{aq})}^{3+} + 3 \text{e}^-$



b) Ânodo: oxidação

Cátodo: redução

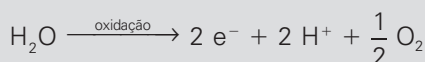
c) As indústrias metalúrgicas que atuam no setor de galvanoplastia geralmente utilizam soluções contendo o íon cianeto. Essas soluções são tratadas e, posteriormente, o resíduo gerado contendo esse íon é descartado, podendo ocasionar a contaminação de solos e rios. O cianeto é tóxico para todo tipo de vida animal, pois bloqueia o transporte de oxigênio no metabolismo. Portanto, o descarte de resíduos contendo CN^- pode causar um grande problema ambiental, como a destruição da fauna aquática e a destruição de plantações nas ribeiras.

Ainda, em $\text{pH} < 9,2$, a maior parte do cianeto livre encontra-se na forma protonada, HCN , que é altamente volátil, tóxica e explosiva, podendo causar danos ao meio ambiente e aos trabalhadores que manipulam soluções contendo esse íon.

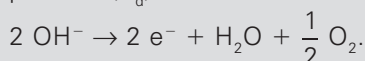
17. A

a) Incorreta. O eletrodo E_e corresponde ao cátodo. A mancha azul é gerada pelo cátion cobre (Cu^{2+}) que migra para E_e . Isso significa que E_e é o polo negativo (polarização é gerada pela fonte) da célula, ou seja, região onde ocorre a redução e, consequentemente, o cátodo.

b) Correta. Há liberação de gás oxigênio no eletrodo E_d :

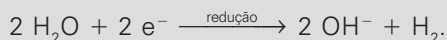


Outra abordagem: o ânion OH^- migra para o polo positivo (E_d):

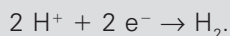


Ocorre liberação de gás oxigênio.

c) Correta. Há liberação de gás H_2 no E_e , além da formação predominante de cobre metálico:



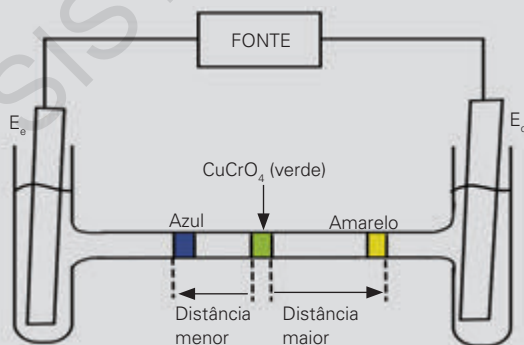
Outra abordagem: o cátion H^+ migra para o polo negativo (E_e):



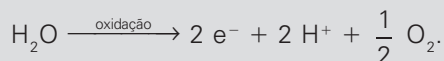
Ocorre liberação de gás hidrogênio.

d) Correta. O íon cromato tem velocidade de migração maior que o íon cobre.

De acordo com a figura fornecida, a distância percorrida pelo íon cromato (CrO_4^{2-}) é maior do que a distância percorrida pelo cátion cobre (Cu^{2+}) num mesmo intervalo de tempo; portanto, conclui-se que a velocidade de migração do íon cromato é maior do que a velocidade de migração do cátion cobre.



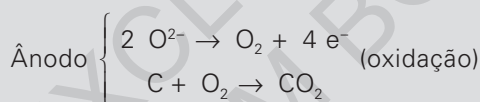
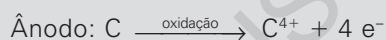
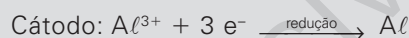
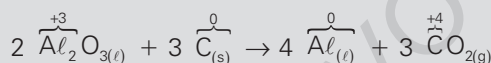
e) Correta. O pH da solução em torno do E_d diminui, pois ocorre a formação de cátions H^+ :



Estudo para o Enem

18. A

Com base na análise da equação fornecida no enunciado, vem:



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

a) Incorreta. Para o preparo de 1 L de uma solução de $\text{NaClO}_{(\text{aq})}$, com concentração em quantidade de matéria de $0,6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, devem ser dissolvidos 44,7 g do soluto.

Cálculo da massa molar do NaClO :

$$M_{\text{NaClO}} = 23 + 35,5 + 16 = 74,5 \text{ g/mol}$$

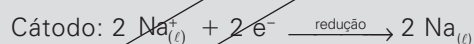
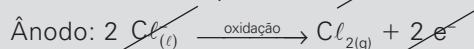
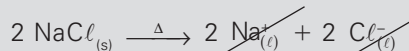
$$m_{\text{NaClO}} = 0,6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$m_{\text{NaClO}} = m \cdot M_1 \cdot V$$

$$m_{\text{NaClO}} = 0,6 \cdot 74,5 \cdot 1$$

$$m = 44,7 \text{ g}$$

b) Correta. No processo de eletrólise do $\text{NaCl}_{(\ell)}$, ocorre redução no compartimento do cátodo, sendo este ligado ao polo negativo.



c) Incorreta. Eletrólise é um processo de oxirredução não espontâneo que ocorre com a utilização de um gerador.

d) Incorreta. Compostos iônicos no estado sólido são péssimos condutores de eletricidade, pois os íons estão presos na rede cristalina.

e) Incorreta. A decomposição do cloreto de sódio é um processo não espontâneo (eletrólise).
Reação global: $2 \text{NaCl}_{(s)} + \text{calor} \rightarrow 2 \text{Na}_{(l)} + \text{Cl}_{2(g)}$

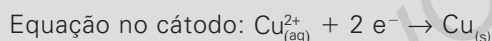
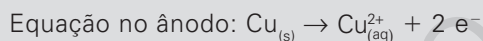
Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

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

20. B

1. O processo eletroquímico pode ser chamado de eletrólise, pois ocorre com consumo de energia, ou seja, de forma não espontânea.

2. Se o objeto de cobre for colocado no ânodo, significa que sofrerá oxidação, e os íons cobre II serão depositados, por redução, no cátodo do processo eletrolítico.



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 DE USO EXCLUSIVO DO
SISTEMA DE ENSINO DOMINOSCO

13 ELETRÓLISE QUANTITATIVA E RADIOATIVIDADE I - PARTÍCULAS E LEIS DA RADIOATIVIDADE

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, será estudado o aspecto quantitativo da eletrólise, levando em conta a lei de Faraday, que relaciona carga elétrica (em *coulomb*), corrente elétrica (em *ampère*) e tempo (em segundos). Também será estudada a relação entre uma carga elétrica, que flui por um circuito elétrico, e a massa da espécie reduzida ou oxidada.

Além disso, neste módulo, será abordado também, o fenômeno da radioatividade nuclear, bem como o histórico da sua descoberta.

Os tópicos tratados neste módulo vão desde a definição e o histórico da radioatividade até as leis da radioatividade (1ª e 2ª leis) e a formação das séries radioativas.

Para ir além

Vídeo sobre a ação de uma diferença de potencial e de um campo magnético em uma solução eletrolítica. Disponível em:

<<https://www.youtube.com/watch?v=L26lbzdSAwA>>.

Acesso em: 30 jan. 2019

Material da Secretaria Estadual da Educação de São Paulo para um curso de especialização docente sobre energia elétrica e reações químicas. Disponível em:

<https://acervodigital.unesp.br/bitstream/123456789/46363/4/2ed_qui_m4d7.pdf>.

Acesso em: 30 jan. 2019.

Como Becquerel não descobriu a radioatividade. Disponível em:

<<https://periodicos.ufsc.br/index.php/sica/article/viewFile/10061/14903>>.

Acesso em: jan. 2019.

Elemento químico: polônio. Disponível em:

<http://qnesc.sbjq.org.br/online/qnesc33_2/09-EQ0910.pdf>.

Acesso em: jan. 2019.

Elemento químico: rádio. Disponível em:

<http://qnesc.sbjq.org.br/online/qnesc32_1/12-EQ-4909.pdf>.

Acesso em: jan. 2019.

O despertar da radioatividade ao alvorecer do século XX. Disponível em:

<http://qnesc.sbjq.org.br/online/qnesc33_2/04-HQ10509.pdf>.

Acesso em: jan. 2019

Matéria sobre empresa norte-americana que está desenvolvendo um protótipo de motor que utiliza o metal radioativo tório como combustível. Disponível em:

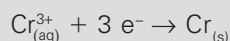
<<https://economia.estadao.com.br/noticias/geral,carro-dofuturo-abastecera-a-cada-100-anos,169854e>>.

Acesso em: jan. 2019.

Exercícios Propostos

7. $Q = i \cdot t$

$$Q = 96,5 \text{ min} \cdot 2 \text{ A} = 96,5 \cdot 60 \text{ s} \cdot 2 \text{ A} = 120 \cdot 96,5 \text{ C}$$



$$3 \cdot 96\,500 \text{ C} \text{ ----- } 52 \text{ g de Cr}$$

$$120 \cdot 96,5 \text{ C} \text{ ----- } m_{\text{Cr}}$$

$$m_{\text{Cr}} = 2,08 \text{ g}$$

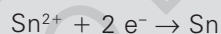
8. B

$$i = 9,65 \cdot 10^{-3} \text{ A}$$

$$t = 1 \text{ min e } 40 \text{ s} = 100 \text{ s}$$

$$Q = i \cdot t$$

$$Q = 9,65 \cdot 10^{-3} \text{ A} \cdot 100 \text{ s} = 9,65 \cdot 10^{-1} \text{ C}$$



$$2 \cdot 96\,500 \text{ C} \text{ ----- } 119 \text{ g}$$

$$9,65 \cdot 10^{-1} \text{ C} \text{ ----- } m_{\text{Sn}}$$

$$m_{\text{Sn}} = \frac{9,65 \cdot 10^{-1} \text{ C} \cdot 119 \text{ g}}{2 \cdot 96\,500 \text{ C}}$$

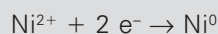
$$m_{\text{Sn}} = 0,000595 \text{ g} \approx 0,6 \text{ mg}$$

No processo de eletrólise, ocorre transformação de energia elétrica em energia química.

9. D

$$Q = i \cdot t$$

$$Q = (5 \cdot t) \text{ C}$$



$$2 \cdot 96\,500 \text{ C} \text{ ----- } 58,69 \text{ g de Ni}$$

$$(5 \cdot t) \text{ C} \text{ ----- } 0,85 \text{ g de Ni}$$

$$t = 559,039 \text{ s}$$

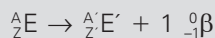
$$t_{\text{min}} = \frac{559,039}{60} = 9,3171 \text{ min} \approx 9,3 \text{ min}$$

10. 12 (04 + 08)

01. Incorreto. Partículas β correspondem a elétrons (${}_{-1}^0\text{e}$) que se movem com grande velocidade.

02. Incorreto. Partículas α correspondem a núcleos de átomos de hélio (${}_{2}^4\alpha$).

04. Correto. Supondo que um radionuclídeo emita apenas uma partícula β , seu número de massa permanece constante, e seu número atômico aumenta uma unidade.



$$A = A'$$

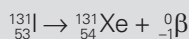
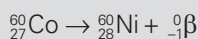
$$Z = Z' - 1 \Rightarrow Z' = Z + 1$$

08. Correto. Partículas α , em comparação com as β , têm menor poder de penetração, visto que apresentam massa e carga elétrica maiores, o que favorece a interação com a matéria.

16. Incorreto. A radiação γ , em comparação com as partículas β , tem maior poder de penetração e elevada energia.

11. B

Falsa. As partículas X e Y emitidas durante os decaimentos possuem cargas negativas (${}^0_{-1}\beta$).



Falsa. O isótopo 131 do iodo não emite radiação gama.

Verdadeira. No decaimento radiativo do cobalto, o nuclídeo "pai" e o nuclídeo "filho" apresentam o mesmo número de massa, ou seja, 60.

12. a) ${}_{43} \text{Tc} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2 4d^5$

b) Com oxigênio: $\text{Tc}^{2+} \text{O}^{2-} = \text{TcO}$

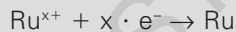
Com cloro: $\text{Tc}^{2+} \text{Cl}^- = \text{TcCl}_2$

c) ${}^{98}_{43} \text{Tc} \rightarrow 3 {}^4_2 \alpha + {}^0_{-1} \beta + {}^{86}_{38} \text{X}$

13. B

$$Q = i \cdot t$$

$$Q = 0,44 \text{ A} \cdot 1\,500 \text{ s} = 660 \text{ C}$$



$$y \text{ C} \text{ — } 101 \text{ g de Ru}$$

$$660 \text{ C} \text{ — } 0,345 \text{ g de Ru}$$

$$y = \frac{660 \text{ C} \cdot 101 \text{ g}}{0,345 \text{ g}} = 193\,217,40 \text{ C}$$

Para sabermos o valor de x, temos:

$$1 \text{ mol} \text{ — } 96\,500 \text{ C}$$

$$x \text{ — } 193\,217,40 \text{ C}$$

$$x = \frac{193\,217,40 \text{ C}}{96\,500 \text{ C}} = 2 \text{ mol de elétrons}$$

14. A semirreação que ocorre no cátodo é a redução do zinco, dada por:



Massa depositada de acordo com a tabela:

$$m_f - m_i = 2,5550 \text{ g} - 2,5000 \text{ g} = 0,055 \text{ g de Zn.}$$

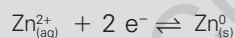
Quantidade de carga do processo:

$$1 e^- \text{ — } 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

$$1 \text{ mol de } e^- \text{ — } x$$

$$x = 1 \text{ mol de } e^- \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

Assim:



$$1 \text{ mol de } e^- \cdot 2 \cdot (1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}) \text{ — } 65,4 \text{ g de Zn}$$

$$168 \text{ C} \text{ — } 0,055 \text{ g de Zn}$$

$$1 \text{ mol de } e^- = 6,243 \cdot 10^{23}$$

15. A

Primeira cuba: sulfato de cobre (CuSO_4)

Segunda cuba: cloreto de alumínio (AlCl_3)

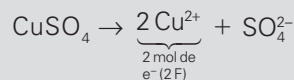
Terceira cuba: clorato de prata (AgClO_3)

Cubas ligadas em série apresentam a mesma carga.

$$i = 6 \text{ A}; t = 0,672 \text{ h} = 0,672 \cdot 60 \cdot 60 \text{ s}$$

$$Q = i \cdot t \Rightarrow Q = 6 \cdot 0,672 \cdot 60 \cdot 60 \text{ C}$$

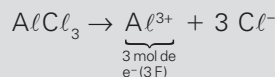
$$1 \text{ F} = 96\,500 \text{ C}$$



$$2 \cdot 96\,500 \text{ C} \text{ — } 63,5 \text{ g de Cu}$$

$$6 \cdot 0,672 \cdot 60 \cdot 60 \text{ C} \text{ — } m_{\text{Cu}}$$

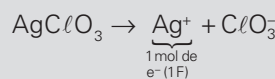
$$m_{\text{Cu}} \approx 4,77 \text{ g}$$



$$3 \cdot 96\,500 \text{ C} \text{ — } 27 \text{ g de Al}$$

$$6 \cdot 0,672 \cdot 60 \cdot 60 \text{ C} \text{ — } m_{\text{Al}}$$

$$m_{\text{Al}} \approx 1,35 \text{ g}$$



$$1 \cdot 96\,500 \text{ C} \text{ — } 108 \text{ g}$$

$$6 \cdot 0,672 \cdot 60 \cdot 60 \text{ C} \text{ — } m_{\text{Ag}}$$

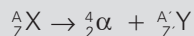
$$m_{\text{Ag}} \approx 16,25 \text{ g}$$

$$m_{\text{total}} \approx 4,77 \text{ g} + 1,35 \text{ g} + 16,25 \text{ g} \approx 22,37 \text{ g}$$

16.21 (01 + 04 + 16)

01. Correto. Decaimento radioativo é um fenômeno decorrente da emissão de radiação de núcleos atômicos instáveis.

02. Incorreto. Quando um núcleo emite uma partícula α , ele perde dois prótons.



$$Z' = Z - 2 \text{ (perde dois prótons)}$$

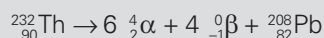
04. Correto. A radiação gama é um tipo de radiação eletromagnética, ou seja, uma onda.

08. Incorreto. O período de semidesintegração é o tempo necessário para que metade dos átomos radioativos existentes em uma certa amostra se transmutem em átomos estáveis.

16. Correto. A radioatividade é a emissão de partículas ou radiação eletromagnética pela instabilidade nuclear atômica.

17. C

A variação de massa entre o ${}^{232}_{90}\text{Th}$ e o ${}^{208}_{82}\text{Pb}$ foi de 24, indicando a emissão de seis partículas alfas (${}^4_2\alpha$). Com essas emissões, ocorre uma diminuição de 12 prótons e o novo elemento formado passa a ter 78 prótons. Como o chumbo possui 82 prótons, foram emitidas quatro partículas betas (${}^0_{-1}\beta$), sendo assim:



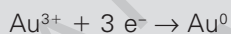
Estudo para o Enem

18. D

$$Q = i \cdot t$$

$$Q = 10 \cdot (482,5 \cdot 60)$$

$$Q = 289\,500 \text{ C}$$



$$3 \cdot 96\,500 \text{ C} \text{ — } 197 \text{ g/mol}$$

$$289\,500 \text{ C} \text{ — } x$$

$$x = 197 \text{ g de Au}$$

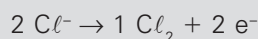
Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

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

19. B

$$Q = i \cdot t$$

$$Q = 10 \text{ A} \cdot 965 \text{ s} = 9\,650 \text{ C}$$



$$22,4 \text{ L de Cl}_2 \text{ — } 2 \cdot 96\,500 \text{ C}$$

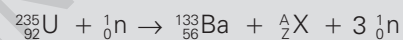
$$V_{\text{Cl}_2} \text{ — } 9\,650 \text{ C}$$

$$V_{\text{Cl}_2} = 1,12 \text{ L}$$

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. A



$$235 + 1 = 133 + A + 3 \therefore A = 100$$

$$92 = 56 + Z \therefore Z = 36$$

$$A = Z + N$$

$$100 = 36 + N \therefore N = 64$$

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 RADIOATIVIDADE II - FENÔMENOS RADIOATIVOS E CINÉTICA DE DESINTEGRAÇÃO

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão abordadas as reações de transmutação artificial, fissão e fusão nuclear, tendo como objetivo mostrar como ocorre cada um dos fenômenos e sua capacidade de geração de energia e, ainda, as desvantagens de cada processo. Destacamos o funcionamento de uma usina nuclear e a geração de lixo radioativo.

Também será abordado neste módulo, a cinética de desintegração dos elementos radioativos com ênfase no cálculo do tempo de meia-vida de um isótopo radioativo. Também serão estudados os cálculos para verificar o tempo de meia-vida na transformação de um isótopo radioativo (pela diferença nas massas inicial e final desse isótopo).

Para ir além

A história dos reatores nucleares. Disponível em:

<<https://climatologiageografica.com/conheca-a-historia-dos-reatores-nucleares/>>.

Acesso em: jan. 2019.

Energia nuclear – Como funciona, prós e contras. Disponível em:

<<https://educacao.uol.com.br/disciplinas/geografia/energia-nuclear-como-funciona-pos-e-contras.htm>>.

Acesso em: jan. 2019.

O que é o urânio enriquecido? Disponível em:

<<https://super.abril.com.br/mundo-estranho/o-que-e-o-uranio-enriquecido/>>.

Acesso em: jan. 2019.

Onde é guardado o lixo nuclear das usinas brasileiras? Disponível em:

<<https://super.abril.com.br/mundo-estranho/onde-e-guardado-o-lixo-nuclear-das-usinas-brasileiras/>>.

Acesso em: jan. 2019.

Videoaula sobre as diferenças entre fissão e fusão nuclear, além dos seus diferentes tipos. Disponível em:

<<https://www.youtube.com/watch?v=7rsHbyHeB3A&feature=related>>.

Acesso em: jan. 2019.

A química do tempo: carbono-14. Disponível em:

<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc16/v16_A03.pdf>.

Acesso em: jan. 2019.

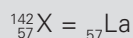
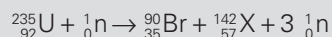
O mito do carbono-14 na Paleontologia. Disponível em:

<<https://www.blogs.unicamp.br/paleoblog/2018/05/22/o-problema-nao-e-o-13-e-o-14-o-mito-do-carbono-14-na-paleontologia/>>.

Acesso em: jan. 2019.

Exercícios Propostos

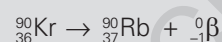
7. D



8. E

Ao emitir uma partícula beta, o número atômico (número de prótons) aumenta uma unidade, e o número de massa permanece inalterado.

Partículas beta: ${}_{-1}^0\beta$



9. D

Isótopos apresentam o mesmo número atômico (Z), ou seja, o mesmo número de prótons.



Representam isótopos, na reação de fusão nuclear apresentada, apenas ${}_1^2\text{H}$ e ${}_1^3\text{H}$.

10. 31 (01 + 02 + 04 + 08 + 16)

01. Correto. Os raios beta (1) são elétrons que se movem com grande velocidade.

02. Correto. A radiação gama (2), também chamada de raios gama, é uma onda eletromagnética que acompanha a emissão das partículas alfa e beta, e não sofre desvio ao passar por um campo elétrico.

04. Correto. A massa de 100 g de urânio-234 leva 490 000 anos para se reduzir a 25 g.

$$100 \text{ g} \xrightarrow{245\,000 \text{ anos}} 50 \text{ g} \xrightarrow{245\,000 \text{ anos}} 25 \text{ g}$$

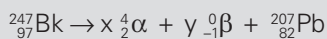
$$\text{Tempo} = 245\,000 + 245\,000 = 490\,000 \text{ anos}$$

08. Correto. Os raios alfa (3) são carregados positivamente, pois são formados pelo núcleo dos átomos de hélio (dois prótons e dois nêutrons) que se movem com grande velocidade.

16. Correto. O decaimento radioativo do urânio-234, através da emissão de uma partícula α (alfa), produz átomos de tório-230 (Z = 90).



11. B



$$247 = 4x + 0y + 207 \Rightarrow x = 10 \text{ partículas alfa}$$

$$97 = 2x - 1y + 82$$

$$97 = 20 - 1y + 82 \Rightarrow y = 5 \text{ partículas beta}$$

Q_i : quantidade inicial

Q_f : quantidade final

$$Q_f = Q_i - \frac{3}{4} Q_i = \frac{1}{4} Q_i$$

$$Q_i = \xrightarrow{t_{1/2}} \frac{Q_i}{2} \xrightarrow{t_{1/2}} \frac{Q_i}{4}$$

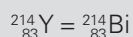
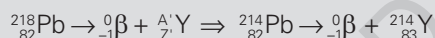
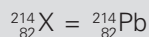
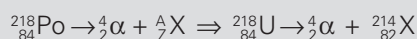
$$t = 2 \cdot t_{1/2}$$

$$t = 2 \cdot 1379 = 2758 \text{ anos}$$

12. a) Após 12 minutos de desintegração, a massa restante será de 2,5 g de polônio-218:

$$40 \text{ g} \xrightarrow{3 \text{ minutos}} 20 \text{ g} \xrightarrow{3 \text{ minutos}} 10 \text{ g} \xrightarrow{3 \text{ minutos}} 5 \text{ g} \xrightarrow{3 \text{ minutos}} 2,5 \text{ g}$$

- b) A emissão de uma partícula alfa gera o radioisótopo Pb que, por sua vez, emite uma partícula beta, produzindo Bi.

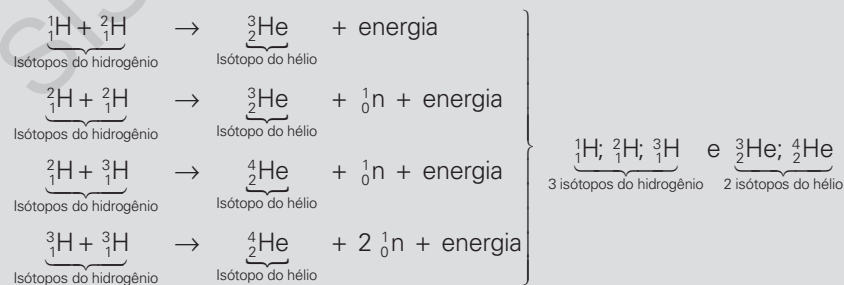


13. E

I. Correto. A quantidade de energia enviada para o espaço a cada segundo pode ser estimada pela equação de Einstein, $E = mc^2$, que relaciona energia (E) com massa (m) e com a velocidade da luz (c).

II. Incorreto. Todas as reações de fusão nuclear representadas são exotérmicas, pois liberam energia.

III. Correto. No conjunto das equações apresentadas, nota-se a presença de três isótopos (átomos com o mesmo número de prótons) do hidrogênio e dois do hélio.



14. a) Número de prótons do plutônio (${}_{94}\text{Pu}$) = 94

$$\text{Número de nêutrons do plutônio } ({}_{94}^{239}\text{Pu}) \\ = 239 - 94 = 145$$

$$\text{Número de prótons do cúrio } ({}_{96}\text{Cm}) = 96$$

$$\text{Número de nêutrons do cúrio } ({}_{96}^{242}\text{Cm}) \\ = 242 - 96 = 146$$

b) Equação nuclear de obtenção do cúrio-242:
 ${}_{94}^{239}\text{Pu} + \frac{4}{2}\alpha \rightarrow {}_{96}^{242}\text{Cm} + \frac{1}{0}\text{n}$

Equação da emissão de partículas alfa pelo cúrio-242: ${}_{96}^{242}\text{Cm} \rightarrow \frac{4}{2}\alpha + {}_{94}^{238}\text{Pu}$

15. B

a) Incorreta. A fusão nuclear ocorre quando dois ou mais núcleos se unem para produzir um novo elemento.

b) Correta. Na fissão do urânio, são formados dois novos elementos químicos: o bário e o criptônio.

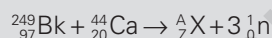


c) Incorreta. A fissão nuclear é usada para gerar eletricidade em usinas nucleares.

d) Incorreta. Alguns tipos de reações nucleares ocorrem também de forma espontânea.

e) Incorreta. O bombardeamento do urânio por um nêutron leva à liberação de dois nêutrons.

16. Equação nuclear da reação:

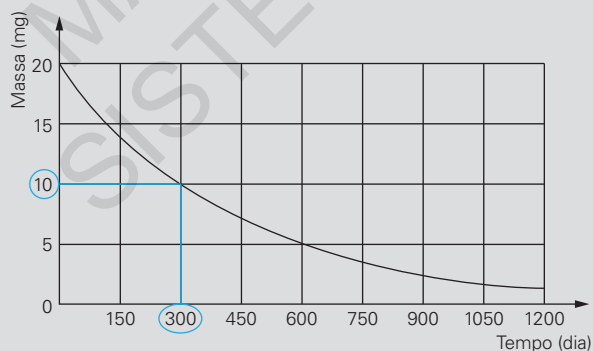


$$249 + 48 = A + 3 \cdot 1 \Rightarrow A = 294$$

$$97 + 20 = Z + 3 \cdot 0 \Rightarrow Z = 117$$



Cálculo do tempo de meia-vida:



Com base no gráfico, para metade de 20 g, têm-se um tempo de meia-vida de 300 dias.

Fórmula química do hidróxido de berquélio II:
 $\text{Bk}(\text{OH})_2$

17. A

$$320 - 310 = 10 \text{ g}$$

$$320 \xrightarrow{1} 160 \text{ g} \xrightarrow{2} 80 \text{ g} \xrightarrow{3} 40 \text{ g} \xrightarrow{4} 20 \text{ g} \xrightarrow{5} 10 \text{ g}$$

$$1 \text{ meia-vida} = 5730 \text{ anos}$$

$$5 \cdot 5730 = 28650 \text{ anos}$$

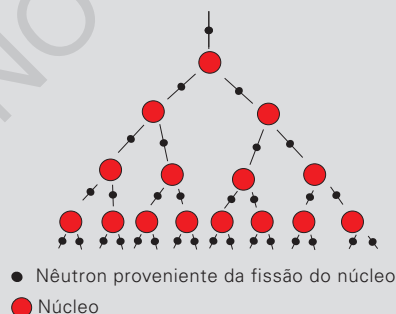
A equação ${}_{6}^{14}\text{C} \rightarrow 2 \frac{1}{0}\text{n} + {}_{6}^{12}\text{C}$ mostra o carbono-14 que, ao emitir radiação, perde dois nêutrons.

Estudo para o Enem

18. C

As reações em cadeia são iniciadas por nêutrons. Por exemplo, um núcleo de urânio-235 pode combinar-se com um nêutron e formar urânio-236, mas, como esse núcleo é instável, ele se divide em partículas de número atômico aproximado (novos núcleos) e libera mais nêutrons, os quais podem se combinar com novos átomos de urânio-236 e, assim sucessivamente, liberando uma grande quantidade de energia.

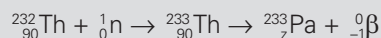
Modelo da fissão nuclear em cadeia



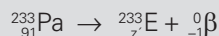
Competência: Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

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

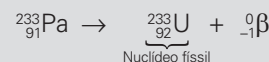
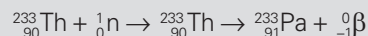
19. D



$$90 = z - 1 \rightarrow z = 91$$



$$91 = z' - 1 \rightarrow z' = 92$$



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

Início:

15 emissões beta/min · g

15 emissões beta/min ——— 1 g

n emissões beta ——— 30 g

n emissões beta = 450 emissões beta/min

Final:

1 hora = 60 min

1 min = 60⁻¹ h

6 750 emissões beta/h = 6 750 emissões beta/60 min
= 112,5 emissões beta/min

450 $\xrightarrow{t_{1/2}}$ 225 $\xrightarrow{t_{1/2}}$ 112,5

t = 2 · t_{1/2}

t = 2 · 5 730 = 11 460 anos

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 DE USO EXCLUSIVO DO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

RESPOSTAS E COMENTÁRIOS

QUÍMICA 3

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

9 ISOMERIA ESPACIAL - ÓPTICA: REGRA DE VAN'T HOFF E LE BEL E REAÇÕES ORGÂNICAS I - ADIÇÃO

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, será abordada a regra de Van't Hoff e Le Bel para o cálculo do número de isômeros. Serão estudados os casos de isomeria em compostos cíclicos e alênicos.

Serão abordadas, também, as reações de adições em compostos alcenos, alcinos, alcadienos, ciclanos e aromáticos, a reação de hidrogenação catalítica em alcenos e alcinos, segundo a regra de Markovnikov, e a reação 1,4 em alcadienos conjugados.

Para ir além

AL-BALUSHI, S. M.; AL-HAJRI, S. H. Associating animations with concrete models to enhance students comprehension of different visual representations in organic chemistry. *Chemistry Education Research and Practice*, v. 15, p. 47-58, 2014.

BRUICE, P. Y. *Química orgânica*. 4. ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2006. v. 1.

COELHO, F. A. S. Fármacos e quiralidade. *Cadernos Temáticos de Química Nova na Escola*, n. 3. p. 23-32, 2001.

DIAS, A. G.; SOARES, R. O. Quiralidade em moléculas e cristais. *Química Nova*, v. 32, n. 8. p. 2230-2233, 2009.

FERREIRA, J. T. B.; ZARBIN, P. H. G. Amor ao primeiro odor. *Química Nova na Escola*, n. 7. p. 3-6, 1998.

ISLAS, R. J.; BUHSE, T. La vida en una excursión al origen de la asimetría en la naturaleza. *Ciencias*, n. 87. p. 4-10, 2007.

KUMI, B. C.; OLIMPO, J. T.; BARTLETTA, F.; DIXON, B. L. Evaluating the effectiveness of organic chemistry textbooks in promoting representational fluency and understanding of 2D-3D diagrammatic relationships. *Chemistry Education Research and Practice*, v. 14, n. 2. p. 177-187, 2013.

McMURRY, J. *Química orgânica*. 7. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2011. v. 1.

QUADROS, A. L. Os feromônios e o ensino de química. *Química Nova na Escola*, n. 7. p. 7-10, 1998.

O ensino de reações orgânicas usando química computacional: reações de adição eletrofílica a alcenos. Disponível em:

<http://quimicanova.sbg.org.br/imagebank/pdf/Vol31No5_1243_54-ED06465.pdf>.

Acesso em: dez. 2018.

Exercícios propostos

7. E

a) Incorreto. Não apresenta composto meso.

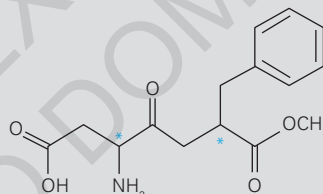
b) Incorreto. Forma uma mistura racêmica.

c) Incorreto. Possui oito isômeros ópticos ativos: quatro dextrogiros e quatro levogiros.

d) Incorreto. Possui três isômeros ópticos ativos: um levogiro, um dextrogiro e um meso, e forma uma mistura racêmica.

e) Correto.

8. O composto apresenta dois carbonos assimétricos.



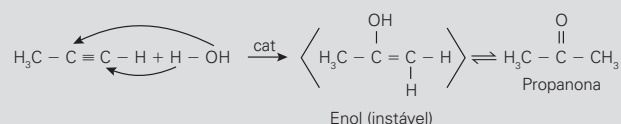
Assim, $2^2 = 4$.

9. D

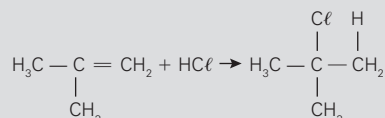
É importante perceber que, na adição de haletos de hidrogênio nos alcinos, também se segue a regra de Markovnikov (o hidrogênio entra no carbono mais hidrogenado, enquanto o halogênio segue para o carbono menos hidrogenado). Na reação proposta, como há dois mols de HBr, o produto formado é um di-haleto, com os dois halogênios no mesmo carbono.

10. A reação de hidratação do eteno ocorre porque a dupla-ligação entre os carbonos, quimicamente ativa, é atacada por água em meio ácido.

11. D



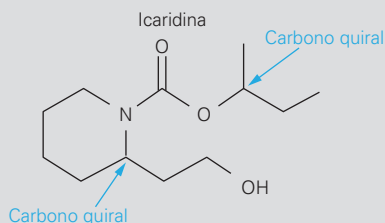
12. Nessa reação, há a formação do 2-clorometilpropano.



13. D

Para se formar um álcool terciário, o hidrocarboneto C_5H_{12} (alcano) deve ser ramificado, pois o alcano, ao sofrer desidrogenação, forma um alceno ramificado. O alceno ramificado, ao sofrer hidratação em meio ácido, forma um álcool terciário.

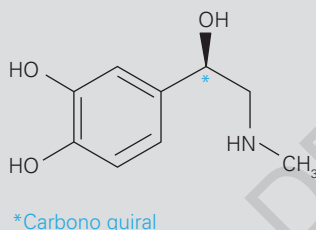
14. A molécula de icaridina apresenta dois carbonos quirais.



Assim, $2^2 = 4$ isômeros ópticos.

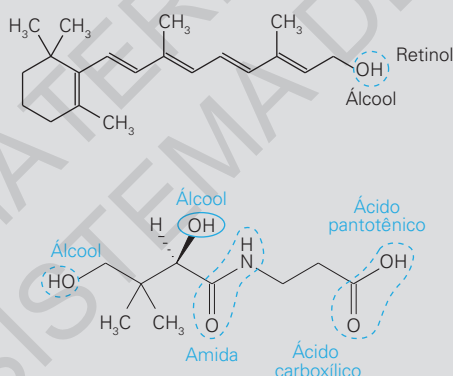
15. A

Para que tenha isômeros opticamente ativos (IOA), é necessário que a molécula tenha carbonos quirais, os quais são carbonos assimétricos, com quatro ligantes diferentes.



IOA = $2^n = 2^1 = 2$

16. a)

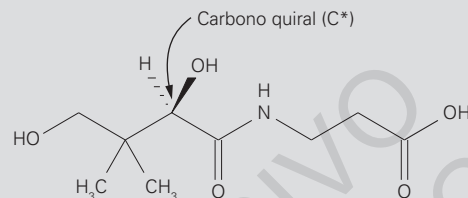


b) A vitamina B5 apresenta grupos altamente po-

lares $\left(\begin{array}{c} -OH, -NH \\ | \\ H \end{array} \right)$ que fazem ligações de hidrogênio

com as moléculas polares da água, o que promove a dissolução da vitamina B5 na água (hidrossolúvel). Já na vitamina A, predomina a cadeia

hidrocarbônica, a qual é apolar, o que propicia a interação com as moléculas praticamente apolares dos lipídios e, conseqüentemente, a sua dissolução nesses compostos (lipossolúvel).

c) A vitamina B5 apresenta isomeria óptica, pois possui um átomo de carbono quiral (C^*).

Assim, $2^n = 2^1 = 2$.

17. D

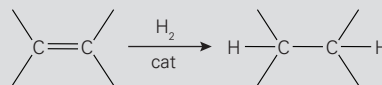
O produto da adição de um mol de bromo a um mol no bromoetino não apresenta isômeros geométricos em razão da presença de dois ligantes iguais no carbono da dupla-ligação.



Estudo para o Enem

18. C

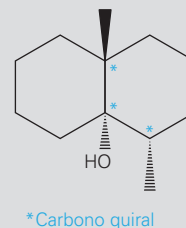
A margarina é produzida a partir do óleo vegetal, por meio da hidrogenação catalítica. Esse processo é uma reação de adição em que uma cadeia carbônica insaturada, ou seja, que apresenta ligações pi (π), transforma-se em outra mais saturada.



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



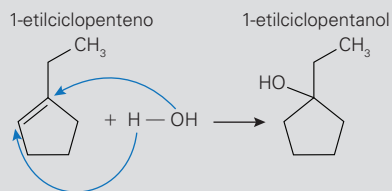
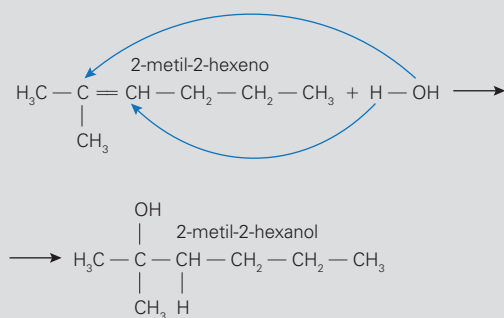
*Carbono quiral

$$IOA = 2^n = 2^3 = 8$$

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.

20. 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.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

10 REAÇÕES ORGÂNICAS II - SUBSTITUIÇÃO E ELIMINAÇÃO

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudadas as reações de substituição em compostos orgânicos, sendo as principais as de halogenação, nitração e sulfonação. Deixar claro que as reações de substituição dos alcanos ocorrem somente por meio radicalar, em razão da estabilidade dos alcanos. Além disso, devem ser discutidas com os alunos a estabilidade do benzeno e, conseqüentemente, as reações de substituição que esse composto pode sofrer (halogenação, nitração, sulfonação, acilação e alquilação). Os derivados do benzeno sofrem reação de substituição orientada pelos grupos substituintes existente no anel (orto-para-dirigentes e meta dirigentes).

Serão estudadas, também, as reações de eliminação, que podem ocorrer de duas maneiras: intermolecular e intramolecular. Tais reações também ocorrem em condições específicas, pois sempre há concorrência com as reações de substituição.

Para ir além

Nitração aromática: substituição eletrofílica ou reação com transferência de elétrons? Disponível em:

<http://quimicanova.sbq.org.br/imagebank/pdf/Vol24No3_381_14.pdf>.

Acesso em: dez. 2018.

Estudo teórico sobre a regioquímica em reações de substituição eletrofílica aromática de derivados dissubstituídos. Disponível em:

<<http://sec.sbq.org.br/cdrom/32ra/resumos/T2308-1.pdf>>.

Acesso em: dez. 2018.

FUHRHOP, J.; PENZLIN, G. *Organic synthesis*, 2. ed. Nova York: VCH Pub, Inc., 1994.

MARCH, J. *Advanced organic chemistry: reactions, mechanisms, and structure*. 4. ed. Nova York: John Wiley & Sons, 1992.

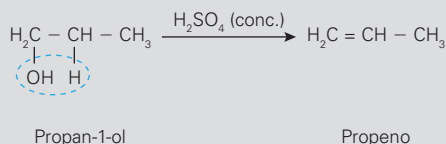
SMITH, M. B. *Síntese orgânica*. 4. ed. Rio de Janeiro: Elsevier, 2017.

Exercícios propostos

7. A

I) Correta.

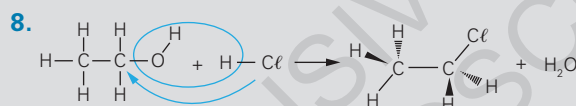
A desidratação intramolecular do propan-1-ol forma o propeno.



II) Correta. Em ambas as desidratações, o ácido

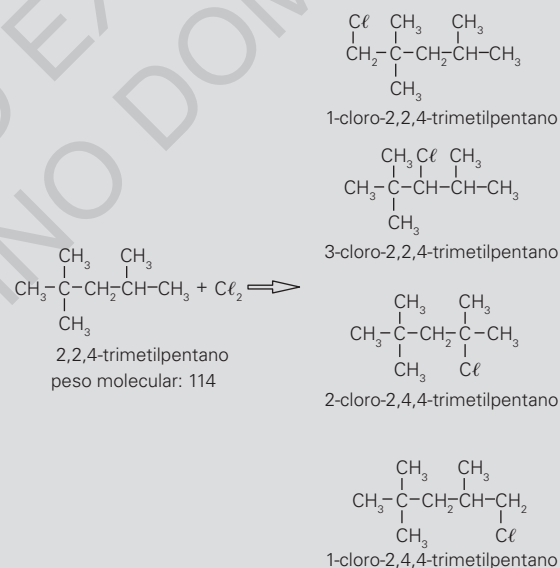
sulfúrico (H_2SO_4) concentrado age como agente desidratante.

III) Incorreta. A reação de formação do alceno apresenta $\Delta H > 0$ (endotérmica), logo é favorecida por temperaturas mais elevadas. A reação de desidratação intermolecular apresenta $\Delta H < 0$ (exotérmica), logo é favorecida por temperaturas mais baixas.

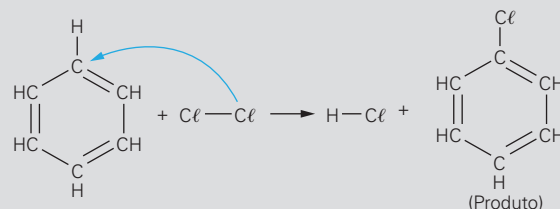


Nome do produto formado: cloreto de etila.

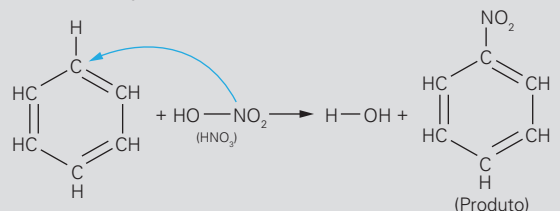
9. A



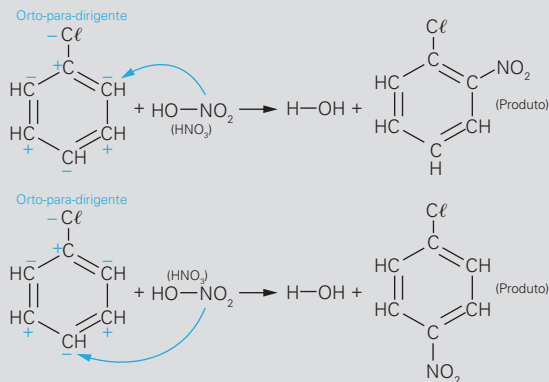
10. a) Produto derivado da monocloração do benzeno com o Cl_2 :



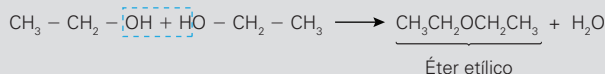
b) Produto derivado da mononitração do benzeno com HNO_3 :



c) Produtos derivados da mononitração da substância clorada do item (a) com HNO_3 :



11. C

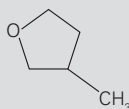


12. a) Ciclopentanol

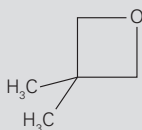
b) A desidratação intramolecular de um álcool, em meio ácido, leva à eliminação de água, gerando um alceno:



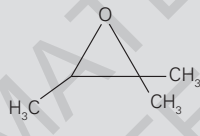
c) Temos:



ou

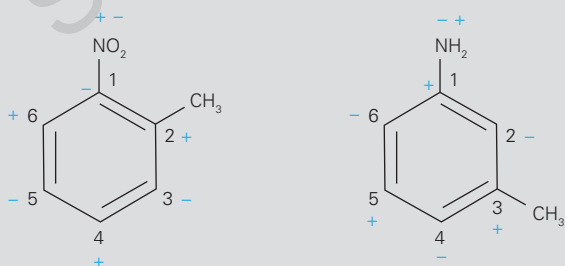


ou



13. C

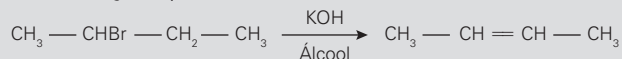
Os hidrogênios ligados aos carbonos "negativos" do anel no processo de indução (efeito mesômero) são substituídos.



I – 5 e 3

II – 6, 2 e 4

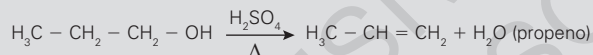
14. A reação que ocorre é:



Formação do but-2-eno

15. A

A primeira reação é uma desidratação intramolecular que ocorre em meio ácido e sob alta temperatura, gerando um alceno.



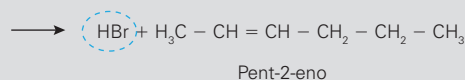
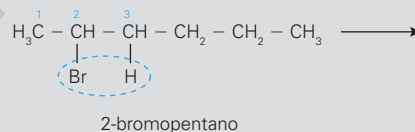
A segunda reação é uma hidratação ácida, e, segundo a regra de Markovnikov, o hidrogênio da molécula de água "entra" no carbono mais hidrogenado, e a hidroxila "entra" no carbono menos hidrogenado.



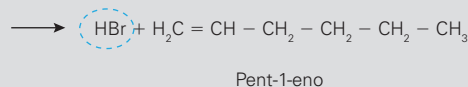
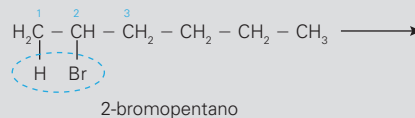
O composto II é isômero de posição do 1-propanol.

16. F – F – V – V – F

Reações de eliminação do 2-bromopentano:



Produto principal



Falsa. O produto A é o majoritário, de acordo com a regra de Saytzeff.

Falsa. Apenas o produto A apresenta isomeria *cis-trans*.

11 REAÇÕES DE OXIDAÇÃO DE ALCENOS E DE ÁLCOOIS E REAÇÕES DE REDUÇÃO

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudados os processos de oxidação e redução de compostos orgânicos pela verificação da variação do Nox. Além disso, serão vistos os tipos de reação oxidativa, tais como oxidação branda, enérgica e ozonólise. Veremos que, na ozonólise, a presença do zinco metálico tem a finalidade de impedir a oxidação do aldeído formado.

Serão abordadas, da mesma forma, as reações de oxidação que ocorrem com os álcoois, assim como as reações de redução que os produzem.

Para ir além

Reações de oxidação do cicloexeno catalisadas pelo MnTPPCl/MCM-41, utilizando H₂O₂ e TBHP. *Sociedade Brasileira de Química (SBQ)*. Disponível em:

<<http://sec.sbq.org.br/cdrom/29ra/resumos/T0667-1.pdf>>.

Acesso em: dez. 2018.

Ozonólise: a busca por um mecanismo. *Química Nova*. Disponível em:

<http://quimicanova.sbq.org.br/imagebank/pdf/Vol35No7_1482_33-ED11855.pdf>.

Acesso em: dez. 2018.

BRAATHEN, C. Hábito culpado: o princípio químico do bafômetro. *Química Nova na Escola*, n. 5, p. 3-5, 1997.

FERREIRA, E. C.; MONTES, R. A química da produção de bebidas alcoólicas. *Química Nova na Escola*, n. 10, p. 50-51, 1999.

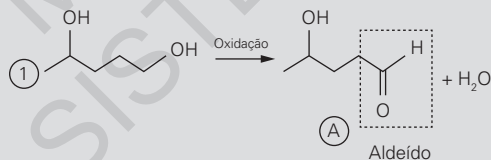
FERREIRA, G. A. L.; MÓL, G.; SILVA, R. R. Bafômetro: um modelo demonstrativo. *Química Nova na Escola*, n. 5, p. 32-33, 1997.

MENDONÇA, R. J.; CAMPOS, A. F.; JÓFILI, Z. M. S. O conceito de oxidação-redução nos livros didáticos de química orgânica do ensino médio. *Química Nova na Escola*, n. 20, p. 45-48, 2004.

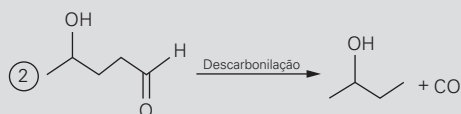
Exercícios propostos

7. D

O produto A precisa apresentar um grupo aldeído.



O produto B precisa conter um átomo de oxigênio e um átomo de carbono a menos do que o composto A.

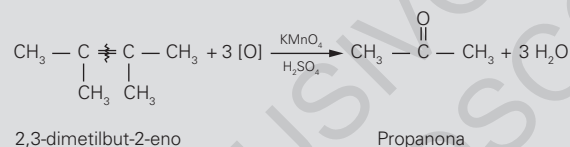


8. A

A reação de ozonólise do ciclo-hexeno produz o composto hexanodial.

9. D

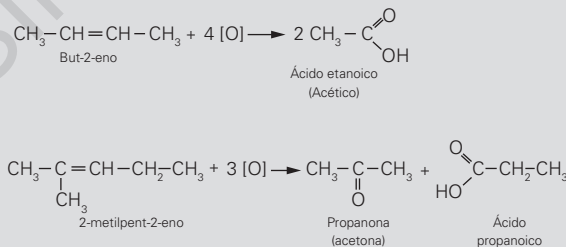
A reação de ozonólise do 2,3-dimetilbut-2-eno produz propanona (acetona), conforme esquematizado a seguir.



10. a) Não, porque, se fosse oxidado completamente, deveria produzir CO₂ e H₂O.

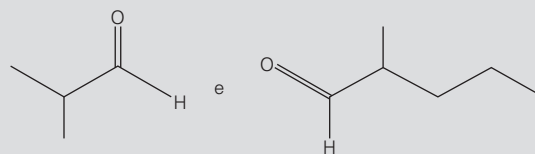
b) A pessoa alcoolizada, ao soprar por um tubo descartável, promove uma reação química com geração de corrente elétrica, pela qual os elétrons passam através de um circuito elétrico e são detectados exatamente pela geração de uma corrente elétrica.

11. E



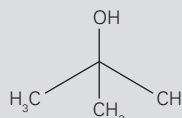
12. a) 2,5-dimetil-3-octeno

b)



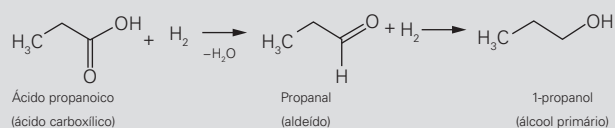
13. D

Álcoois terciários não se oxidam em soluções com permanganato de potássio. O único álcool terciário, das alternativas, que não é capaz de reagir é o 2-metilpropan-2-ol.

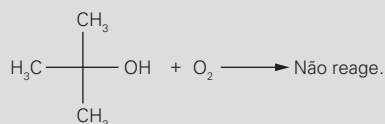


14.28 (04 + 08 + 16)

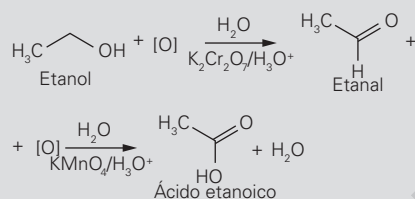
01) Incorreto. A redução dos ácidos carboxílicos forma aldeído e, posteriormente, álcool primário.



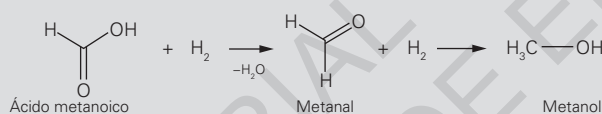
02) Incorreto. O terc-butanol é um álcool terciário, ou seja, é um álcool que possui a hidroxila ligada a um átomo de carbono ligado a três outros átomos de carbono. Álcoois terciários não sofrem oxidação.



04) Correto. A oxidação de álcoois primários origina, primeiramente, um aldeído e, em seguida, um ácido carboxílico.



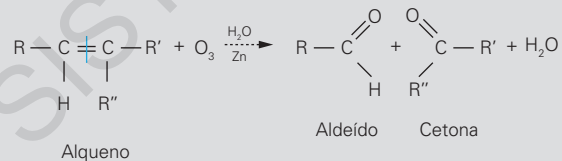
08) Correto. A redução de ácidos carboxílicos dá origem a álcoois primários.



16) Correto. Aldeídos podem ser reduzidos a álcoois primários, conforme ilustrado no item anterior.

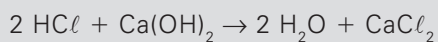
15. D

Genericamente, podemos representar a ozonólise do 4-metil-oct-4-eno por:

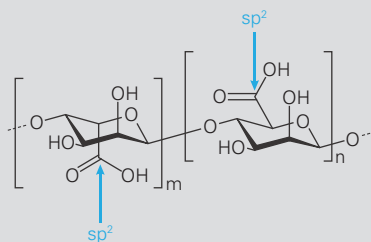


16.a) Equação química de neutralização total:

CaCl_2 (cloreto de cálcio)

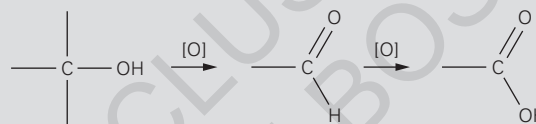


b) Com base na análise da estrutura do alginato, vem:



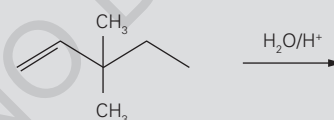
Número de carbonos trigonais planos (sp^2) que estão representados na figura: $m + n$.

c) Caso ocorra um processo de oxidação alcoólica total, a função orgânica que pode ser gerada é o ácido carboxílico.

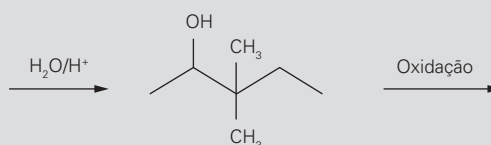


17. B

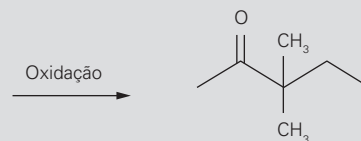
O processo descrito pode ser representado por:



3,3-dimetil-1-penteno (alceno)



3,3-dimetil-2-pentanol (X = álcool secundário)



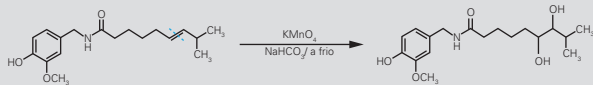
3,3-dimetilpentanona (Y = cetona)

Estudo para o Enem

18. A

Os alcenos são oxidados pelo KMnO_4 (permanganato de potássio) em meio básico (NaHCO_3 ou Na_2CO_3) ou em meio neutro, formando diálcoois

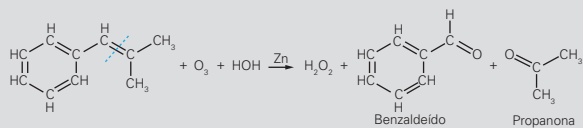
vicinais denominados glicóis. O oxidante brando mais usado é o $\text{KMnO}_4/\text{NaHCO}_3$, conhecido como reativo de Baeyer. Em solução alcalina e fria, o KMnO_4 é um oxidante brando.



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



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

Como o etanol é um álcool primário, o agente oxidante (dicromato de potássio, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) oxida-o a um aldeído; nesse caso, ao aldeído acético ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$).

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.

12 REAÇÕES DE ESTERIFICAÇÃO E HIDRÓLISE E REAÇÕES DE SAPONIFICAÇÃO E TRANSESTERIFICAÇÃO

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão discutidas duas reações específicas: a esterificação e a hidrólise ácida. As reações serão abordadas em sistema fechado, ou seja, com a formação de um equilíbrio entre as duas reações. Para a reação de esterificação, será estudada, de forma sucinta, a reação do glicerol com ácido graxo para a formação de triglicerídeos.

Neste módulo, serão discutidas, também, as reações de transesterificação e saponificação. Serão abordadas a síntese do biodiesel através da transesterificação e a formação de sabões pela reação de saponificação, bem como as propriedades do sabão.

Para ir além

Confirmando a esterificação de Fischer por meio dos aromas. Disponível em:

<<http://qnesc.sbg.org.br/online/qnesc19/a11.pdf>>.

Acesso em: jan. 2019.

A reação de transesterificação, algumas aplicações e obtenção do biodiesel. Disponível em:

<http://qnint.sbg.org.br/qni/popup_visualizarConceito.php?idConceito=66&semFrame=1>.

Acesso em: jan. 2019.

Biodiesel: uma alternativa de combustível limpo. Disponível em:

<http://qnesc.sbg.org.br/online/qnesc31_1/11-EEQ-3707.pdf>.

Acesso em: jan. 2019.

Transesterificação de óleos vegetais. Disponível em:

<<http://biq.iqm.unicamp.br/arquivos/teses/vtIs000386845.pdf>>.

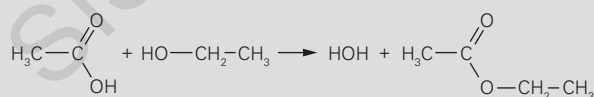
Acesso em: jan. 2019.

Exercícios Propostos

7. Aroma de pera (acetato de etila): $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$

Reagentes: CH_3COOH (ácido acético) e $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ (álcool etílico)

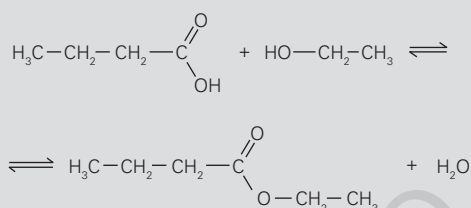
Formação do acetato de etila ($\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$) pela reação de esterificação:



8. 1 triglicerídeo + 3 álcoois \rightleftharpoons 1 glicerina + 3 biodieseis

9. D

A reação ocorre entre o ácido butanoico e o álcool etílico, conforme reação a seguir.

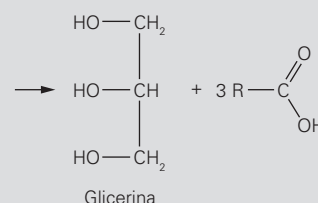
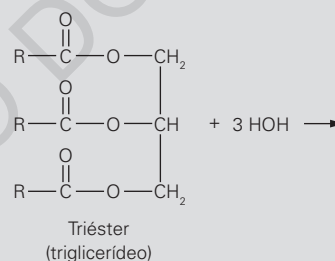


10. 24 (08 + 16)

01. Incorreta. A constituição química da membrana plasmática é lipoproteica, isto é, é formada por uma bicamada lipídica onde se deslocam proteínas.

02. Incorreta. O sabão é um sal de ácido graxo de cadeia carbônica longa, derivado de um ácido graxo proveniente de óleos ou gorduras.

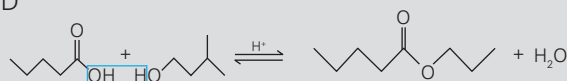
04. Incorreta. O subproduto da reação de saponificação de triésteres é a glicerina, que, se mantida no sabão, tem ação umectante na pele.



08. Correta. A membrana plasmática celular é similar ao sabão em solução aquosa, pois ambos têm uma região hidrofílica, que possui boa interação com a água, e uma região hidrofóbica, que possui boa interação com óleos e gorduras.

16. Correta. A formação de micelas de detergentes dissolvidos em água, com gotículas de óleos ou gorduras, é chamada emulsificação.

11. D

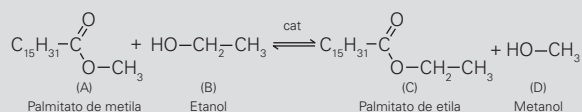


12. 23 (01 + 02 + 04 + 16)

01. Correto. O reagente B representa o etanol se R" for ($-\text{CH}_2-\text{CH}_3$), ou seja, uma cadeia constituída de dois carbonos unidos por uma ligação sigma.

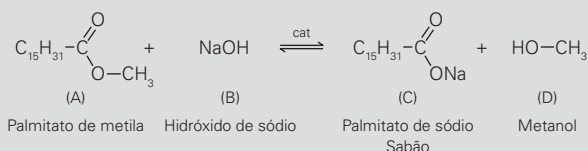
02. Correto. A reação química esquematizada pode ser chamada de transesterificação (éster + álcool → éster + álcool).

04. Correto. Se o reagente A for o palmitato de metila e o reagente B for o etanol, o produto C será chamado palmitato de etila.



08. Incorreto. Em condições ambientes, a diferença física entre óleos (geralmente líquidos) e gorduras (geralmente sólidas) está justificada pela quantidade de insaturações presentes em suas estruturas. Assim, quanto maior o número de saturações na cadeia, maior a tendência de a espécie ser uma gordura.

16. Correto. Se o reagente B for substituído por NaOH, o produto C será um sabão, pois ocorrerá uma reação de saponificação.



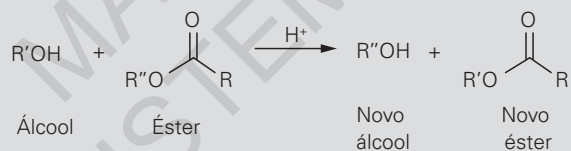
13. B

Os reagentes necessários para a produção do éster etanoato de etila são, respectivamente, ácido etanoico e álcool etílico (etanol).

14. a) O catalisador possui a função de acelerar a reação de transesterificação sem interferir na quantidade de produtos formados.

b) Diminui a quantidade de óleos descartados no meio ambiente e reduz a quantidade de poluentes gasosos lançados na atmosfera.

c)

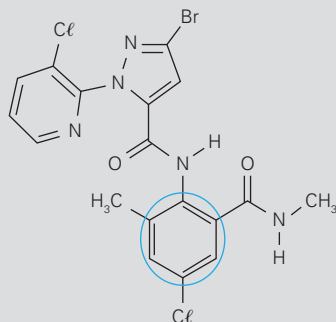


d) A glicerina pode ser utilizada como umectante em sabões e hidratantes corporais, pois ela é um triálcool que possui em sua estrutura grupos -OH que podem formar ligações de hidrogênio com a água, retendo-a.

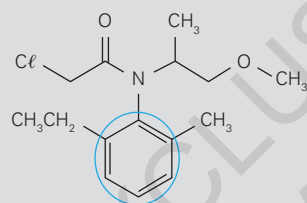
15. E

a) Incorreto. Todos os herbicidas apresentam anel aromático.

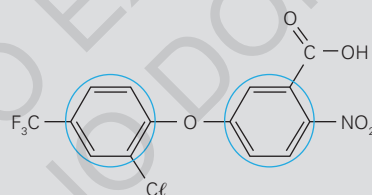
Clorantraniliprole



Acetocloro



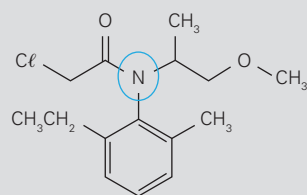
Acifluorfema



b) Incorreto. Nenhum dos dois herbicidas apresenta carbono quiral.

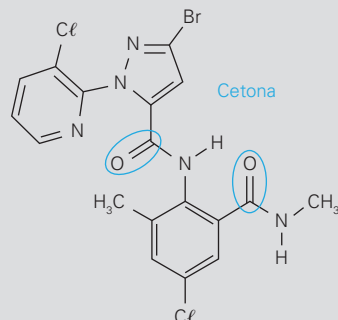
c) Incorreto. A função amida também está presente no acetocloro.

Acetocloro

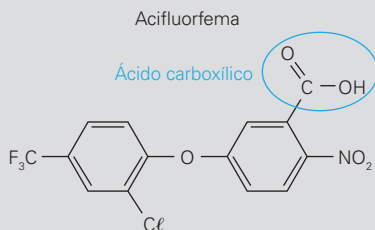


d) Incorreto. O oxigênio presente no clorantraniliprole caracteriza a função orgânica cetona.

Clorantraniliprole



e) Correto. O acifluorfema possui um grupo carboxílico que pode sofrer reação de esterificação, formando um éster.



16. a) Solubilidade do KOH em etanol a 25 °C = 40 g em 100 mL

Adicionou-se 1,5 g de KOH a 35 mL de etanol, agitando-se continuamente a mistura.

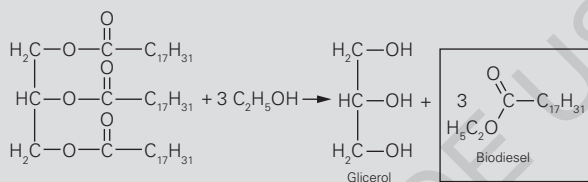
100 mL (etanol) ————— 40 g de KOH

35 mL (etanol) ————— m_{KOH}

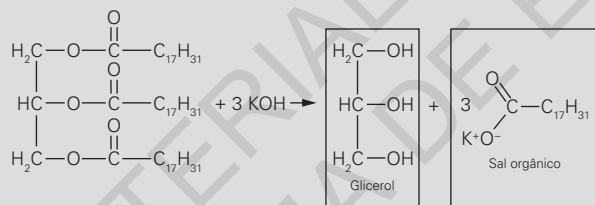
$m_{\text{KOH}} = 14$ g (valor máximo que pode ser dissolvido)

Foi colocado 1,5 g, portanto toda a quantidade de KOH empregada no procedimento descrito dissolveu-se.

b)

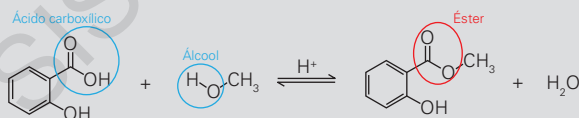


c) Utilizando-se excesso de solução de KOH em água, vem:



17. B

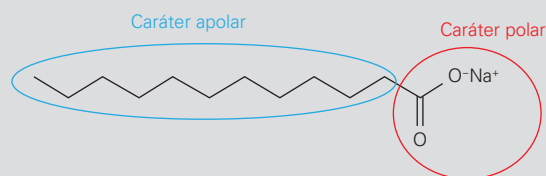
A esterificação ocorre quando um ácido carboxílico reage com um álcool produzindo éster e água, sendo que a reação inversa é denominada reação de hidrólise.



Estudo para o Enem

18. B

Um exemplo de uma molécula de sabão é o docedecanoato de sódio, cuja estrutura química está mostrada a seguir.



O sabão possui em sua molécula uma cadeia orgânica apolar e uma extremidade polar. A cadeia apolar mistura-se com a sujeira (gordura), já a parte polar da cadeia interage 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.

19. C

Como a água é polar, ela interage fortemente com

o grupo polar do tensoativo, $\left(\begin{array}{c} \text{O} \\ \vdots \\ \text{C}^{\ominus} \\ \vdots \\ \text{O} \end{array} \right)$, represen-

tado por \bullet . Como a outra parte do tensoativo é hidrofóbica, o arranjo é mais bem representado esquematicamente por:



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

A ausência de água no meio reacional faz-se necessária para evitar a hidrólise dos ésteres no meio reacional e a formação de sabão, ou seja, para que não ocorra saponificação.

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.

13 POLÍMEROS DE ADIÇÃO E CONDENSAÇÃO

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão apresentados a formação dos polímeros pela adição de monômeros e alguns exemplos referentes a eles. Um tópico importante a ser abordado é a diferenciação entre a borracha natural e a vulcanizada.

Neste módulo, serão discutidos a formação de polímeros por condensação e alguns exemplos desses polímeros com suas respectivas aplicações. Os principais polímeros de condensação apresentados neste módulo são referentes às funções orgânicas: poliamidas, polifenóis, poliéster, policarbonatos e silicones. Na formação das poliamidas, prezamos por uma atenção especial à formação das ligações peptídicas. Por fim, apresentamos a relação entre polímeros e calor, classificando-os em polímeros termoplásticos e termofixos.

Para ir além

Borracha sintética cola-se automaticamente depois de rasgada. Disponível em:

<www.inovacaotecnologica.com.br/noticias/>.

Acesso em: mar. 2019.

CAETANO, M. A descoberta da vulcanização. Disponível em:

<<https://www.ctborracha.com/borracha-sintese-historica/vulcanizacao/>>.

Acesso em: mar. 2019.

CARVALHO, G. C. A.; LICCO, E. A. Valorização de resíduos: produção de galalite a partir de leite não comercializado. Disponível em:

<http://www1.sp.senac.br/hotsites/blogs/revistainiciacao/wp-content/uploads/2017/11/2-245_ARTIGO_ORIGINAL_FINAL.pdf>.

Acesso em: mar. 2019.

Biodegradação: uma alternativa para minimizar os impactos decorrentes dos resíduos plásticos. Disponível em:

<<http://qnesc.sbg.org.br/online/qnesc22/a03.pdf>>.

Acesso em: jan. 2019.

Polímeros sintéticos. Disponível em:

<<http://qnesc.sbg.org.br/online/cadernos/02/polimer.pdf>>.

Acesso em: jan. 2019.

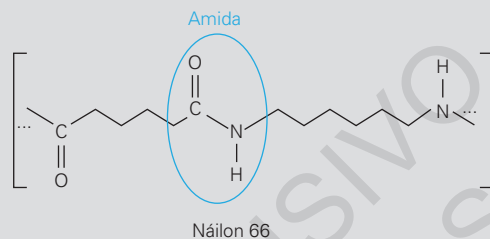
Exercícios Propostos

7. A

Polímeros são macromoléculas formadas por meio de unidades estruturais menores (os monômeros). Os polímeros sintéticos são aqueles produzidos por meio de procedimentos industriais, de maneira artificial, ou seja, são sintetizados pelo homem.

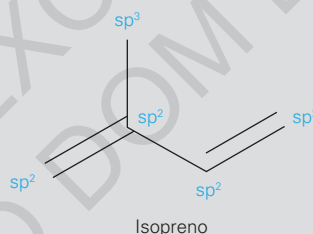
8. A

A poliamida (polímero pertencente à classe funcional amida) é obtida por meio da condensação do ácido adípico (ácido carboxílico) com a hexametilenodiamina (amina).



9. E

I. Incorreta. A molécula de isopreno apresenta 4 carbonos sp^2 e 1 carbono sp^3 .



II. Correta. Apresentam ligantes iguais, posicionadas no mesmo lado do plano, configuração Z.

III. Incorreta. Todos os hidrocarbonetos são apolares, portanto não apresentam ligações de hidrogênio entre suas cadeias.

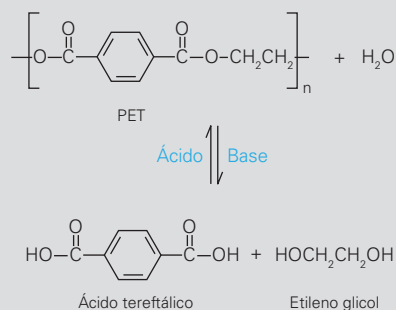
IV. Incorreta. A nomenclatura oficial será: metilbut-1,3-dieno ou 2-metilbut-1,3-dieno.

10. 13 (01 + 04 + 08)

01. Correto. A reação de despolimerização do PET pode ser caracterizada como uma hidrólise (HOH) básica de éster.

02. Incorreto. O PET é obtido por meio de uma polimerização de condensação.

04. Correto. O PET pode ser obtido pela reação de esterificação do ácido tereftálico com etileno glicol em meio ácido.



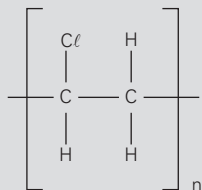
04. Correta.

08. Correta.

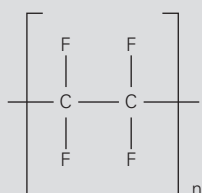
16. Correta.

15. A

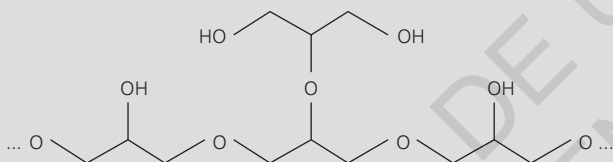
Filme de PVC (II):



Teflon (I):



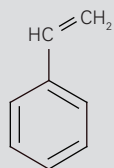
16. a) A polimerização ocorre quando os grupos —OH do glicerol se unem, formando água. Uma possibilidade de segmento do polímero ramificado envolvendo quatro moléculas de glicerol é:



b) A polimerização transforma a função álcool na função éter, o que diminui a polaridade do composto obtido, ou seja, quanto maior o grau de polimerização, menor a polaridade do polímero obtido. Como o polímero 1 é o mais solúvel em etanol (solvente polar), este é o que apresenta menor grau de polimerização.

17. C

O poliestireno (PS) é um polímero sintético de adição, que é formado pela adição sucessiva de monômeros do estireno, também chamado de vinilbenzeno.

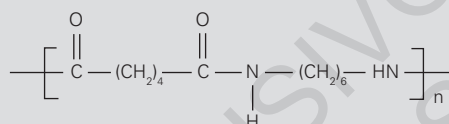


Estudo para o Enem

18. D

Os polímeros de condensação são macromoléculas formadas por meio de reações de polimerização em que dois monômeros (iguais ou diferentes) unem-se, eliminando uma molécula pequena, que não fará parte do polímero. A função amida é a união de um ácido carboxílico com a amina, eliminando uma molécula de água.

O náilon é um polímero que apresenta a função 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.

19. E

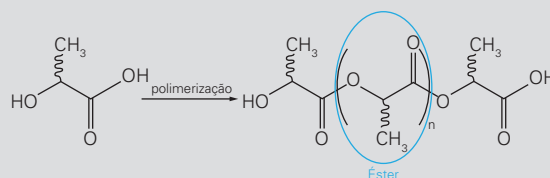
Poliétileno de alta densidade (PEAD), polietileno tereftalato (PET), polipropileno (PP) e policloreto de vinila (PVC) são polímeros sintéticos (fabricados artificialmente).

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

Verifica-se a formação da função éster no elo de repetição do polímero, ou seja, tem-se um poliéster.



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 BIOMOLÉCULAS - LIPÍDIOS, CARBOIDRATOS E PROTEÍNAS

Comentário sobre o módulo

Neste módulo, será abordado o tema de lipídios com foco nos lipídios simples, destinando uma atenção especial aos glicerídios. O módulo tem por objetivo mostrar a formação principalmente dos óleos e das gorduras, bem como suas propriedades e diferenciações, além de apresentar a conversão de óleos em gorduras pelo processo de hidrogenação. Apresentaremos, também, a formação dos cerídeos e suas propriedades, mas sem grandes aprofundamentos.

Neste módulo, serão abordadas, também, as biomoléculas de proteínas e carboidratos. Para os carboidratos, será apresentada a sua classificação quanto à quantidade de aldoses ou cetoses (monossacarídeo, oligossacarídeo e polissacarídeo), com exemplos de substâncias de cada uma dessas classes. Já para as proteínas, o foco será sua formação, que ocorre por meio das ligações peptídicas.

Ao final do módulo, serão brevemente apresentadas as diferentes formas estruturais das proteínas.

Para ir além

Interpretação de rótulos de alimentos no ensino de química. Disponível em:

<http://qnesc.sbjq.org.br/online/qnesc31_1/07-RSA-1007.pdf>.

Acesso em: jan. 2019.

O que é uma gordura trans? Disponível em:

<http://qnesc.sbjq.org.br/online/qnesc32_2/04-CCD-9509.pdf>.

Acesso em: jan. 2019.

A bioquímica como ferramenta interdisciplinar. Disponível em:

<<http://qnesc.sbjq.org.br/online/qnesc19/a06.pdf>>.

Acesso em: jan. 2019.

O que são adoçantes? Disponível em:

<<https://abioquimicacomoelae.com.br/6-numeros-anteriores/numero-3/textos/o-que-sao-adoçantes/>>.

Acesso em: jan. 2019.

Proteínas: hidrólise, precipitação e um tema para o ensino de química. Disponível em:

<<http://qnesc.sbjq.org.br/online/qnesc24/ccd1.pdf>>.

Acesso em: jan. 2019.

Tabela com os 20 aminoácidos que compõem as proteínas. Disponível em:

<http://www.fcar.unesp.br/alimentos/bioquimica/imagens/TABELA_AA.GIF>

Acesso em: jan. 2019.

Exercícios Propostos

7. A

a) Correta. A molécula ilustrada é formada por um ácido carboxílico e um grupo amino, formando um aminoácido.

b) Incorreta. A molécula apresenta três carbonos em sua cadeia principal.

c) Incorreta. O nome correto é ácido-2-amino-propanoico.

d) Incorreta. A molécula apresenta 11 ligações simples e uma dupla-ligação.

e) Incorreta. A cadeia desse aminoácido é homogênea e saturada.

8. 30 (02 + 04 + 08 + 16)

01. Incorreto. São chamados de ácidos graxos de cadeia saturada aqueles que apresentarem ligações simples entre os carbonos da cadeia.

02. Correto. Uma dieta saudável deve conter certa quantidade de gorduras e óleos, pois são necessários para o organismo absorver as vitaminas lipossolúveis (A, D, E, K).

04. Correto. Glicerídios são constituídos por moléculas do álcool glicerol, ligadas a uma, duas, ou três moléculas de ácidos graxos.

08. Correto. Óleos e gorduras são glicerídios e diferem quanto à temperatura de fusão: óleos são líquidos à temperatura ambiente e gorduras são sólidas.

16. Correto. Por meio de uma reação química, por adição de hidrogênio às duplas-ligações das moléculas de óleos vegetais, obtêm-se produtos de consistência pastosa à temperatura ambiente.

9. A

A lactose é um carboidrato (**dissacarídeo**) encontrado em diversos tipos de leite e, juntamente com as gorduras, é uma das fontes de energia para filhotes de mamíferos. A estrutura dessa molécula apresenta numerosos grupos funcionais (OH ligado a carbono saturado) característicos dos álcoois, que conferem a ela boa solubilidade em água, pois fazem ligações de hidrogênio. A digestão da lactose exige uma enzima específica, a lactase, que normalmente os filhotes de mamíferos possuem, mas não os adultos. A lactase é uma proteína que age como catalisador, acelerando a reação de quebra da molécula da lactose, pois diminui a energia de ativação do processo.

10.22 (02 + 04 + 16)

01. Incorreta. As gorduras trans são produzidas por um processo de redução catalítica (adição de hidrogênio).

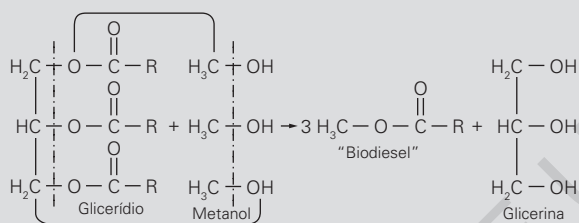
02. Correta. Sabões podem ser produzidos por uma reação ácido-base entre uma base forte e um ácido graxo de cadeia longa.

04. Correta. As gorduras de origem animal são constituídas essencialmente de ácidos graxos saturados, e os óleos vegetais apresentam cadeias saturadas, monoinsaturadas e poli-insaturadas.

08. Incorreta. Óleos vegetais poli-insaturados são líquidos e, pelo processo de hidrogenação, tornam-se sólidos, em temperatura ambiente.

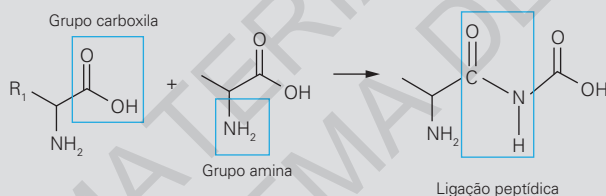
16. Correta. Por meio de uma reação de transesterificação, é possível produzir biodiesel. Para isso, reage-se um óleo vegetal na presença de um álcool de cadeia curta e de um catalisador.

Exemplo:



11. A

a) Correta. Os peptídeos são biomoléculas formadas pela ligação de aminoácidos por meio de ligações peptídicas realizadas entre um grupo amina e um grupo carboxila.



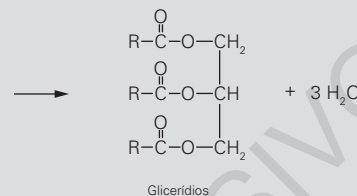
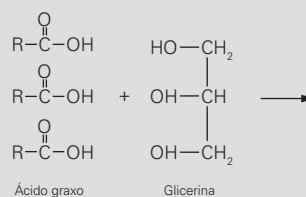
b) Incorreta. Embora um antioxidante iniba a oxidação de outras moléculas, uma reação de oxidação irá formar radicais livres.

c) Incorreta. A placa de Petri é um recipiente cilíndrico, que pode ser de vidro ou plástico, utilizado para desenvolver meio de cultura bacteriológico.

d) Incorreta. Um peptídeo é resultado do processamento de proteínas.

12. a) Gorduras, ou lipídios, são ésteres formados por meio da reação química entre ácidos graxos e álcoois (glicerol).

b)



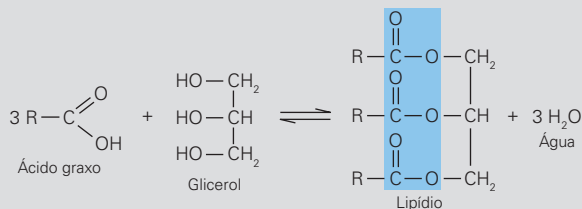
c) No estômago e nos intestinos, existem enzimas denominadas lipases, que catalisam a hidrólise (quebra) dos óleos e das gorduras com a formação de álcoois e ácidos graxos.

13. A

As proteínas são o resultado da união de aminoácidos por meio de ligações peptídicas, ou seja, a parte ácida (ácido carboxílico) de um aminoácido com a parte básica (amina) de outro aminoácido, e, com isso, elimina-se molécula de água.

14. Como a butirina está presente na manteiga e é utilizada na produção de margarina, conclui-se que ela é um lipídio. Os lipídios do tipo glicerídeos são ésteres derivados de ácido graxo e glicerol.

Industrialmente, a fabricação de margarina é feita pela hidrogenação catalítica de óleos (possuem cadeia predominantemente insaturada).



15. E

I. Correto. Todas as substâncias fazem parte da classe dos carboidratos ($\text{C}_x(\text{H}_2\text{O})_y$).

II. Incorreto. Quando o sinal mostrado entre parênteses for positivo, o sentido do desvio do plano da luz polarizada será horário (direita) e, quando for negativo, o sentido do desvio do plano da luz polarizada será anti-horário (esquerda).

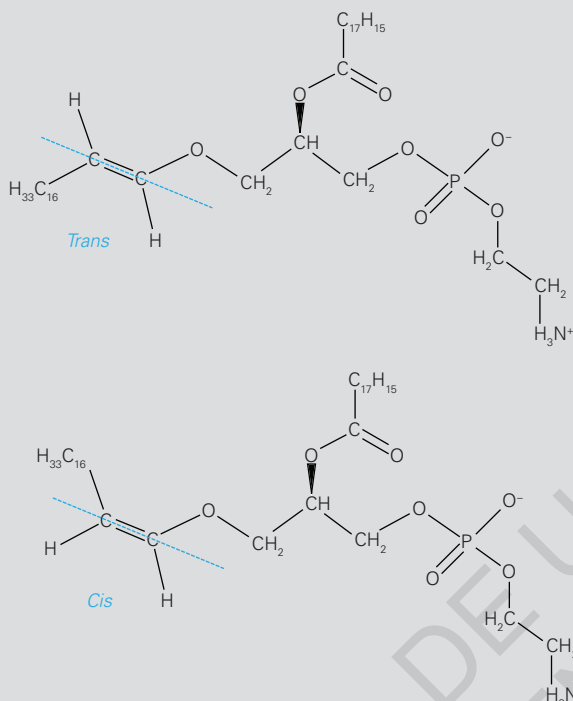
III. Correto. Todas as moléculas são isômeras entre si, pois apresentam a mesma fórmula molecular ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$).

IV. Incorreto. A glicose e a galactose não são enantiômeros entre si, pois seus sinais são positivos, ou seja, desviam o plano da luz polarizada no mesmo

sentido (+). Os pares de enantiômeros desviam o plano da luz polarizada em sentidos opostos.

16. a) Os fosfolípidios são substâncias anfífilas, pois apresentam as duas características citadas anteriormente: regiões hidrofílicas (grupo fosfato) e hidrofóbicas (sequências de carbonos ligados a outros carbonos). A importância de serem anfífilos refere-se à permeabilidade seletiva das membranas celulares, isto é, o controle da entrada de substâncias na célula.

b) Conformação *cis/trans*:



O isômero geométrico *trans* é o principal responsável por doenças cardiovasculares, pois, entre outras explicações, como a inibição de enzimas, a atração entre as suas moléculas é maior.

17. C

I. Correto. Lipídios são produtos naturais de origem vegetal ou animal, nos quais predominam ésteres de ácidos graxos superiores, que são substâncias pouco solúveis em água.

II. Correto. Carboidratos são substâncias químicas de função mista, podendo ser poliálcool-aldeído ou poliálcool-cetona, e são a fonte de energia mais facilmente aproveitável pelo organismo.

III. Correto. As proteínas estruturais geram formas, suporte e resistência. Exemplos: colágeno, queratina, actina, miosina, queratina, elastina e albumina.

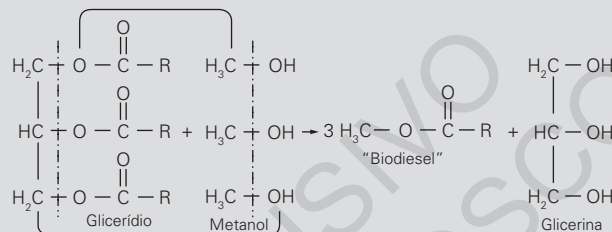
IV. Incorreto. Enzimas são proteínas que atuam como catalisadores em reações bioquímicas.

Estudo para o Enem

18. B

A reação entre um óleo comestível e um álcool origina ésteres menos complexos do que os triésteres presentes no óleo.

Exemplo:



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

Os aminoácidos chamados de essenciais são aqueles que não são produzidos pelo organismo humano, devendo ser ingeridos por meio de uma alimentação 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.

20. D

O comportamento “hidrofóbico” ocorre em razão da polaridade oposta das moléculas de água e lipídios. As substâncias mais conhecidas dessa categoria orgânica são as gorduras e os óleos. Sabe-se que a água é uma molécula polar, enquanto os lipídios são moléculas 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.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO



Pearson

PRÉ-VESTIBULAR
SEMIEXTENSIVO

2

