

**Elizabeth Teixeira de Souza**  
**Fabiano Lins da Silva**  
**Jéssica Cruz de Luca de Almeida**  
**Jorge Alberto Saboya Pereira**  
**Josineide Alves da Silva**  
**Juliana Rocha Rodrigues Barcellos**  
**Lidiane Aparecida de Almeida**  
**Marcelo Pinheiro de Souza**  
**Suellem Barbosa Cordeiro**  
**Thais Malcher dos Santos Costa Mendes**

# **FISICO-QUÍMICA**

# **PARA O**

# **ENEM**

**NEPE**

Núcleo de Extensão, Pesquisa e Editoração  
Instituto de Aplicação Fernando Rodrigues da Silveira - CAP-UERJ

Distribuição gratuita - comercialização proibida

Elizabeth Teixeira de Souza  
Fabiano Lins da Silva  
Jéssica Cruz de Luca de Almeida  
Jorge Alberto Saboya Pereira  
Josineide Alves da Silva  
Juliana Rocha Rodrigues Barcellos  
Lidiane Aparecida de Almeida  
Marcelo Pinheiro de Souza  
Suellem Barbosa Cordeiro  
Thais Malcher dos Santos Costa Mendes

# **FÍSICO-QUÍMICA**

## **para o Enem**

2ª edição

**NEPE**

Núcleo de Extensão, Pesquisa e Editoração  
Instituto de Aplicação Fernando Rodrigues da Silveira - CAp-UERJ

**2019**

Distribuição gratuita – venda proibida

Dados Internacionais de Catalogação na Publicação (CIP)  
Agência Brasileira do ISBN - Bibliotecária Priscila Pena Machado CRB-7/6971

S729 Souza, Elizabeth Teixeira de.  
Físico-química para o Enem [recurso eletrônico] /  
Elizabeth Teixeira de Souza ... [et al.]. — 2. ed. — Rio de  
Janeiro : NEPE, 2019.  
Dados eletrônicos (pdf).

Inclui bibliografia.  
ISBN 978-85-89382-91-5

1. Química (Ensino médio) – Estudo e ensino. 2. Química  
Problemas, questões, exercícios. I. Núcleo de Extensão,  
Pesquisa e Editoração (NEPE). II. Título.

CDD 540.76

Fotografias e ilustrações: Fabiano Lins da Silva

Jéssica Cruz de Luca de Almeida

Lidiane Aparecida Almeida

Marcelo Pinheiro de Souza

2ª edição

**NEPE**

Núcleo de Extensão, Pesquisa e Editoração  
Instituto de Aplicação Fernando Rodrigues da Silveira - CAP-UERJ

2019

Distribuição gratuita – venda proibida

## APRESENTAÇÃO

Caro leitor,

Este livro foi elaborado pela equipe de professores de Química do Instituto de Aplicação da UERJ (CAp-UERJ) e tem como objetivo ser um rico material de estudos direcionado para o Exame Nacional do Ensino Médio (Enem), exame utilizado pelo Ministério da Educação como porta de entrada para diversos cursos de ensino superior do Brasil.

O livro contém aspectos teóricos presentes na Matriz de Referência do Enem, questões de Química Geral organizadas por assunto aplicadas no exame desde sua primeira edição em 1998 até 2018 e suas respectivas resoluções.

Este material foi feito com muito carinho e dedicação para que você faça um estudo minucioso da teoria, resolva as questões correspondentes a cada conteúdo e confira as suas respostas com as resoluções ao final do livro. Caso tenha dúvidas, não hesite em consultar seu professor ou sua professora de Química, pois ele(a) é um(a) orientador(a) fundamental para o seu bom desempenho no Enem.

Boa leitura e preparação.

Os autores.

# SUMÁRIO

<b>UNIDADE 1 – O EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO</b>	7
<b>UNIDADE 2 – MISTURAS HOMOGÊNEAS OU SOLUÇÕES</b>	11
O que são soluções?.....	12
Grau ou coeficiente de solubilidade .....	12
Classificando as soluções .....	13
Unidades de concentração .....	17
Concentração em g/L .....	19
Concentração em mol/L .....	21
Concentração em mol/L de íons .....	23
Porcentagem em massa .....	26
Porcentagem em volume .....	27
Porcentagem em massa por volume .....	27
Concentração em partes por milhão .....	27
Densidade da solução .....	29
Relação entre as unidades de concentração .....	30
Diluição de soluções .....	30
Mistura de soluções .....	33
Mistura de soluções de mesmo soluto .....	33
Mistura de soluções de solutos diferentes que não reagem entre si .....	35
Mistura de soluções de solutos diferentes que reagem entre si .....	37
<b>UNIDADE 3 – PROPRIEDADES COLIGATIVAS</b>	72
Pressão de vapor de uma substância líquida.....	73
Diagrama de fases .....	76
Temperatura de ebulição .....	80
Temperatura de solidificação .....	82
Osmose .....	83
Propriedades coligativas .....	84
Tonometria .....	85
Ebuliometria .....	86
Criometria .....	88
Osmometria .....	90
Propriedades coligativas de soluções iônicas e moleculares .....	91

<b>UNIDADE 4 – TERMOQUÍMICA</b>	101
Introdução .....	102
Conceito de entalpia .....	103
Energia de ativação .....	105
Reação exotérmica .....	108
Reação endotérmica .....	110
Equações termoquímicas .....	112
Variação de entalpia das mudanças de estado físico .....	117
Entalpia padrão de formação .....	119
Entalpia padrão de decomposição .....	121
Entalpia de combustão .....	122
Energia de ligação .....	123
Calculando a variação de entalpia de uma reação química .....	123
Cálculo de $\Delta H$ usando o método gráfico .....	124
Cálculo de $\Delta H$ usando entalpias de formação .....	126
Cálculo de $\Delta H$ usando energias de ligação .....	130
Cálculo de $\Delta H$ usando a Lei de Hess .....	133
<b>UNIDADE 5 – CINÉTICA QUÍMICA</b>	147
Velocidade média ou rapidez das reações químicas .....	148
Fatores que influenciam uma reação química .....	157
Temperatura .....	157
Pressão .....	159
Superfície de contato entre os reagentes .....	159
Catalisador .....	160
Concentração do reagente .....	163
Lei da velocidade das reações químicas .....	164
Expressão da Lei de Velocidade de reações elementares .....	166
Expressão da Lei de Velocidade de reações não elementares .....	168
<b>UNIDADE 6 – EQUILÍBIO QUÍMICO</b>	177
Reações reversíveis e seu equilíbrio .....	178
Constante de equilíbrio em função das concentrações em mol/L .....	180
Constante de equilíbrio em função das pressões parciais .....	199
Deslocamento de equilíbrio .....	205

<b>UNIDADE 7 – EQUILÍBIO IÔNICO</b>	218
Reações reversíveis iônicas e seu equilíbrio .....	219
Grau de ionização .....	226
Determinação das constantes de acidez e basicidade .....	228
Equilíbrio iônico da água .....	232
Potencial hidrogeniônico e potencial hidroxiliônico .....	234
Determinação de pH de soluções ácidas .....	240
Determinação de pH de soluções alcalinas .....	244
Determinação de pH após uma diluição .....	247
Determinação de pH após uma mistura de soluções de ácido e base fortes .....	249
Deslocamento de equilíbrio iônico .....	255
Hidrólise salina .....	258
Solução tampão .....	263
Produto de solubilidade de sais .....	266
<b>UNIDADE 8 – REAÇÕES REDOX</b>	295
Conhecendo uma reação redox .....	296
Balanceamento de equações redox .....	303
<b>UNIDADE 9 – ELETROQUÍMICA</b>	329
O que estuda a eletroquímica? .....	330
Pilhas .....	331
Potencial de eletrodo .....	333
Pilha de Daniell .....	339
Pilhas e baterias atuais .....	345
Espontaneidade de uma reação redox .....	348
Protegendo um metal contra a corrosão .....	349
Sistemas eletrolíticos .....	351
Eletrólise Ígnea .....	354
Eletrólise em solução aquosa .....	357
Eletrólise em solução aquosa com eletrodos não inertes .....	369
Cálculos envolvendo eletrólise .....	370
<b>RESOLUÇÕES DAS QUESTÕES DO ENEM</b>	394
<b>REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS</b>	447

# UNIDADE 1

## EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO

O Exame Nacional do Ensino Médio (Enem) é um exame que possibilita aos inscritos concorrerem a vagas em universidades públicas e privadas de nível superior que participam do Sistema de Seleção Unificada (SiSU).

Esse exame foi instituído pelo Ministério de Educação conforme a Portaria n.º 438 de 28 de maio de 1998 tendo como Órgão responsável pela operacionalização e implementação o Instituto Nacional de Estudos e Pesquisas Educacionais Anísio Teixeira (INEP) e possui o objetivo de avaliar o desempenho do estudante que terminou a educação básica, por meio da contextualização, interdisciplinaridade, abordagem CTSA (Ciência, Tecnologia, Sociedade e Ambiente). Busca-se a articulação entre a ciência, a tecnologia e as questões sociais, visando formar um cidadão pensante, crítico e capaz de intervir na realidade, além de ser participante ativo de transformação do meio em que vive.

Desde a sua criação, o Enem realiza a medição de competências mentais, definidas como modalidades estruturais da inteligência, avaliando a capacidade de raciocínio do candidato. As provas procuram se desvincular do ensino tradicional em que se valoriza a memorização, incentivando o pensamento e a capacidade de aprender discente. Elas tendem a dar maior importância à capacidade dos candidatos em relacionar as informações apresentadas nos enunciados das questões, desafiando-os a interpretar as informações, organizá-las e coordená-las para a resolução do problema proposto.

Inicialmente, o Enem era aplicado tendo como princípio a avaliação por competências e habilidades dos egressos do ensino médio. Até 2008, o exame avaliava 5 competências e 21 habilidades contidas em uma matriz de referência. A avaliação envolvia três áreas de conhecimento: Linguagens e Códigos e suas Tecnologias, Ciências Humanas e suas Tecnologias e Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias. A prova tinha 63 questões interdisciplinares e contextualizadas, além da redação, e era aplicada em um único dia com duração de 4h.

Esse exame não tinha como foco principal o ingresso no Ensino Superior, pois em 1998 as universidades ainda realizavam o seu próprio vestibular sendo a nota do Enem utilizada para complementar a pontuação obtida nas provas objetivas.

A partir de 2009, houve mudanças no exame e o Novo Enem começou a avaliar quatro áreas de conhecimento: Linguagens, Códigos e suas Tecnologias e Redação, Ciências Humanas e suas Tecnologias, Ciências da Natureza e suas Tecnologias e Matemática e suas Tecnologias. Assim, cada uma das quatro provas objetivas passou a ter 45 questões de múltipla escolha, totalizando 180 questões e redação, sendo aplicadas em dois dias. O primeiro dia é reservado para as provas de Linguagens, Códigos e suas Tecnologias e Redação, Ciências Humanas e suas Tecnologias, com duração de 5h30min e o segundo dia é reservado para as provas de Ciências da Natureza e suas Tecnologias e Matemática e suas Tecnologias, com duração de 5h. Portanto, o Enem se tornou um instrumento de acesso às universidades públicas, ocorrendo alteração na

forma de acesso ao ensino superior, já que o exame substituiu o vestibular tradicional de muitas instituições desse nível de ensino.

Os resultados da análise das questões de Química do Enem ao longo dos anos revelaram que a maior parte privilegiou a contextualização, aparecendo um percentual menor de questões conteudistas.

As questões conteudistas exigem conhecimentos específicos e são desarticuladas do cotidiano do estudante, valorizando a memorização de conteúdos. As questões contextualizadas estão relacionadas com: ciência e tecnologia na atualidade, ciência e tecnologia na cultura contemporânea e ciência e tecnologia na história, também há a contextualização com enfoque nos aspectos ambiental, social, político e econômico.

## UNIDADE 2

# MISTURAS HOMOGÊNEAS OU SOLUÇÕES

## O que são soluções?

No livro de Química Geral para o Enem, estudou-se a diferença entre substância e mistura. Dentre as misturas, há as que apresentam apenas um aspecto visual (fase) ao olho nu e ao microscópio óptico comum, classificadas como misturas homogêneas, e aquelas que apresentam mais de uma fase ao olho nu ou ao microscópio óptico comum, classificadas como misturas heterogêneas.

As misturas homogêneas são conhecidas como **soluções**. A solução é formada por um **solvente**, que é a substância que dissolve e por **um ou mais solutos**, que são as substâncias dissolvidas.

Neste livro, estudaremos as soluções aquosas, ou seja, soluções em que o solvente é a água.

### Grau ou coeficiente de solubilidade

O coeficiente de solubilidade é a quantidade máxima de soluto que se dissolve completamente em 100g (ou 100mL) de água a uma determinada temperatura. Se adicionarmos uma quantidade de soluto acima do seu coeficiente de solubilidade, a massa excedente se depositará no fundo do recipiente formando um **precipitado** ou **depósito** ou **corpo de fundo**.

A 20°C, o coeficiente de solubilidade do cloreto de sódio em água é igual a 36g de NaCl /100g de H<sub>2</sub>O. Portanto, nessa temperatura é possível dissolver no máximo 36g de cloreto de sódio em cada 100g (ou 100mL) de água.

A 80°C, o coeficiente de solubilidade do cloreto de sódio em água é igual a 38 g de NaCl/100 g de H<sub>2</sub>O. Portanto, nessa temperatura é possível dissolver no máximo 38g de cloreto de sódio em cada 100g (ou 100 mL) de água.

Observe que para esse sal quanto maior a temperatura maior é a sua solubilidade, ou seja, a sua **dissolução é endotérmica**. Em geral, a influência da temperatura ocorre dessa forma, porém há sais que apresentam solubilidade em água diminuída ao se elevar a temperatura. Nesses casos a **dissolução é exotérmica**.

## Classificando as soluções

Dependendo do **estado físico** dos componentes da solução, ela pode ser sólida, líquida ou gasosa.

Na **solução sólida**, todos os componentes devem estar no estado físico sólido. Como exemplos, podem ser citadas as ligas metálicas, tais como o bronze (liga de estanho e cobre), latão (liga de zinco e cobre) e ouro 18 quilates (liga contendo 25% de cobre e 75% de ouro).



Marcelo Pinheiro

Aliança de ouro 18 quilates: solução sólida.

Na **solução líquida**, pelo menos um componente deve estar no estado físico líquido. O soro fisiológico é formado pela mistura entre água e cloreto de sódio sólido. A água sanitária contém hipoclorito de sódio sólido dissolvido em água. O álcool hidratado é uma mistura entre etanol líquido e água. O refrigerante é formado principalmente por água e gás carbônico. Na água de um aquário, há gás oxigênio dissolvido, o que possibilita a sobrevivência de peixes.



Marcelo Pinheiro

Água oxigenada: solução líquida de peróxido de oxigênio(líquido) em água.

No caso de uma solução aquosa de um gás, como no refrigerante ou na água de um aquário, quanto maior a temperatura, menor é a solubilidade do gás na água. O aumento da temperatura faz com que as partículas do gás fiquem mais agitadas e escapem para o ambiente.

Na **solução gasosa** todos os componentes se encontram no estado gasoso. O ar atmosférico é uma solução formada por aproximadamente 78% de gás nitrogênio (N<sub>2</sub>), 21 % de gás oxigênio (O<sub>2</sub>) e 1 % de outros gases.



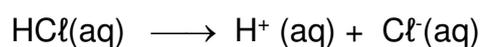
Marcelo Pinheiro

Ar atmosférico (solução gasosa) foi utilizado para encher a bola.

Uma solução também pode ser classificada quanto ao **tipo de partícula dissolvida** no solvente. Neste caso, a solução pode ser **iônica** ou **molecular**.

As **soluções iônicas** possuem um eletrólito (ácido, base ou sal) como soluto. Estas soluções são condutoras de corrente elétrica por causa dos íons resultantes da **ionização** ou **dissociação** do eletrólito.

A ionização ocorre quando uma substância molecular (ácido) se dissolve na água e forma íons. Já a dissociação ocorre quando uma substância iônica (base e sal) é dissolvida em água, e seus íons são separados.



**ionização** do HCl



**dissociação** do NaOH



**dissociação** do NaCl

As **soluções moleculares** possuem apenas moléculas dissolvidas no solvente, ou seja, não há íons nesse tipo de solução. Uma solução aquosa de sacarose ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) é uma solução molecular, e como não há íons, esse tipo de solução não conduz corrente elétrica.

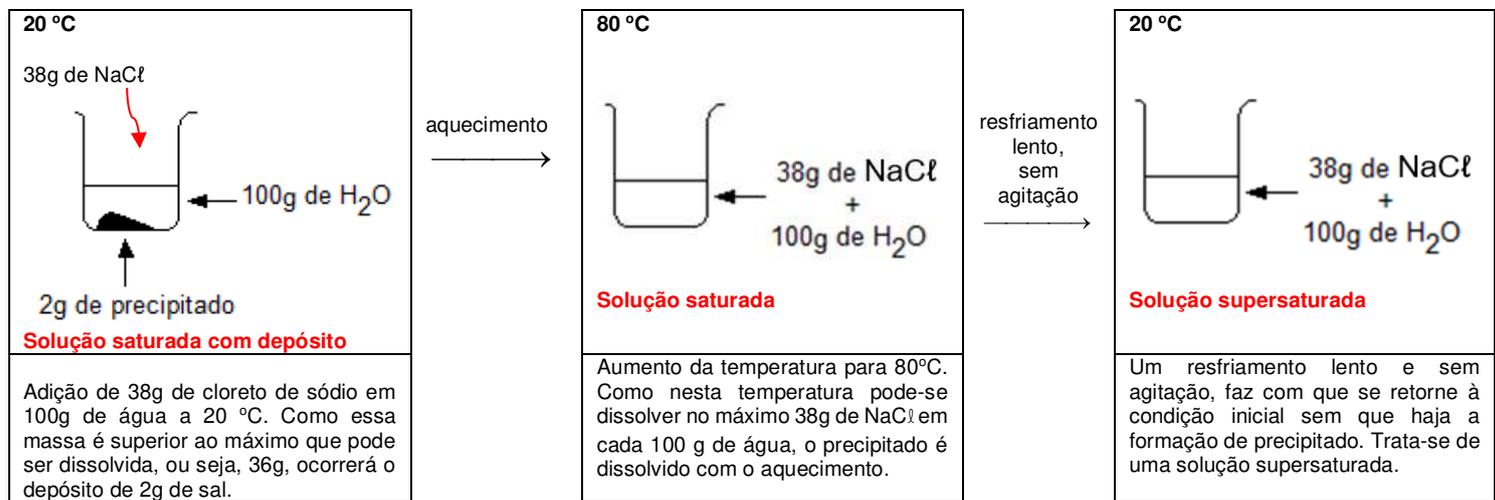
Outro tipo de classificação das soluções está relacionado com a **quantidade de soluto** dissolvida no solvente. Nesse caso, uma solução pode ser **insaturada, saturada ou supersaturada**.

Na **solução insaturada**, a quantidade de soluto é **inferior** ao seu coeficiente de solubilidade a uma determinada temperatura. Por exemplo, a  $20^{\circ}C$ , 2g de NaCl dissolvidos em 100g de  $H_2O$  forma uma solução insaturada, pois na temperatura citada pode-se dissolver no máximo 36g de NaCl em cada 100g de  $H_2O$ .

Já a **solução saturada** é aquela em que a quantidade de soluto é **igual** ao seu coeficiente de solubilidade a uma determinada temperatura. No caso do cloreto de sódio, uma solução deste tipo é preparada, a  $20^{\circ}C$ , dissolvendo-se 36g de NaCl em 100 g de  $H_2O$ .

Uma **solução supersaturada** é aquela em que a quantidade de soluto é maior que o seu coeficiente de solubilidade a uma determinada temperatura, sem haver formação de precipitado. Para se preparar esse tipo de solução, deve-se utilizar uma técnica especial. Ela pode ser obtida através do aquecimento

seguido de resfriamento lento e sem agitação de uma solução saturada com depósito:



Marcelo Pinheiro

## Unidades de Concentração

Quando bebemos um refresco, preparado a partir da adição de água e açúcar a um suco de fruta, nosso paladar nos permite perceber se a mistura tem um sabor agradável ou não. A bebida pode estar adequada ao gosto pessoal, ou estar muito ou pouco doce, ou então com excesso ou falta de água. Portanto, dependendo como o refresco é preparado, ele pode estar bom, fraco ou forte.

Um refresco é fraco quando está muito diluído e um refresco é forte quando está muito concentrado. Esses conceitos de fraco e forte também costumam ser utilizados para um “cafezinho”.

Refresco e “cafezinho” são exemplos de soluções aquosas. Quando essas soluções estão muito diluídas, é porque se adicionou muita água aos solutos, o que tornou o sabor menos intenso. Quando essas soluções estão

muito concentradas, é porque se adicionou pouca água aos solutos, o que deixou a mistura com um sabor mais forte.

Essa mesma ideia vale para medicamentos, em que um remédio de mesmo nome pode ter diferentes quantidades (concentrações) de soluto em relação ao solvente.

Nem toda solução pode ser provada para se saber se está diluída ou concentrada, pois a mistura pode conter alguma substância tóxica ao nosso organismo. Contudo, se soubermos a relação entre as quantidades de soluto e solvente presentes numa solução, pode-se compará-la com outras soluções e verificar se uma está mais concentrada ou mais diluída que outra. As unidades de concentração foram criadas para possibilitar essa comparação. Nesta obra, estudaremos as seguintes unidades de concentração: concentração em g/L, em mol/L; percentagem em massa, em volume, em massa por volume; concentração em partes por milhão; densidade.

## Concentração em g/L

**Concentração em g/L** ou **concentração comum** é a relação entre a massa do soluto em gramas e o volume da solução em litros. Logo sua unidade é **g/L** ou **g.L<sup>-1</sup>**.

$$C = \frac{m_{\text{soluto}}(\text{g})}{V_{\text{solução}}(\text{L})}$$

Por exemplo, se uma solução for preparada dissolvendo-se totalmente 2,0g de sacarose em 250 mL(= 0,25 L) de solução, tem-se:

$$C = \frac{2,0\text{g}}{0,25\text{L}} = 8,0\text{g/L}$$

O resultado informa que a solução possui 8,0 g de sacarose em cada 1,0L de solução.

Esse cálculo também pode ser feito por regra de três:

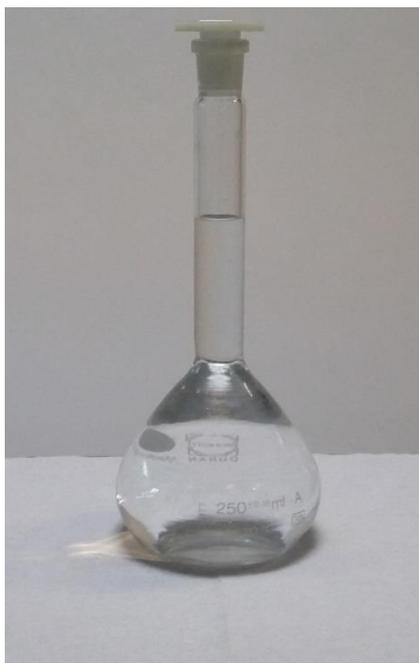
2,0g de sacarose ..... 0,25 L de solução  
x g de sacarose ..... 1,0L de solução

$$0,25 \cdot x = 1 \cdot 2,0 \quad \therefore x = \frac{2,0}{0,25} \quad \therefore x = 8,0\text{g de sacarose}$$

Como a massa de 8,0g de sacarose está em cada 1litro de solução, a concentração da solução é **8,0g/L**.

Em laboratório, utiliza-se um balão volumétrico para se preparar uma solução. Ele possui uma marca em sua parte mais estreita que indica o volume da solução. O preparo da solução consiste em transferir certa massa de soluto para dentro do balão volumétrico e completar o volume com água até a marcação citada. Agitando-se adequadamente o balão volumétrico se promove a mistura entre soluto e solvente.

Quando a massa de soluto adicionada é muito pequena em relação à da água, pode-se dizer que essa massa praticamente não interfere no volume final da solução, então o volume de água adicionado é praticamente igual ao volume da solução.



Marcelo Pinheiro

Solução aquosa de sacarose preparada no balão volumétrico.

Uma solução 8,0g/L de sacarose tem concentração maior que uma solução 3,0g/L do mesmo soluto, ou seja, a primeira é mais concentrada que a segunda solução que por sua vez é mais diluída que a primeira.

## Concentração em mol/L

**Concentração em mol/L** ou **concentração em quantidade de matéria** é a relação entre a quantidade de matéria ou número de mol(n) do soluto e o volume (V) da solução em litros. Logo sua unidade é **mol/L** ou **mol.L<sup>-1</sup>**.

$$\mathfrak{m} = \frac{n_{\text{soluto}}(\text{mol})}{V_{\text{solução}}(\text{L})}$$

Por exemplo, seja uma solução for preparada dissolvendo-se totalmente 2,0g de hidróxido de sódio (NaOH) em 500 mL(= 0,5 L) de solução. Para se calcular a concentração em mol/L dessa solução, deve-se primeiro determinar a massa molar do NaOH. Como as massas atômicas do sódio(Na), oxigênio(O) e hidrogênio(H) são, respectivamente, 23u, 16u e 1u, tem-se:

$$M_{\text{NaOH}} = 23 + 16 + 1 = 40\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Como a massa molar do NaOH é igual a 40 g.mol<sup>-1</sup>, tem-se:

$$n = \frac{m(\text{g})}{M(\text{g}\cdot\text{mol}^{-1})} = \frac{2,0\text{g}}{40\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 0,05\text{mol de NaOH}$$

$$\mathfrak{m} = \frac{n_{\text{soluto}}(\text{mol})}{V_{\text{solução}}(\text{L})} = \frac{0,05\text{mol}}{0,5\text{L}} = 0,1 \text{ mol/L}$$

O resultado informa que a solução possui 0,1mol de hidróxido de sódio em cada 1,0L de solução.

Costuma-se representar a concentração em mol/L pela notação  $\text{m}$  ou pela fórmula do soluto entre colchetes. Então:

$$[\text{NaOH}] = \mathbf{0,1\text{mol/L}}$$

Esse cálculo também pode ser feito por duas regras de três:

1 mol de NaOH ..... 40g de NaOH

$x$  mol de NaOH ..... 2,0g de NaOH

$$x \cdot 40 = 1 \cdot 2,0 \quad \therefore x = \frac{2,0}{40} = \mathbf{0,05\text{mol}} \text{ de NaOH}$$

0,05mol de NaOH ..... 0,5 L de solução

$y$  mol de NaOH ..... 1,0L de solução

$$0,5 \cdot y = 1 \cdot 0,05 \quad \therefore y = \frac{0,05}{0,5} \quad \therefore y = \mathbf{0,1 \text{ mol de NaOH}}$$

Como 0,1mol de NaOH está em cada 1litro de solução, a concentração da solução é **0,1mol/L**.

## Concentração em mol/L de íons

A **concentração em mol/L ou mol.L<sup>-1</sup> de um íon** é a relação entre a quantidade de matéria ( $n$ ) de um íon presente no soluto e o volume ( $V$ ) da solução iônica em litros.

São soluções iônicas aquelas que conduzem energia elétrica, portanto possuem íons em solução. Tanto a dissociação como a ionização produzem soluções iônicas.

Por exemplo, numa solução aquosa 0,25 mol/L de NaCl, considerando dissociação total do sal, as concentrações dos íons Na<sup>+</sup> e Cl<sup>-</sup> podem ser determinadas por um simples cálculo estequiométrico.

Considerando-se que o volume da solução é igual a 1L, antes da dissociação do NaCl, que vamos chamar de “início”, só há 0,25mol do sal. Como a dissociação do sal é total, toda essa quantidade é transformada em íons, logo o NaCl perde 0,25mol (sua variação é de -0,25 mol). Como cada 1mol de NaCl produz 1mol de Na<sup>+</sup> e 1mol de Cl<sup>-</sup>, segundo a estequiometria da reação, então proporcionalmente são produzidos 0,25mol de Na<sup>+</sup> e 0,25 mol de Cl<sup>-</sup> (ganho de 0,25 mol para cada íon ou variação de +0,25mol).

Observe o quadro:

	NaCl(aq)	→	Na <sup>+</sup> (aq)	+	Cl <sup>-</sup> (aq)
Início	0,25mol		0		0
Varição	-0,25mol		+0,25mol		+0,25mol
Final	0		0,25mol		0,25mol

A última linha do quadro é obtida somando-se os dados das duas linhas anteriores. Após a dissolução do sal, não há mais NaCl na água e sim 0,25mol de Na<sup>+</sup> e 0,25 mol de Cl<sup>-</sup>.

Como o volume da solução é igual a 1L, as concentrações dos íons Na<sup>+</sup> e Cl<sup>-</sup> são iguais a 0,25mol/L. Então:

$$[\text{Na}^+] = 0,25\text{mol/L}$$

$$[\text{Cl}^-] = 0,25\text{mol/L}$$

Numa solução aquosa de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> de concentração 0,5 mol/L, levando em consideração a ionização total do ácido e que o volume da solução é igual a 1L, a concentração de íons H<sup>+</sup> e SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> podem ser calculadas da seguinte forma:

	$\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$	$\longrightarrow$	$2\text{H}^+(\text{aq})$	+	$\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$
Início	0,5mol		0		0
Variação	-0,5mol		+2.0,5mol		+0,5mol
Final	0		1,0mol		0,5mol

Portanto:

$$[\text{H}^+] = 1,0\text{mol/L}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 0,5\text{mol/L}$$

Da mesma forma, numa solução 0,2 mol/L de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ , levando em consideração a dissociação total do sal e que o volume da solução é igual a 1L, a concentração de íons  $\text{Al}^{3+}$  e  $\text{SO}_4^{2-}$  podem ser calculadas da seguinte forma:

	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{aq})$	$\longrightarrow$	$2\text{Al}^{3+}(\text{aq})$	+	$3\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$
Início	0,2mol		0		0
Variação	-0,2mol		+2.0,2mol		+3.0,2mol
Final	0		0,4mol		0,6mol

Portanto:

$$[\text{Al}^{3+}] = 0,4\text{mol/L}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 0,6\text{mol/L}$$

## Percentagem em massa

A **percentagem** ou **porcentagem em massa** (%m/m) é a massa de soluto em gramas(g) presente em cada 100 g de solução.

Considere uma solução aquosa a 10% em massa de cloreto de sódio. Isso significa que em cada 100 g de água, há 10 g de cloreto de sódio dissolvido. Então, se a massa dessa solução for, por exemplo, 250g, tem-se:

$$\frac{10}{100} \cdot 250 = \mathbf{25g \text{ de soluto}}$$

Se, por exemplo, 2g de certo soluto for dissolvido em 30g de água, a percentagem em massa pode ser calculada da seguinte forma:

$$\begin{array}{l} 2\text{g de soluto} \dots\dots\dots 30\text{g de água} \\ \mathbf{x \text{ g de soluto}} \dots\dots\dots 100\text{g de água} \end{array}$$

$$30 \cdot \mathbf{x} = 2 \cdot 100 \quad \therefore \mathbf{x} = \frac{200}{30} = \mathbf{6,7g \text{ de soluto}}$$

Como há 6,7g de soluto em cada 100g de água, a percentagem em massa dessa solução é **6,7%**.

## Porcentagem em volume

A **porcentagem** ou **porcentagem em volume** (%v/v) é o volume do soluto em mililitros (mL) presente em cada 100 mL de solução.

Essa relação pode ser indicada em °GL (graus Gay-Lussac). Por exemplo, álcool hidratado a 96 °GL significa que a cada 100 mL de solução há 96 mL de etanol e 4 mL de água.

## Porcentagem em massa por volume

A **porcentagem** ou **porcentagem em massa por volume** (% m/v) é a massa de soluto em gramas(g) presente em cada 100 mL de solução.

Se uma solução fisiológica tem concentração de NaCl 0,9% m/v, significa que a cada 100mL da solução há 0,9g de NaCl.

## Concentração em partes por milhão

A **concentração em partes por milhão** ou **concentração em ppm** indica o número de partes do soluto dissolvidas em cada um milhão ( $10^6$ ) de partes da solução. Essas partes podem ser dadas em massa ou em volume.

Então uma solução de concentração igual a 1ppm pode significar:

1g de soluto dissolvido em cada  $10^6$ g de solução.

1kg de soluto dissolvido em cada  $10^6$ kg de solução.

1L de soluto dissolvido em cada  $10^6$ L de solução.

1mL de soluto dissolvido em cada  $10^6$ mL de solução.

Da mesma forma, uma solução de concentração igual a 3ppm pode significar:

3g de soluto dissolvido em cada  $10^6$ g de solução.

3kg de soluto dissolvido em cada  $10^6$ kg de solução.

3L de soluto dissolvido em cada  $10^6$ L de solução.

3mL de soluto dissolvido em cada  $10^6$ mL de solução.

Esse tipo de concentração é utilizado para soluções muito diluídas, quando a massa ou volume de solvente é praticamente igual a massa ou volume da solução.

A concentração em mg de soluto por litro de solução (mg/L) também costuma ser utilizada como concentração em ppm. Então uma solução aquosa 2,0mg/L é uma solução 2,0ppm.

Considere o problema de uma indústria que te que descartar 15g de mercúrio (Hg) num corpo receptor. A resolução CONAMA 430/2011 informa que a concentração máxima de mercúrio que pode ser lançado em corpos d'água é igual a 0,01 ppm. Como o volume de água do corpo receptor é muito maior que

a quantidade de mercúrio a ser lançada, pode-se dizer que o volume de água é o volume da solução formada após o lançamento do poluente, uma vez que a alteração no volume final é desprezível. Então o volume mínimo de água presente no local que possibilita o descarte desse material pode ser calculado utilizando-se a regra de três:

0,01 mg de Hg ..... 1L de água  
 15000 mg de Hg ..... x L de água

$$0,01 \cdot x = 15000 \cdot 1 \therefore x = \frac{15000}{0,01} = 1500000L = \mathbf{1,5 \cdot 10^6 L \text{ de água}}$$

### Densidade da solução

A densidade de uma solução aquosa ( $d_{\text{solução}}$ ) é a relação entre a massa da solução e o seu volume. Normalmente, utiliza-se o grama (g) como unidade de massa e o mililitro (mL) ou o centímetro cúbico ( $cm^3$ ) como unidade de volume. Logo, a unidade de densidade de solução aquosa mais comum é **g/mL** ou **g/cm<sup>3</sup>**.

$$d_{\text{solução}} = \frac{m_{\text{solução}} \text{ (g)}}{V_{\text{solução}} \text{ (mL ou } cm^3)}$$

## Relação entre as unidades de concentração

As unidades de concentração vistas anteriormente podem ser relacionadas da seguinte forma:

$$C = m \cdot M = \%m/m \cdot d \cdot 10$$

Legenda:

C = concentração em g/L

m = concentração em mol/L

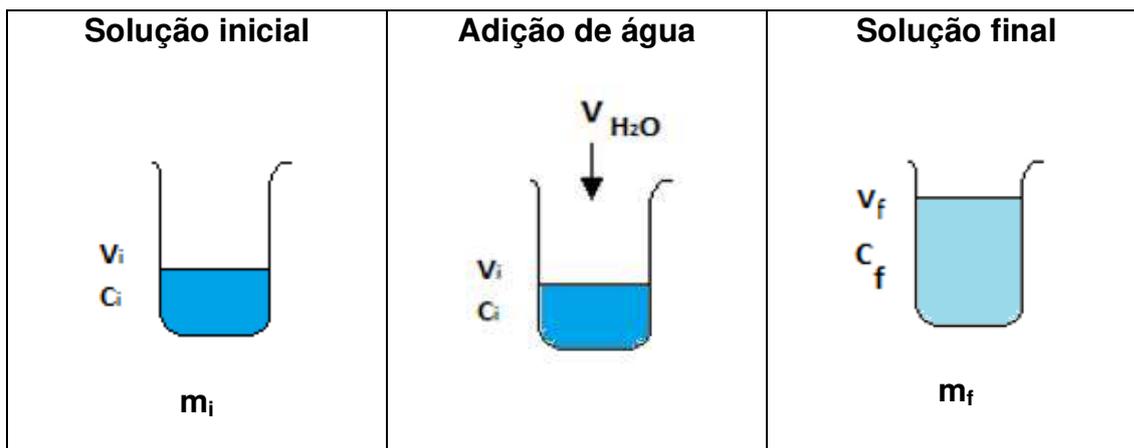
M = massa molar em g/mol

% m/m = % em massa

d = densidade da solução em g/mL

## Diluição de soluções

Diluir uma solução consiste em adicionar água para diminuir sua concentração. Considere o exemplo a seguir, em que se adiciona um volume  $V_{H_2O}$  a uma solução inicial de concentração  $C_i$  em g/L e volume inicial  $V_i$ . Após a diluição, a solução final terá um volume final ( $V_f$ ) maior e a concentração final ( $C_f$ ) proporcionalmente menor.



Marcelo Pinheiro

Sejam  $m_i$  a massa de soluto antes da diluição e  $m_f$  a massa de soluto após a diluição. A massa de soluto pode ser calculada pela relação  $m = C.V$ , sendo  $C$  a concentração em g/L e  $V$  o volume em litros. Como a massa de soluto antes da diluição é a mesma após a diluição ( $m_i = m_f$ ), então podemos escrever a relação:

$$C_i \cdot V_i = C_f \cdot V_f$$

Na fórmula,  $C_i$  e  $C_f$  são as concentrações inicial e final em g/L, respectivamente.

Outra relação pode ser obtida considerando a quantidade de matéria do soluto. A quantidade de matéria pode ser calculada usando a relação  $n = \mathcal{M}.V$ , sendo a concentração em mol/L e  $V$  o volume da solução em litros. Como a quantidade de matéria de soluto antes da diluição é a mesma após a diluição ( $n_i = n_f$ ), tem-se a relação:

$$\mathcal{M}_i \cdot V_i = \mathcal{M}_f \cdot V_f$$

Na fórmula,  $m_i$  e  $m_f$  são as concentrações inicial e final em mol/L, respectivamente.

O volume final é dado pela soma entre o volume inicial e o volume de água ( $V_f = V_i + V_{\text{água}}$ ). Ao aplicar essas fórmulas, podem-se usar valores de volume em qualquer unidade, desde que as unidades sejam as mesmas em ambos os lados da fórmula.

Considere, por exemplo, o preparo de 100mL de uma solução aquosa de  $\text{CuSO}_4$  0,02 mol/L a partir de uma solução aquosa 0,4mol/L do mesmo sal. Para tal, deve-se utilizar uma pipeta e retirar um certo volume ( $V_i$ ) da solução inicial e transferir para um balão volumétrico de 100mL. Depois adiciona-se água até completar o volume final de 100mL e agita-se o balão volumétrico devidamente tampado para homogeneizar a mistura. O volume inicial ( $V_i$ ) tirado da solução mais concentrada para se preparar a solução diluída é calculado da seguinte forma:

$$m_i = 0,4\text{mol/L}$$

$$V_i = ?$$

$$m_f = 0,02\text{mol/L}$$

$$V_f = 100\text{mL}$$

$$m_i \cdot V_i = m_f \cdot V_f \therefore 0,4 \cdot V_i = 0,02 \cdot 100 \therefore V_i = \frac{2}{0,4} \therefore V_i = \mathbf{5\text{mL}}$$

As fotografias a seguir mostram que a solução concentrada tem coloração mais escura do que a solução diluída, pois a primeira possui maior quantidade de soluto em relação ao volume da mistura.



Solução aquosa concentrada de  $\text{CuSO}_4$



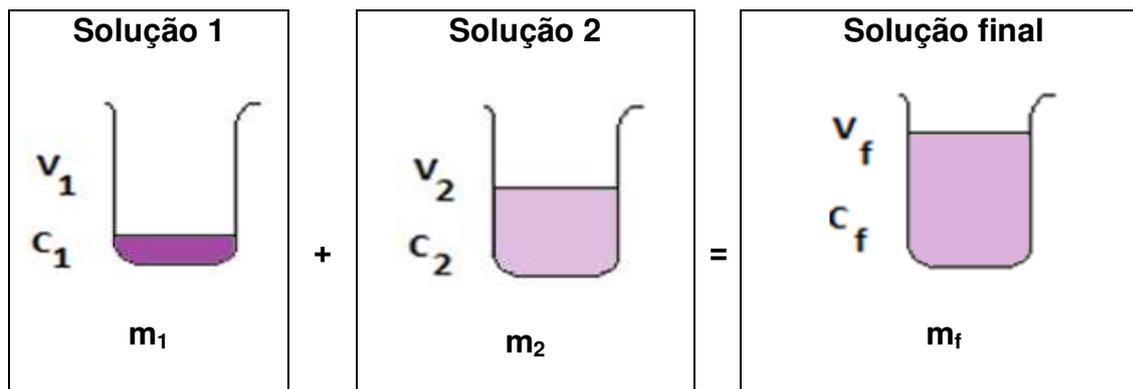
Solução aquosa diluída de  $\text{CuSO}_4$

Marcelo Pinheiro

## Mistura de soluções

### Mistura de soluções de mesmo soluto

Considere uma **solução 1** contendo uma massa  $m_1$  de soluto, um volume  $V_1$  de solução e concentração  $C_1$  em g/L. Seja uma **solução 2** contendo uma massa  $m_2$  do mesmo soluto, um volume  $V_2$  de solução e concentração  $C_2$  em g/L. Quando essas soluções são misturadas, as massas de solutos se somam, pois o soluto é o mesmo, e os volumes das soluções também são somados.



Assim, a massa de soluto da mistura final ( $m_f$ ) é igual à soma das massas  $m_1$  e  $m_2$ . Então, como  $m_1 + m_2 = m_f$ , deduz-se que:

$$C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2 = C_f \cdot V_f$$

Da mesma forma, considere uma solução 1 contendo uma quantidade de matéria  $n_1$  de soluto, um volume  $V_1$  de solução e concentração  $m_1$  em mol/L. Seja uma solução 2 contendo uma quantidade de matéria  $n_2$  de soluto, um volume  $V_2$  de solução e concentração  $m_2$  em mol/L. Ao misturar essas soluções, as quantidades de matéria de soluto  $n_1$  e  $n_2$  se somam, resultando numa solução final com quantidade de matéria de soluto igual a  $n_f$ . Então, como  $n_1 + n_2 = n_f$ , deduz-se que:

$$m_1 \cdot V_1 + m_2 \cdot V_2 = m_f \cdot V_f$$

O volume final é a soma dos volumes das soluções misturadas:  $V_f = V_1 + V_2$  ou um volume maior caso se acrescente água.

Novamente ao aplicar essas fórmulas, podem-se usar valores de volume em qualquer unidade, desde que as unidades sejam as mesmas em ambos os lados da fórmula.

## **Mistura de soluções de solutos diferentes que não reagem entre si**

Neste caso, as quantidades de cada soluto não se alteram e também não se somam, pois os solutos são diferentes. Contudo, o volume da mistura passa a ser maior. Um problema de mistura deste tipo é resolvido utilizando-se a fórmula de diluição para cada soluto.

Se os solutos das diferentes soluções liberarem íons, as concentrações dos íons comuns são somadas.

Considere, como exemplo, que os conteúdos de dois recipientes foram misturados, um contendo 300mL de solução aquosa 0,2mol/L de NaCl e outro contendo 200mL de solução aquosa 0,1mol/L de CaCl<sub>2</sub>. Ao se realizar a mistura não ocorre reação entre os solutos, já que ambos possuem o mesmo ânion. Então, como o volume após a mistura aumentou para 500mL e tem-se um problema de diluição para cada soluto. Os cálculos utilizados para se determinar as concentrações dos íons presentes após a mistura são os seguintes:

- **Cálculo da concentração do NaCl em mol/L após a diluição:**

$$[\text{NaCl}]_i \cdot V_i = [\text{NaCl}]_f \cdot V_f \therefore 0,2 \cdot 300 = [\text{NaCl}]_f \cdot 500 \therefore$$

$$[\text{NaCl}]_f = \frac{60}{500} = \mathbf{0,12 \text{ mol/L}}$$

Como cada 1 mol de NaCl produz 1 mol de Na<sup>+</sup> e 1 mol de Cl<sup>-</sup>, então 0,12 mol de NaCl produz 0,12 mol de Na<sup>+</sup> e 0,12 mol de Cl<sup>-</sup>, portanto:

$$[\text{Na}^+] = \mathbf{0,12 \text{ mol/L}}$$

$$[\text{Cl}^-] = \mathbf{0,12 \text{ mol/L}}$$

- **Cálculo da concentração do CaCl<sub>2</sub> em mol/L após a diluição:**

$$[\text{CaCl}_2]_i \cdot V_i = [\text{CaCl}_2]_f \cdot V_f \therefore 0,1 \cdot 200 = [\text{CaCl}_2]_f \cdot 500 \therefore$$

$$[\text{CaCl}_2]_f = \frac{20}{500} = \mathbf{0,04 \text{ mol/L}}$$

Como cada 1 mol de CaCl<sub>2</sub> produz 1 mol de Ca<sup>2+</sup> e 2 mol de Cl<sup>-</sup>, então 0,04 mol de CaCl<sub>2</sub> produz 0,04 mol de Ca<sup>2+</sup> e 0,08 mol de Cl<sup>-</sup>, portanto:

$$[\text{Ca}^{2+}] = \mathbf{0,04 \text{ mol/L}}$$

$$[\text{Cl}^-] = \mathbf{0,08 \text{ mol/L}}$$

A concentração do íon na solução final é o somatório das suas concentrações calculadas separadamente, ou seja,  $0,12 + 0,08 = 0,20\text{mol/L}$ .

Então:

$$[\text{Na}^+] = 0,12\text{mol/L}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = 0,04\text{mol/L}$$

$$[\text{Cl}^-] = 0,20\text{mol/L}$$

## **Mistura de soluções de solutos diferentes que reagem entre si**

Ao misturar soluções de solutos que reagem entre si pode-se calcular a concentração em quantidade de matéria (mol/L) dos produtos a partir dos coeficientes estequiométricos da equação química correspondente à reação entre eles. O volume final da mistura é o somatório dos volumes das soluções misturadas.

Observe alguns exemplos:

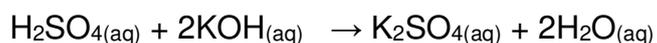
### **Exemplo 1:**

Determine o volume de solução aquosa  $0,1\text{mol/L}$  de ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) que deve ser adicionado a  $1,0$  litro de solução aquosa  $0,4\text{mol/L}$  de hidróxido de potássio (KOH) para que ocorra a neutralização total da base.

Calcule também a concentração em quantidade de matéria (mol/L) de sulfato de potássio ( $K_2SO_4$ ) obtido.

**Resolução:**

Como a mistura é entre uma solução ácida e outra alcalina, ocorre reação química entre os solutos, formando sal e água segundo a reação de neutralização total:



O volume da solução de KOH é igual a 1,0 litro, logo há 0,4mol de KOH nessa solução. Utilizando-se a relação estequiométrica, pode-se determinar o número de mol de  $H_2SO_4$  necessário para neutralizar totalmente 0,4mol de KOH:

	1H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	2KOH
Dados da equação:	1 mol	2mol
Dados do enunciado:	x mol	0,4mol

Dividindo-se a quantidade de matéria de KOH da segunda linha pela que está na primeira linha do quadro, tem-se:

$$\text{Variação} = \frac{0,4}{2} = 0,2$$

Multiplicando-se a variação pela quantidade em mol de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> presente na primeira linha, tem-se:

$$x = 0,2 \cdot 1 = 0,2 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

Como a solução de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> tem concentração igual a 0,1 mol/L, determina-se o volume necessário para neutralizar totalmente a solução de KOH:

1,0L de solução de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>..... 0,1 mol de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>  
 y L de solução de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>..... 0,2mol de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

$$0,1 \cdot y = 1 \cdot 0,2 \therefore y = \frac{0,2}{0,1} = 2,0 \text{L de solução de H}_2\text{SO}_4$$

Para se calcular a concentração em quantidade de matéria de K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> na solução final, utiliza-se a seguinte relação estequiométrica:

	1H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	1K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
Dados da equação:	1 mol	1 mol
Dados do enunciado:	0,2mol	x mol

Como a relação entre o H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> e o K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> é 1:1(cada 1 mol de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> produz 1 mol de K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>):

$$x = 0,2 \text{ mol de K}_2\text{SO}_4$$

Dividindo-se a quantidade de matéria de  $K_2SO_4$  obtida (0,2 mol) pelo volume total da mistura ( $V_{mistura}$ ) tem-se a concentração em quantidade de matéria da solução aquosa de  $K_2SO_4$ .

$$V_{mistura} = 1,0L \text{ da solução de KOH} + 2,0L \text{ da solução de H}_2\text{SO}_4 = 3,0L$$

$$[K_2SO_4] = \frac{0,2}{3,0} = \mathbf{0,067mol/L}$$

Então o volume de solução aquosa de  $H_2SO_4$  necessário para neutralizar totalmente a solução aquosa de KOH do problema é igual a 2,0L, e a concentração em quantidade de matéria de  $K_2SO_4$  produzido é 0,067mol/L.

Pode-se também determinar as concentrações em quantidade de matéria dos íons  $K^+$  e  $SO_4^{2-}$  presentes na solução resultante considerando a dissociação total do sal. Como cada mol de  $K_2SO_4$  produz 2mol de  $K^+$  e 1mol de  $SO_4^{2-}$ , então 0,067mol de  $K_2SO_4$  produz 0,134mol de  $K^+$  e 0,067mol de  $SO_4^{2-}$ , portanto:

$$[K^+] = \mathbf{0,134mol/L}$$

$$[SO_4^{2-}] = \mathbf{0,067mol/L}$$

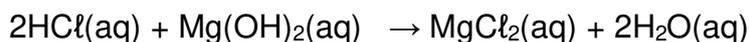
**Exemplo 2:**

Determine a massa de hidróxido de magnésio ( $\text{Mg(OH)}_2$ ), em gramas, necessária para se neutralizar completamente, 200mL de solução aquosa 0,1mol/L de  $\text{HCl}$ .

Massa molar do  $\text{Mg(OH)}_2 = 58,3\text{g/mol}$

**Resolução:**

Como a mistura é entre uma solução ácida e outra alcalina, ocorre reação química entre os solutos, formando sal e água segundo a reação de neutralização total:



Em 1 litro da solução aquosa de  $\text{HCl}$  há 0,1mol desse ácido, então em 200mL (0,2L) dessa solução há:

1,0L de solução de $\text{HCl}$ .....	0,01mol de $\text{HCl}$
0,2L de solução de $\text{HCl}$ .....	<b>x</b> mol de $\text{HCl}$

$$1 \cdot x = 0,2 \cdot 0,01 \quad \therefore \quad x = \mathbf{0,002\text{mol de HCl}}$$

Utilizando-se a relação estequiométrica, pode-se determinar a massa de  $\text{Mg(OH)}_2$  necessária para neutralizar totalmente 0,002mol de  $\text{HCl}$ :

	$2\text{HCl}$	$1 \text{Mg(OH)}_2$
Dados da equação:	2mol	58,3g
Dados do enunciado:	0,002mol	<b>y g</b>

Dividindo-se a quantidade de matéria de  $\text{HCl}$  da segunda linha pela que está na primeira linha do quadro, tem-se:

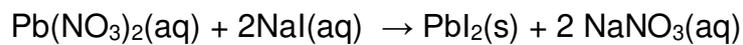
$$\text{Variação} = \frac{0,002}{2} = 0,001$$

Multiplicando-se a variação pela massa de  $\text{Mg(OH)}_2$  presente na primeira linha, tem-se:

$$y = 0,001 \cdot 58,3 = 0,06\text{g de Mg(OH)}_2$$

**Exemplo 3:**

200mL de uma solução aquosa 0,01mol/L de nitrato de chumbo II ( $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ) foram misturados com 300mL de solução 0,02mol/L de iodeto de sódio (NaI). Determine a massa máxima de  $\text{PbI}_2$  que pode ser obtida, conforme a reação química:



Massa molar do  $\text{PbI}_2 = 461\text{g/mol}$

**Resolução:**

Como o problema fornece dados de dois reagentes, pode ser que um deles esteja em excesso. Então, antes de calcular a massa máxima de  $\text{PbI}_2$  que pode ser obtida, deve-se determinar o reagente limitante.

Em 1 litro da solução aquosa de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  há 0,01mol desse sal, então em 200mL (0,2L) dessa solução há:

1,0L de solução de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ .....	0,01mol de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
0,2L de solução de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ .....	<b>x</b> mol de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

$$1 \cdot x = 0,2 \cdot 0,01 \quad \therefore \quad \mathbf{x = 0,002\text{mol de } \text{Pb}(\text{NO}_3)_2}$$

Em 1 litro da solução aquosa de NaI há 0,02mol desse sal, então em 300mL (0,3L) dessa solução há:

1,0L de solução de NaI..... 0,02mol de NaI  
 0,3L de solução de NaI..... **y** mol de NaI

$$1 \cdot y = 0,3 \cdot 0,02 \therefore y = \mathbf{0,006 \text{ mol de NaI}}$$

A partir desses dados, constrói-se o seguinte quadro:

	<b>1Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub></b>	<b>2NaI</b>	<b>1PbI<sub>2</sub></b>
Dados da equação:	1mol	2mol	461g
Dados do enunciado:	<b>0,002mol</b>	<b>0,006mol</b>	<b>x g</b>

Para se saber qual é o reagente limitante, deve-se dividir, para cada reagente, a quantidade da segunda linha pela sua quantidade na primeira linha do quadro:

$$\text{Pb(NO}_3)_2 = \frac{0,002}{1} = \mathbf{0,002}$$

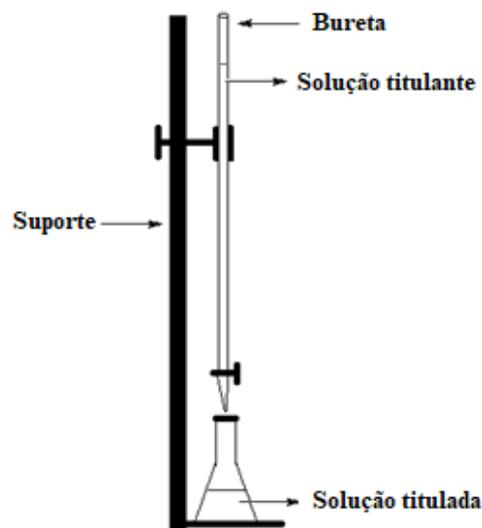
$$\text{NaI} = \frac{0,006}{2} = \mathbf{0,003}$$

Como a variação do  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  é menor, ele é o reagente limitante. Multiplicando-se essa variação pela massa do  $\text{PbI}_2$  presente na primeira linha do quadro, tem-se a massa máxima de  $\text{PbI}_2$  que pode ser obtida.

$$x = 0,002 \cdot 461 = 0,9\text{g de PbI}_2$$

## Titulação

Um caso importante de mistura entre soluções de solutos que reagem entre si é a titulação entre ácido e base que consiste em determinar a concentração de uma solução em mol/L, a partir de uma reação química com outra solução cuja concentração em mol/L é conhecida que é colocada numa bureta. A figura a seguir, apresenta o equipamento utilizado para se realizar uma titulação.



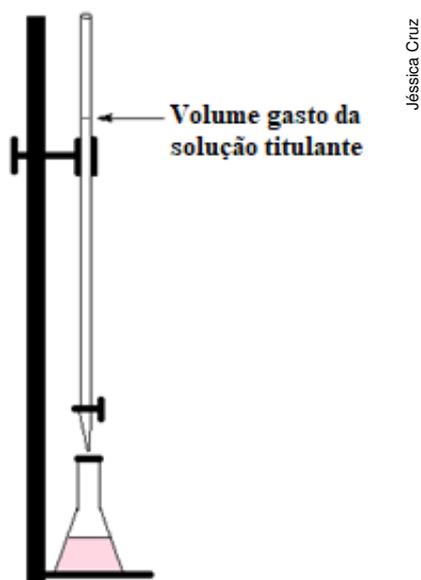
Jéssica Cruz

Equipamento utilizado para uma titulação entre ácido e base.

Num recipiente chamado erlenmeyer é colocado um certo volume da solução cuja concentração em mol/L se deseja determinar, denominada **solução titulada**. A solução de concentração conhecida é inserida na bureta até atingir a marca inicial de volume (zero da bureta). Essa solução é denominada **solução titulante**. No caso específico de uma titulação entre um ácido e uma base, se no erlenmeyer há uma solução ácida, na bureta deve-se colocar uma solução alcalina e vice-versa. O erlemmeyer também são colocadas algumas gotas de um indicador ácido-base, que contém uma substância que muda de cor ao ocorrer a neutralização total dos reagentes. O indicador mais adequado é escolhido conforme o tipo de reação que ocorre no procedimento.

A técnica da titulação consiste em gotejar vagarosamente a solução titulante dentro do erlenmeyer para ocorrer a reação. A torneira da bureta é fechada ao final da reação, chamado de **ponto de equivalência**, que é verificado quando há mudança na coloração do indicador escolhido. Utilizando-se o volume da solução titulante gasto para neutralizar totalmente a solução titulada, pode-se montar a equação da reação e calcular estequiometricamente o valor da concentração da amostra desconhecida.

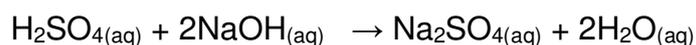
A figura a seguir, apresenta o resultado de uma titulação de uma solução ácida (no erlenmeyer) de concentração desconhecida por uma solução alcalina (na bureta), utilizando-se o indicador fenolftaleína, que muda de incolor para rosa no ponto de equivalência.



Final da titulação de uma solução ácida por outra alcalina.

Considere por exemplo a titulação de 20mL de uma solução de hidróxido de sódio(NaOH) de concentração desconhecida, utilizando-se uma solução de ácido sulfúrico( $H_2SO_4$ ) de concentração 0,1mol/L. Supondo que foi gasto 1,6mL de ácido para neutraliza toda a base presente na solução titulada, pode-se calcular a concentração da solução alcalina, a partir da equação química da neutralização total entre os reagentes.

A equação química que representa a reação entre o  $H_2SO_4$  e o NaOH é a seguinte:



Então, pode-se estabelecer a seguinte relação:

	1H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	2NaOH
Dados da equação:	1 mol	2 mol
Dados da titulação:	n <sub>ácido</sub> mol	n <sub>base</sub> mol

A variável **n<sub>ácido</sub>** é a quantidade de matéria (ou número de mol) do ácido presente no volume gasto da solução titulante e **n<sub>base</sub>** é a quantidade de matéria (ou número de mol) da base presente na solução titulada. Então, pode-se escrever:

$$\frac{n_{\text{ácido}}}{1} = \frac{n_{\text{base}}}{2} \quad \therefore n_{\text{base}} = 2 \cdot n_{\text{ácido}}$$

Sabe-se que a concentração em mol/L de uma solução é dada pela razão entre a quantidade de matéria do soluto e o volume da solução em litros:

$$\mathfrak{M} = \frac{n_{\text{soluto}}(\text{mol})}{V_{\text{solução}}(\text{L})}$$

Então, o número de mol do soluto é igual ao produto entre a concentração em mol/L de uma solução e o volume da solução em litros:

$$n_{\text{soluto}} = \mathfrak{M} (\text{mol/L}) \cdot V (\text{L})$$

Logo, podemos escrever:

$$n_{\text{ácido}} = M_{\text{ácido}} \cdot V_{\text{ácido}} \quad \text{e} \quad n_{\text{base}} = M_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}}$$

Como para a reação dada  $n_{\text{base}} = 2 \cdot n_{\text{ácido}}$ , tem-se:

$$M_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}} = 2 \cdot M_{\text{ácido}} \cdot V_{\text{ácido}}$$

Como há volume em ambos os lados da fórmula, não é necessário utilizar o volume em litros, basta que ele tenha a mesma unidade em ambos os lados.

Os dados da titulação são os seguintes:

$$M_{\text{base}} = ?$$

$$V_{\text{base}} = 20\text{mL}$$

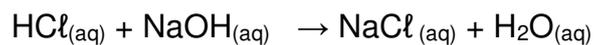
$$M_{\text{ácido}} = 0,1\text{mol/L}$$

$$V_{\text{ácido}} = 1,6\text{mL}$$

Substituindo na fórmula esses dados,

$$M_{\text{base}} \cdot 20 = 2 \cdot 0,1 \cdot 1,6 \quad \therefore \quad M_{\text{base}} = \frac{0,32}{20} = \mathbf{0,01\text{mol/L}}$$

Se a solução titulante fosse o ácido clorídrico (HCl) ao invés do  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , a reação de neutralização total seria:



Estabelecendo-se a relação entre os reagentes:

	1 HCl	1 NaOH
Dados da equação:	1 mol	1 mol
Dados da titulação:	$n_{\text{ácido}}$ mol	$n_{\text{base}}$ mol

Tem-se:

$$n_{\text{ácido}} = n_{\text{base}}$$

Logo, a fórmula para essa titulação é:

$$m_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}} = m_{\text{ácido}} \cdot V_{\text{ácido}}$$

## Curiosidade

Um tipo de mistura em que pequenas partículas se distribuem em outro material é conhecido como dispersão. Tais partículas são denominadas **disperso** e o material em que elas estão distribuídas é denominado **dispersante** ou **dispergente**.

As partículas dispersas podem ter diferentes tamanhos, que possibilitam classificar uma dispersão em **solução**, **dispersão coloidal** e **suspensão**.

A **solução** é uma mistura homogênea em que o diâmetro das partículas dispersas é menor que  $10^{-9}$  m.



Marcelo Pinheiro

Solução aquosa.

Numa **dispersão coloidal** ou **coloide**, as partículas dispersas têm diâmetro entre  $10^{-9}$  e  $10^{-6}$  m, tendo um aspecto homogêneo a olho nu. Neblina, fumaça,

pedra-pomes, creme de leite, leite, maionese, creme de barbear, manteiga, geleia e gelatina são exemplos de colóides.



Pedra-pomes: gás disperso num sólido.



Manteiga: líquido disperso num sólido.

Marcelo Pinheiro

Leite e maionese são colóides denominados **emulsões** e formados pela dispersão de um líquido em outro. Neles há gordura e óleo dispersos em água. Como os líquidos possuem polaridades diferentes (gordura e óleo são apolares e a água é polar), a emulsão só se mantém estável devido à ação de **agentes emulsificantes**, cujas moléculas possuem uma parte polar e outra apolar, sendo capazes evitar a separação dos componentes da emulsão. O agente emulsificante do leite é a proteína caseína, e o da maionese e a proteína lecitina presente na gema do ovo.

Na **suspensão**, as partículas dispersas possuem diâmetro maior que  $10^{-6}$  m, sendo considerada uma mistura heterogênea, pois essas partículas podem se sedimentar, caracterizando uma mistura com mais de uma fase.



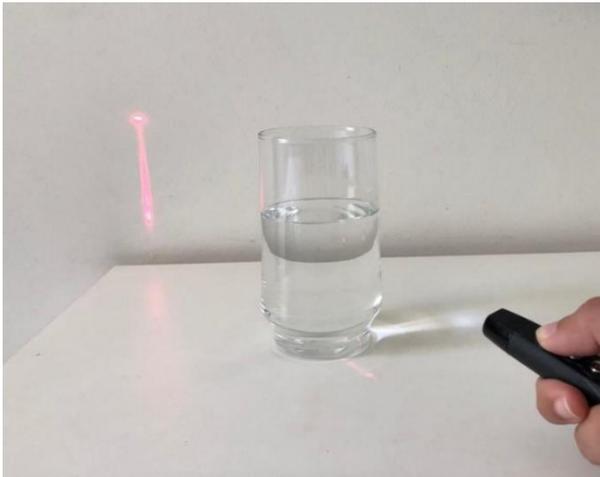
Marcelo Pinheiro

Suspensão de amido em água.

As dispersões coloidais apresentam uma característica denominada **efeito Tyndall**, investigada pelo físico britânico John Tyndall (1820-1893). Ele é um efeito óptico em que as partículas dispersas provocam um espalhamento ou dispersão da luz. Isso possibilita a visualização de um “feixe luminoso” quando uma luz de um laser incide diretamente num coloide. Outro exemplo, é a observação deste feixe quando, numa noite de neblina, os faróis de um automóvel são acesos.

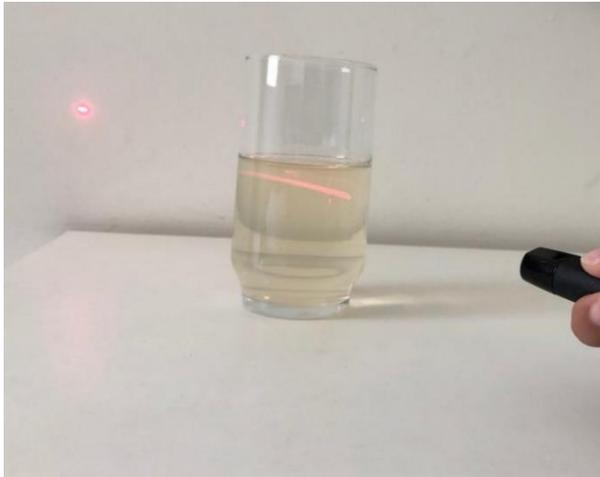
Numa solução, as partículas dispersas são pequenas e não espalham a luz, enquanto que na suspensão, as partículas dispersas são grandes, o que dificulta a passagem do feixe luminoso.

As fotografias a seguir mostram a incidência da luz de um laser sobre solução, dispersão coloidal e suspensão.



Jéssica Cruz

Laser aplicado numa solução aquosa de NaCl.



Jéssica Cruz

Laser aplicado numa dispersão coloidal de gelatina.



Jéssica Cruz

Laser aplicado numa suspensão de amido em água.

## QUESTÕES DO ENEM – UNIDADE 2

Questões e imagens retiradas das provas disponibilizadas no *site* do Inep (<http://www.inep.gov.br>).

1. (Enem 2010) Devido ao seu alto teor de sais, a água do mar é imprópria para o consumo humano e para a maioria dos usos da água doce. No entanto, para a indústria, a água do mar é de grande interesse, uma vez que os sais presentes podem servir de matérias-primas importantes para diversos processos. Nesse contexto, devido a sua simplicidade e ao seu baixo potencial de impacto ambiental, o método da precipitação fracionada tem sido utilizado para a obtenção dos sais presentes na água do mar.

### Solubilidade em água de alguns compostos presentes na água do mar a 25 °C

Soluto	Fórmula	Solubilidade (g/kg de H <sub>2</sub> O)
Brometo de sódio	NaBr	$1,20 \times 10^3$
Carbonato de cálcio	CaCO <sub>3</sub>	$1,30 \times 10^{-2}$
Cloreto de sódio	NaCl	$3,60 \times 10^2$
Cloreto de magnésio	MgCl <sub>2</sub>	$5,41 \times 10^2$
Sulfato de magnésio	MgSO <sub>4</sub>	$3,60 \times 10^2$
Sulfato de cálcio	CaSO <sub>4</sub>	$6,80 \times 10^{-1}$

Pitombo, L.R.M.; Marcondes, M.E.R.; GEPEC. Grupo de pesquisa em Educação em Química. Química e Sobrevivência: Hidrosfera Fonte de Materiais. São Paulo: EDUSP, 2005 (adaptado).

Suponha que uma indústria objetiva separar determinados sais de uma amostra de água do mar a 25 °C, por meio da precipitação fracionada. Se essa amostra

contiver somente os sais destacados na tabela, a seguinte ordem de precipitação será verificada:

- A) Carbonato de cálcio, sulfato de cálcio, cloreto de sódio e sulfato de magnésio, cloreto de magnésio e, por último, brometo de sódio.
- B) Brometo de sódio, cloreto de magnésio, cloreto de sódio e sulfato de magnésio, sulfato de cálcio e, por último, carbonato de cálcio.
- C) Cloreto de magnésio, sulfato de magnésio e cloreto de sódio, sulfato de cálcio, carbonato de cálcio e, por último, brometo de sódio.
- D) Brometo de sódio, carbonato de cálcio, sulfato de cálcio, cloreto de sódio e sulfato de magnésio e, por último, cloreto de magnésio.
- E) Cloreto de sódio, sulfato de magnésio, carbonato de cálcio, sulfato de cálcio, cloreto de magnésio e, por último, brometo de sódio.

2. (Enem 2014) A utilização de processos de biorremediação de resíduos gerados pela combustão incompleta de compostos orgânicos tem se tornado crescente, visando minimizar a poluição ambiental. Para a ocorrência de resíduos de naftaleno, algumas legislações limitam sua concentração em até 30 mg/kg para solo agrícola e 0,14 mg/L para água subterrânea. A quantificação desse resíduo foi realizada em diferentes ambientes, utilizando-se amostras de 500g de solo e 100mL de água, conforme apresentado no quadro.

Ambiente	Resíduo de naftaleno (g)
Solo I	$1,0 \times 10^{-2}$
Solo II	$2,0 \times 10^{-2}$
Água I	$7,0 \times 10^{-6}$
Água II	$8,0 \times 10^{-6}$
Água III	$9,0 \times 10^{-6}$

O ambiente que necessita de biorremediação é o(a)

- A) solo I.
- B) solo II.
- C) água I.
- D) água II.
- E) água III.

**3.** (Enem 2016) Para cada litro de etanol produzido em uma indústria de cana-de-açúcar são gerados cerca de 18L de vinhaça que é utilizada na irrigação das plantações de cana-de-açúcar, já que contém teores médios de nutrientes N, P e K iguais a 357 mg/L, 60 mg/L e 2034 mg/L respectivamente.

SILVA. M. A. S.; GRIEBELER. N. P.; BORGES, L. C. Uso de vinhaça e impactos nas propriedades do solo e lençol freático.

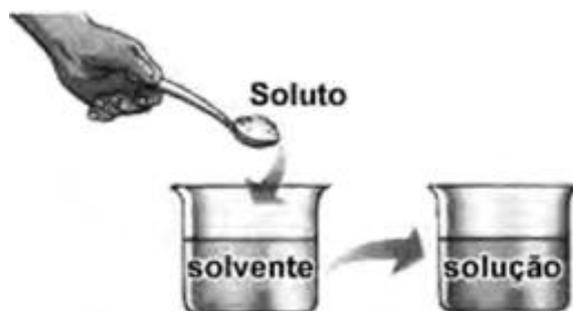
*Revista Brasileira de Engenharia Agrícola e Ambiental.* n. 1, 2007 (adaptado).

Na produção de 27.000L de etanol, a quantidade total de fósforo, em kg,

disponível na vinhaça será mais próxima de

- A) 1.
- B) 29.
- C) 60.
- D) 170.
- E) 1000.

4. (Enem 2010) Ao colocar um pouco de açúcar na água e mexer até a obtenção de uma só fase, prepara-se uma solução. O mesmo acontece ao se adicionar um pouquinho de sal à água e misturar bem. Uma substância capaz de dissolver o soluto é denominada solvente; por exemplo, a água é um solvente para o açúcar, para o sal e para várias outras substâncias. A figura a seguir ilustra essa citação.

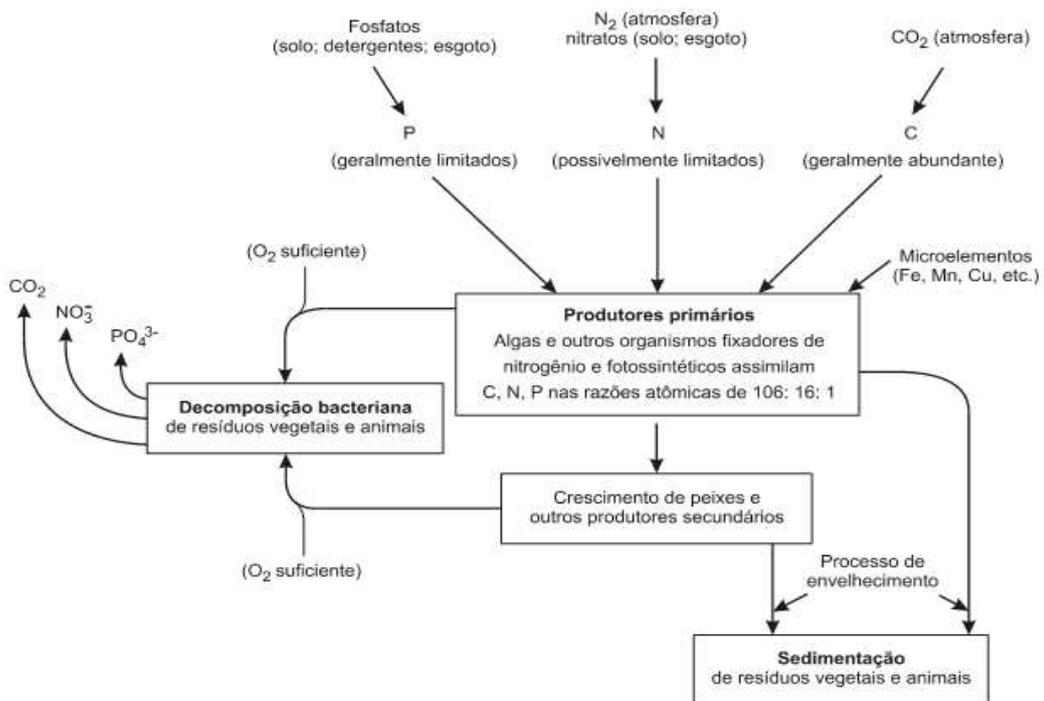


Disponível em: [www.sobiologia.com.br](http://www.sobiologia.com.br). Acesso em: 27 abr. 2010.

Suponha que uma pessoa, para adoçar seu cafezinho, tenha utilizado 3,42g de sacarose (massa molar igual a 342 g/mol) para uma xícara de 50 mL do líquido. Qual é a concentração final, em mol/L, de sacarose nesse cafezinho?

- A) 0,02.
- B) 0,2.
- C) 2.
- D) 200.
- E) 2000.

5. (Enem 2011) A eutrofização é um processo em que rios, lagos e mares adquirem níveis altos de nutrientes, especialmente fosfatos e nitratos, provocando posterior acúmulo de matéria orgânica em decomposição. Os nutrientes são assimilados pelos produtores primários e o crescimento desses é controlado pelo nutriente limitrofe, que é o elemento menos disponível em relação à abundância necessária à sobrevivência dos organismos vivos. O ciclo representado na figura seguinte reflete a dinâmica dos nutrientes em um lago.



SPIRO, T. G.; STIGLIANI, W. M. *Química Ambiental*. São Paulo: Pearson Education do Brasil, 2008 (adaptado).

A análise da água de um lago que recebe a descarga de águas residuais provenientes de lavouras adubadas revelou as concentrações dos elementos carbono ( $21,2\text{mol/L}$ ), nitrogênio ( $1,2\text{mol/L}$ ) e fósforo ( $0,2\text{mol/L}$ ). Nessas condições, o nutriente limitrofe é o

- A) C.
- B) N.
- C) P.
- D)  $\text{CO}_2$ .
- E)  $\text{PO}_4^{3-}$ .

6. (Enem 2015) A hidroponia pode ser definida como uma técnica de produção de vegetais sem necessariamente a presença de solo. Uma das formas de implementação é manter as plantas com suas raízes suspensas em meio líquido, de onde retiram os nutrientes essenciais. Suponha que um produtor de rúcula hidropônica precise ajustar a concentração de íon nitrato ( $\text{NO}_3^-$ ) para  $0,009\text{ mol/L}$  em um tanque de 5000 litros e, para tanto, tem em mãos uma solução comercial nutritiva de nitrato de cálcio  $90\text{ g/L}$ .

As massas molares dos elementos N, O e Ca são iguais a  $14\text{ g/mol}$ ,  $16\text{ g/mol}$  e  $40\text{ g/mol}$ , respectivamente.

Qual o valor mais próximo do volume da solução nutritiva, em litros, que o produtor deve adicionar ao tanque?

- A) 26
- B) 41
- C) 45
- D) 51
- E) 82

7. (Enem 2010) Todos os organismos necessitam de água e grande parte deles vive em rios, lagos e oceanos. Os processos biológicos, como respiração e fotossíntese, exercem profunda influência na química das águas naturais em todo o planeta. O oxigênio é ator dominante na química e na bioquímica da hidrosfera. Devido a sua baixa solubilidade em água (9,0 mg/L a 20°C) a disponibilidade de oxigênio nos ecossistemas aquáticos estabelece o limite entre a vida aeróbica e anaeróbica. Nesse contexto, um parâmetro chamado Demanda Bioquímica de Oxigênio (DBO) foi definido para medir a quantidade de matéria orgânica presente em um sistema hídrico. A DBO corresponde à massa de  $O_2$ , em miligramas, necessária para realizar a oxidação total do carbono orgânico em um litro de água.

Dados: Massas molares em g/mol: C = 12; H = 1; O = 16.

Suponha que 10 mg de açúcar (fórmula mínima  $CH_2O$  e massa molar igual a 30 g/mol) são dissolvidos em um litro de água; em quanto a DBO será aumentada?

- A) 0,4mg de  $O_2$ /litro

- B) 1,7mg de O<sub>2</sub>/litro
- C) 2,7mg de O<sub>2</sub>/litro
- D) 9,4mg de O<sub>2</sub>/litro
- E) 10,7mg de O<sub>2</sub>/litro

**8.** (Enem 2009) O álcool hidratado utilizado como combustível veicular é obtido por meio da destilação fracionada de soluções aquosas geradas a partir da fermentação de biomassa. Durante a destilação, o teor de etanol da mistura é aumentado, até o limite de 96% em massa.

Considere que, em uma usina de produção de etanol, 800 kg de uma mistura etanol/água com concentração 20% em massa de etanol foram destilados, sendo obtidos 100 kg de álcool hidratado 96% em massa de etanol. A partir desses dados, é correto concluir que a destilação em questão gerou um resíduo com uma concentração de etanol em massa.

- A) de 0%.
- B) de 8,0%.
- C) entre 8,4% e 8,6%.
- D) entre 9,0% e 9,2%.
- E) entre 13% e 14%.

**9.** (Enem 2017) A toxicidade de algumas substâncias é normalmente representada por um índice conhecido como DL<sub>50</sub> (dose letal mediana). Ele representa a dosagem aplicada a uma população de seres vivos que mata 50%

desses indivíduos e é normalmente medido utilizando-se ratos como cobaias. Esse índice é muito importante para os seres humanos, pois ao se extrapolar os dados obtidos com o uso de cobaias, pode-se determinar o nível tolerável de contaminação de alimentos, para que possam ser consumidos de forma segura pelas pessoas.

O quadro apresenta três pesticidas e suas toxicidades. A unidade mg/kg indica a massa da substância ingerida pela massa da cobaia.

Pesticidas	DL50 (mg/kg)
Diazinon	70
Malation	1000
Atrazina	3100

Sessenta ratos, com massa de 200g cada, foram divididos em três grupos de vinte. Três amostras de ração, contaminadas, cada uma delas com um dos pesticidas indicados no quadro, na concentração de 3mg por grama de ração, foram administradas para cada grupo de cobaias. Cada rato consumiu 100g de ração.

Qual(ais) grupo(s) terá(ão) uma mortalidade mínima de 10 ratos?

- A) O grupo que se contaminou somente com atrazina.
- B) O grupo que se contaminou somente com diazinon.
- C) Os grupos que se contaminaram com atrazina e malation.

- D) Os grupos que se contaminaram com diazinon e malation.
- E) Nenhum dos grupos contaminados com atrazina, diazinon e malation.

**10.** (Enem 2013) A varfarina é um fármaco que diminui a agregação plaquetária, e por isso é utilizada como anticoagulante, desde que esteja presente no plasma, com uma concentração superior a 1,0 mg/L. Entretanto, concentrações plasmáticas superiores a 4,0 mg/L podem desencadear hemorragias. As moléculas desse fármaco ficam retidas no espaço intravascular e dissolvidas exclusivamente no plasma, que representa aproximadamente 60% do sangue em volume. Em um medicamento, a varfarina é administrada por via intravenosa na forma de solução aquosa, com concentração de 3,0 mg/mL. Um indivíduo adulto, com volume sanguíneo total de 5,0 L, será submetido a um tratamento com solução injetável desse medicamento.

Qual é o máximo volume da solução do medicamento que pode ser administrado a esse indivíduo, pela via intravenosa, de maneira que não ocorram hemorragias causadas pelo anticoagulante?

- A) 1,0 mL.
- B) 1,7 mL.
- C) 2,7 mL.
- D) 4,0 mL.
- E) 6,7 mL.

11. (Enem 2009) O pó de café jogado no lixo caseiro e, principalmente, as grandes quantidades descartadas em bares e restaurantes poderão se transformar em uma nova opção de matéria prima para a produção de biodiesel, segundo estudo da Universidade de Nevada (EUA). No mundo, são cerca de 8 bilhões de quilogramas de pó de café jogados no lixo por ano. O estudo mostra que o café descartado tem 15% de óleo, o qual pode ser convertido em biodiesel pelo processo tradicional. Além de reduzir significativamente emissões prejudiciais, após a extração do óleo, o pó de café é ideal como produto fertilizante para jardim.

**Revista Ciência e Tecnologia no Brasil.** nº 155. jan. 2009.

Considere o processo descrito e a densidade do biodiesel igual a  $900 \text{ kg/m}^3$ . A partir da quantidade de pó de café jogada no lixo por ano, a produção de biodiesel seria equivalente a

- A) 1,08 bilhões de litros.
- B) 1,20 bilhões de litros.
- C) 1,33 bilhões de litros.
- D) 8,00 bilhões de litros.
- E) 8,80 bilhões de litros.

12. (Enem 2011) Certas ligas estanho-chumbo com composição específica formam um eutético simples, o que significa que uma liga com essas características se comporta como uma substância pura, com um ponto de fusão definido, no caso 183°C. Essa é uma temperatura inferior mesmo ao ponto de fusão dos metais que compõem esta liga (o estanho puro funde a 232°C e o chumbo puro a 320°C) o que justifica sua ampla utilização na soldagem de componentes eletrônicos, em que o excesso de aquecimento deve sempre ser evitado. De acordo com as normas internacionais, os valores mínimo e máximo das densidades para essas ligas são de 8,74 g/mL e 8,82 g/mL, respectivamente. As densidades do estanho e do chumbo são 7,3 g/mL e 11,3 g/mL, respectivamente. Um lote contendo 5 amostras de solda estanho-chumbo foi analisado por um técnico, por meio da determinação de sua composição percentual em massa, cujos resultados estão mostrados no quadro a seguir.

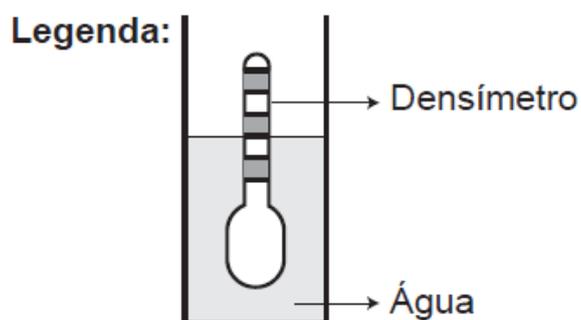
<b>Amostra</b>	<b>Porcentagem de Sn (%)</b>	<b>Porcentagem de Pb (%)</b>
<b>I</b>	60	40
<b>II</b>	62	38
<b>III</b>	65	35
<b>IV</b>	63	37
<b>V</b>	59	41

Disponível em: <http://www.eletrica.ufpr.br>.

Com base no texto e na análise realizada pelo técnico, as amostras que atendem às normas internacionais são

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

**13.** (Enem 2018) Usando um densímetro cuja menor divisão da escala, isto é, a diferença entre duas marcações consecutivas, é de  $5,0 \times 10^{-2} \text{ g.cm}^{-3}$ , um estudante realizou um teste de densidade: colocou este instrumento na água pura e observou que ele atingiu o repouso na posição mostrada.

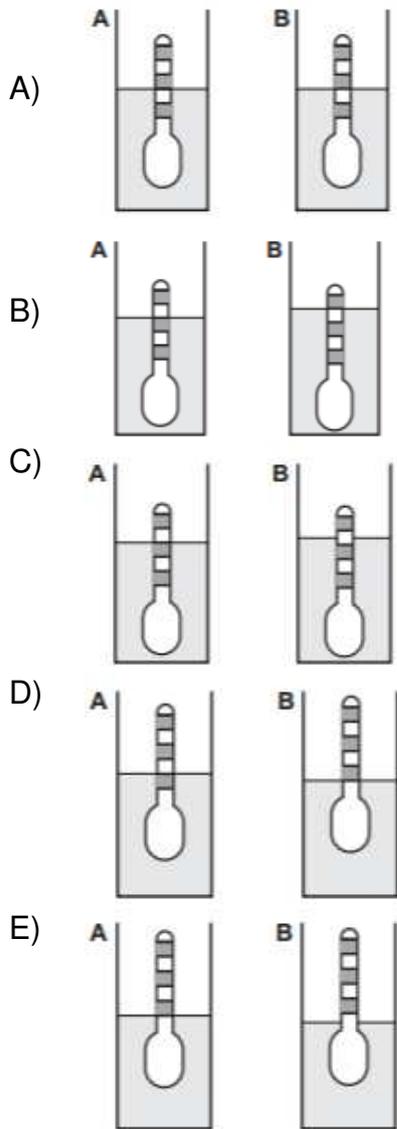


Em dois outros recipientes A e B contendo 2 litros de água pura, em cada um, ele adicionou 100g e 200g de  $\text{NaCl}$ , respectivamente.

Quando o cloreto de sódio é adicionado à água pura ocorre sua dissociação

formando os íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$ . Considere que esses íons ocupam os espaços intermoleculares na solução.

Nestes recipientes, a posição de equilíbrio do densímetro está representada em:



14. (Enem 2014) Diesel é uma mistura de hidrocarbonetos que também apresenta enxofre em sua composição. Esse enxofre é um componente indesejável, pois o trióxido de enxofre gerado é um dos grandes causadores da chuva ácida. Nos anos 1980, não havia regulamentação e era utilizado óleo

diesel com 13 000 ppm de enxofre. Em 2009, o diesel passou a ter 1 800 ppm de enxofre (S1800) e, em seguida, foi inserido no mercado o diesel S500 (500 ppm). Em 2012, foi difundido o diesel S50, com 50 ppm de enxofre em sua composição. Atualmente, é produzido um diesel com teores de enxofre ainda menores.

*Os Impactos da má qualidade do óleo diesel brasileiro.* Disponível em: [www.cnt.org.br](http://www.cnt.org.br).

Acesso em: 20 dez. 2012 (adaptado).

A substituição do diesel usado nos anos 1980 por aquele difundido em 2012 permitiu uma redução percentual de emissão de  $\text{SO}_3$  de

- A) 86,2%.
- B) 96,2%.
- C) 97,2%.
- D) 99,6%.
- E) 99,9%.

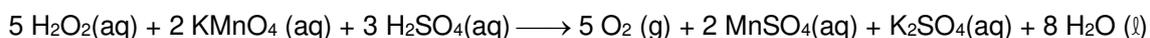
**15.** (Enem 2009) Os exageros do final de semana podem levar o indivíduo a um quadro de azia. A azia pode ser descrita como uma sensação de queimação no esôfago, provocada pelo desbalanceamento do pH estomacal (excesso de ácido clorídrico). Um dos antiácidos comumente empregados no combate à azia é o leite de magnésia.

O leite de magnésia possui 64,8 g de hidróxido de magnésio ( $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ) por litro da solução. Qual a quantidade de ácido neutralizado ao se ingerir 9 mL de leite de magnésia?

Dados: Massas molares (em  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ) :  $\text{Mg} = 24,3$ ;  $\text{Cl} = 35,4$ ;  $\text{O} = 16$ ;  $\text{H} = 1$

- A) 20 mol
- B) 0,58 mol
- C) 0,2 mol
- D) 0,02 mol
- E) 0,01 mol

**16.** (Enem 2011) O peróxido de hidrogênio é comumente utilizado como antisséptico e alvejante. Também pode ser empregado em trabalhos de restauração de quadros enegrecidos e no clareamento de dentes. Na presença de soluções ácidas de oxidantes, como o permanganato de potássio, este óxido decompõe-se, conforme a equação a seguir:



ROCHA-FILHO, R. C. R.; SILVA, R. R. *Introdução aos Cálculos da Química*. São Paulo:

McGraw-Hill, 1992.

De acordo com a estequiometria da reação descrita, a quantidade de permanganato de potássio necessária para reagir completamente com 20,0 mL de uma solução 0,1 mol/L de peróxido de hidrogênio é igual a

- A)  $2,0 \times 10^0$  mol
- B)  $2,0 \times 10^{-3}$  mol
- C)  $8,0 \times 10^{-1}$  mol
- D)  $8,0 \times 10^{-4}$  mol
- E)  $5,0 \times 10^{-3}$  mol

**17.** (Enem 2010) O efeito Tyndall é um efeito óptico de turbidez provocado pelas partículas de uma dispersão coloidal. Foi observado pela primeira vez por Michael Faraday em 1857 e, posteriormente, investigado pelo físico inglês John Tyndall. Este efeito é o que torna possível, por exemplo, observar as partículas de poeira suspensas no ar por meio de uma réstia de luz, observar gotículas de água que formam a neblina por meio do farol do carro ou, ainda, observar o feixe luminoso de uma lanterna por meio de um recipiente contendo gelatina.

REIS, M. Completamente Química: Físico-Química. São Paulo: FTD, 2001(adaptado).

Ao passar por um meio contendo partículas dispersas, um feixe de luz sofre o efeito Tyndall devido

- A) à absorção do feixe de luz por este meio.
- B) à interferência do feixe de luz neste meio.
- C) à transmissão do feixe de luz neste meio.
- D) à polarização do feixe de luz por este meio.
- E) ao espalhamento do feixe de luz neste meio.

## **UNIDADE 3**

# **PROPRIEDADES COLIGATIVAS**

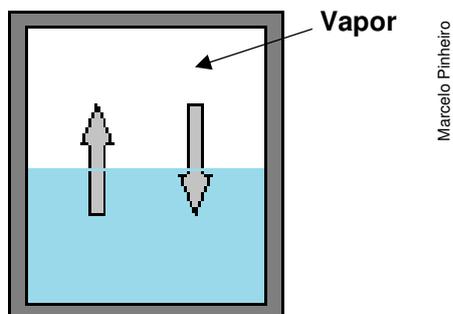
Nesta unidade, estudaremos as propriedades coligativas, porém antes de explicarmos o que são essas propriedades, precisamos conhecer alguns conceitos importantes, como pressão de vapor, temperatura de ebulição, temperatura de solidificação e osmose.

## **Pressão de vapor de uma substância líquida**

Sabe-se que se certa quantidade de uma substância líquida, como a água pura por exemplo, for deixada num recipiente aberto em condições ambientes, após certo tempo observa-se uma diminuição de volume do líquido até o seu completo desaparecimento. Esse fenômeno é denominado evaporação, e ocorre porque as moléculas da superfície do líquido absorvem energia externa e escapam para o estado gasoso, formando vapor.

Quando, em determinada temperatura, certo volume de uma substância líquida é colocado dentro de um recipiente totalmente fechado deixando-se um espaço entre o líquido e a tampa, verifica-se, com o auxílio de um medidor de pressão, que há o aparecimento de vapor em virtude de um aumento da pressão e que após um tempo se estabiliza. O volume de líquido também diminui até ficar constante. Isso ocorre porque as partículas do líquido sofrem evaporação (escapam para o estado gasoso) e o vapor formado exerce pressão sobre as paredes do recipiente. Simultaneamente, algumas partículas sofrem condensação e retornam para o estado líquido. No início, a velocidade de evaporação é maior que a velocidade de condensação. Após um tempo, essas velocidades se igualam, atingindo um equilíbrio. No equilíbrio, a pressão

exercida pelos vapores tem seu maior valor na temperatura considerada e é denominada **pressão máxima de vapor**, ou, de forma mais simplificada, **pressão de vapor** ( $P_v$ ) da substância.



No equilíbrio, o líquido evapora e condensa na mesma velocidade.

Tal fenômeno também ocorre, por exemplo, dentro de uma garrafinha fechada contendo água. No espaço entre o líquido e a tampa há vapor d'água em equilíbrio com o líquido. Se o vapor não escapar para o ar, o volume de líquido não se altera.

Cada substância possui pressão de vapor e ela não depende do volume de líquido, mas a temperatura do sistema influencia em seu valor. A água, por exemplo, apresenta pressão de vapor igual a 4,6mm de Hg (=0,006atm) a 0°C, enquanto que a 100°C a sua pressão de vapor aumenta para 760mm de Hg (=1atm).

Observe na tabela a seguir os valores de pressão de vapor em mm de Hg para algumas substâncias nas temperaturas de 0°C e 40°C:

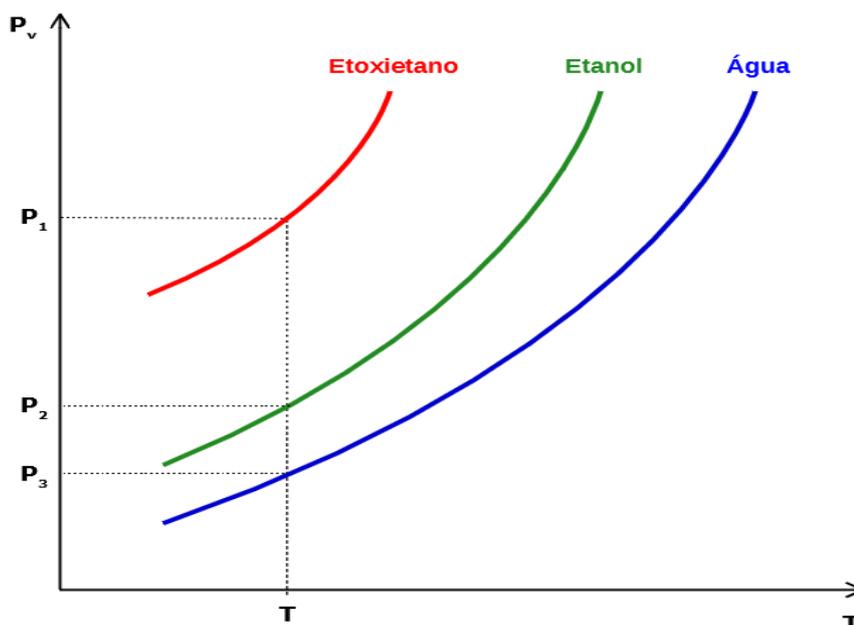
Substância	Pressão de vapor a 0°C (mm de Hg)	Pressão de vapor a 40°C (mm de Hg)
Água	4,6	50,3
Etanol	12,2	135,3
Etoxietano	185,3	921,3

Valores de pressão de vapor de algumas substâncias a 0°C e 40°C.

Assim, quanto maior é a temperatura, maior é a pressão de vapor de uma substância.

A pressão de vapor depende da substância. Se as partículas da substância no estado líquido possuem interações fracas entre si, elas apresentam maior facilidade de romper essas forças de atração ao absorverem energia, e escapam para o estado gasoso. Quanto maior o número de partículas que escapam para o estado gasoso, maior é a pressão do vapor gerado. Uma substância que apresenta maior pressão de vapor em determinada temperatura é mais **volátil** (evapora mais fácil) que outra cuja pressão de vapor é menor.

Observe o gráfico pressão de vapor versus temperatura para as substâncias etoxietano (ou éter etílico), etanol e água.



Marcelo Pinheiro

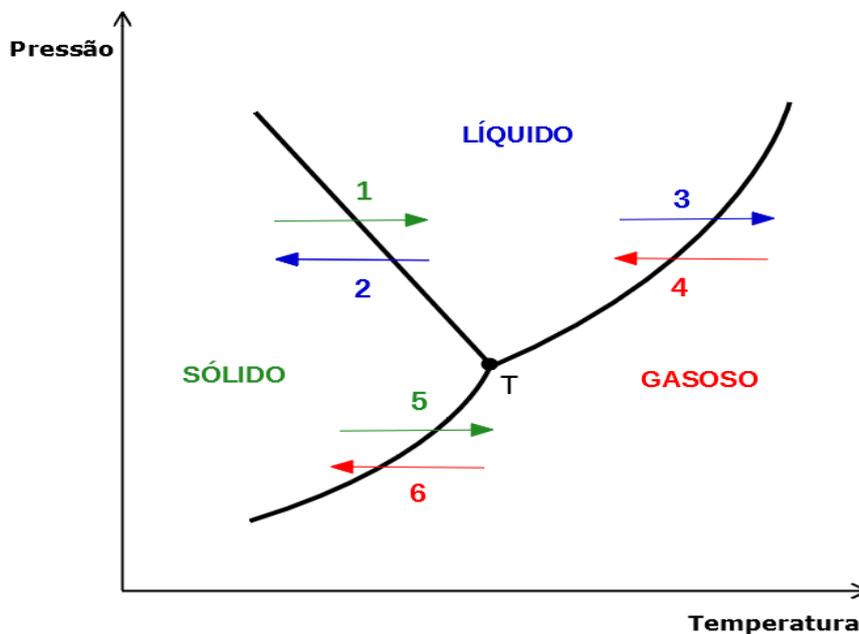
Gráfico pressão de vapor x temperatura de algumas substâncias.

O etoxietano é mais volátil que os outros líquidos, pois considerando-se uma mesma temperatura, essa substância apresenta maior pressão de vapor ( $P_1 > P_2 > P_3$ ). Isso se deve ao fato de as ligações intermoleculares presentes no etoxietano serem mais fracas que as que estão presentes no etanol e na água.

## Diagrama de fases

O diagrama de fases de uma substância é um gráfico pressão versus temperatura que apresenta as condições nas quais uma fase (sólida, líquida ou gasosa) pode ser transformada em outra. Assim, é possível avaliar a variação da temperatura da substância conforme as alterações de pressão exercida sobre ela e as suas mudanças de estados físicos em um gráfico dividido em 3 regiões que representam os estados sólido, líquido e gasoso.

O diagrama de fases da água está esquematizado a seguir:



Marcelo Pinheiro

Diagrama de fases da água.

A linha que separa os estados sólido e líquido é chamada de **curva de fusão**. A transformação indicada pela **seta 1** é a **fusão**, e a indicada pela **seta 2** é a transformação contrária, a **solidificação**. Os pontos sobre essa curva indicam as condições de pressão e temperatura em que estão presentes em equilíbrio os estados sólido e líquido, ou seja, pode estar ocorrendo uma fusão (passagem do estado sólido para o líquido) ou uma solidificação (passagem do estado líquido para o sólido).

A linha que separa os estados líquido e gasoso é chamada de **curva de vaporização**. A transformação indicada pela **seta 3** é a **vaporização**, e a indicada pela **seta 4** é a transformação contrária, a **condensação** ou **liquefação**. Os pontos sobre essa curva indicam as condições de pressão e temperatura em que estão presentes em equilíbrio os estados líquido e gasoso, ou seja, pode

estar ocorrendo uma vaporização (passagem do estado líquido para o gasoso) ou uma condensação (passagem do estado gasoso para o líquido).

A linha que separa os estados sólido e gasoso é chamada de **curva de sublimação**. As **setas 5 e 6** indicam a **sublimação**, que é a passagem do estado sólido diretamente para o estado gasoso e vice-versa. Os pontos sobre essa curva indicam as condições de pressão e temperatura em que estão presentes em equilíbrio os estados sólido e gasoso.

No gráfico, há um ponto (**T**) em que os três estados físicos de uma mesma substância podem estar presentes em equilíbrio. Ele é denominado **ponto triplo** da substância.

Observe que a curva de sublimação fica abaixo do ponto triplo, ou seja, se o ponto triplo de uma substância está acima da pressão ao nível do mar (=1atm), ela pode sofrer sublimação nessa condição, dependendo da temperatura a que ela é submetida, pois há um ponto sobre a curva de sublimação correspondente à pressão de 1 atm. Caso contrário, a sublimação não é possível, nessa pressão.

A água não sofre sublimação ao nível do mar, porque o ponto triplo da água cuja temperatura é 0,01°C e 0,006 atm (=4,58mm de Hg) de pressão está abaixo da pressão de 1atm (=760 mm de Hg). O dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) sofre sublimação ao nível do mar, pois seu ponto triplo está acima da pressão de 1atm,

ou seja, ele se encontra a  $-56^{\circ}\text{C}$  e pressão igual a  $5,11\text{ atm}$  ( $=3883,6\text{ mm de Hg}$ ).

Sob pressão de  $1\text{ atm}$ , o gelo seco ( $\text{CO}_2$  sólido) sofre sublimação a  $-78,5^{\circ}\text{C}$ .

O diagrama de fases nos permite concluir que os estados físicos de uma substância e a ocorrência de uma mudança de estado físico dependem das condições de pressão e temperatura. Alterações em uma ou duas dessas variáveis podem provocar a transformação de um estado físico em outro.

As regiões identificadas como **sólido**, **líquido** e **gasoso** apontam as condições de temperatura e pressão para que os estados sólido, líquido e gasoso, respectivamente, possam encontrar o seu nível adequado de estabilidade.

Qualquer ponto existente sobre uma curva do gráfico indica a coexistência de dois estados físicos da substância. Caso este ponto seja o encontro das três curvas existentes, ou seja, o ponto triplo, os três estados físicos coexistem em equilíbrio.

## Temperatura de ebulição

Quando se aquece certo volume de água numa panela aberta sobre o fogão, as moléculas dessa substância absorvem energia, aumentam seu estado de agitação e passam a colidir fortemente entre si. Isso faz com que aos poucos elas se separem rompendo as ligações intermoleculares (no caso, ligações de hidrogênio) que as mantêm unidas. Tal separação, forma bolhas contendo moléculas de água no estado gasoso envolvidas por outras moléculas ainda juntas no estado líquido.

Essas bolhas só conseguem subir e escapar para o ar, quando a pressão dentro delas (pressão de vapor) for no mínimo igual à pressão externa exercida sobre sua superfície, que no caso é a pressão atmosférica, e tal fato ocorre numa temperatura específica. Quando esse fenômeno está ocorrendo em toda a massa líquida, diz-se que a substância está em **ebulição** e a temperatura correspondente é denominada **temperatura de ebulição ( $T_e$ )**.

No caso da água, se a pressão atmosférica for igual a 1atm (=760 mm de Hg), ou seja, ao nível do mar, a sua temperatura de ebulição é igual a 100°C.

A ebulição ocorre da mesma forma com outras substâncias e ela depende da pressão externa. A pressão externa funciona como uma força contrária que dificulta o escape das partículas de uma substância para o estado gasoso, então quanto maior é a pressão externa, mais difícil é a ocorrência da ebulição.

Portanto, sob pressão externa maior, mais energia as partículas do líquido devem adquirir para poder conseguir igualar ou superar essa força que atrapalha seu escape para o meio externo, e isso aumenta a temperatura de ebulição.

Assim, quanto maior é a pressão externa exercida sobre um líquido, maior é a sua temperatura de ebulição. Por exemplo, a água entra em ebulição numa temperatura maior que  $100^{\circ}\text{C}$  quando é aquecida dentro de uma panela de pressão fechada. Tal fato possibilita alimentos cozinharem mais rápido dentro desse recipiente, uma vez que a ebulição da água ocorre em temperatura maior do que a que ocorre numa panela aberta.

Em altitudes mais elevadas, a pressão atmosférica diminui devido a menor quantidade de ar, o que conseqüentemente diminui a temperatura de ebulição das substâncias. Por exemplo, no alto do Monte Everest, localizado na Ásia, onde a pressão atmosférica é igual a 244 mm de Hg, a água entra em ebulição a  $71^{\circ}\text{C}$ .

Durante todo o tempo em que uma substância está em ebulição, sob determinada pressão, a temperatura permanece constante, pois o calor fornecido é utilizado pelas partículas para se separarem e não para aumentar seu estado de agitação.

A temperatura de ebulição costuma ser utilizada, em conjunto com outras propriedades, na identificação das substâncias, pois cada uma apresenta temperatura de ebulição específica, sob determinada pressão. Por exemplo,

quando a pressão externa é igual a 1atm, as temperaturas de ebulição do etoxietano e do etanol são, respectivamente, 34,6°C e 78,3°C.

Portanto, a temperatura de ebulição depende da substância e da pressão que está sendo exercida sobre ela, não sendo influenciada pelo volume de líquido utilizado no processo, que interfere apenas no tempo necessário para iniciar a ebulição. Caso sejam colocados volumes diferentes de uma substância líquida em panelas submetidas ao mesmo valor de pressão e que sejam aquecidas com a mesma quantidade de calor, a ebulição inicia primeiro no recipiente onde há menor volume de líquido.

## Temperatura de solidificação

Como sabemos, a solidificação é a mudança de estado físico sofrida por um líquido que passa para o estado sólido. Esse fenômeno é o inverso da fusão, que é o derretimento ou a passagem de uma substância do estado sólido para o líquido.

A solidificação ocorre quando as partículas do líquido perdem energia, se aproximam devido às forças de atração que existem entre elas e assumem uma conformação organizada que caracteriza o estado sólido.

Uma substância se solidifica quando ela é resfriada até uma determinada temperatura sob certo valor de pressão, conhecida como **temperatura de**

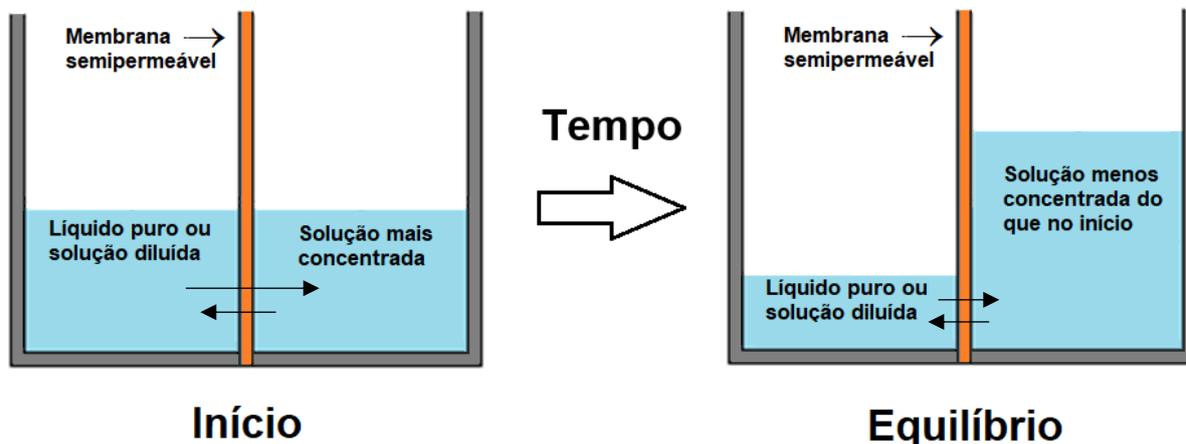
**solidificação** ou **de congelamento** ( $T_c$ ). Essa temperatura também é igual a de fusão (quando a substância está sendo aquecida) e também costuma ser utilizada na identificação das substâncias. Por exemplo a solidificação da água se dá a  $0\text{ }^\circ\text{C}$ , a do etanol a  $-117\text{ }^\circ\text{C}$  e do ferro a  $1535\text{ }^\circ\text{C}$ , sob pressão de 1atm.

Da mesma forma que a ebulição, a temperatura permanece constante durante todo o processo de solidificação de uma substância, sob determinada pressão. O tempo necessário para iniciar a solidificação depende do volume de líquido que está sendo resfriado. A solidificação demora mais para ocorrer quando o volume de líquido é maior.

## Osmose

A denominação **osmose** que vem do grego e significa “empurrão”. Ela é um fenômeno espontâneo em que uma substância líquida passa por uma membrana semipermeável. Essa membrana permite apenas a passagem do líquido e não do sólido, devido ao tamanho dos poros presentes nesse material. Tal fenômeno ocorre quando de um lado da membrana há uma substância líquida (líquido puro) ou uma solução diluída e do outro lado há uma solução mais concentrada. No fenômeno osmótico, o líquido caminha em ambos os sentidos, porém ele passa inicialmente em maior velocidade do líquido puro ou de uma solução mais diluída para uma solução mais concentrada aumentando o volume dessa solução, devido à diferença de pressão existente em torno da

membrana. Depois de um tempo, as velocidades de ida e volta do líquido se igualam atingindo um equilíbrio.



Fenômeno osmótico. No início, o líquido se dirige em maior velocidade para o lado da solução mais concentrada. No equilíbrio, as velocidades de ida e volta se igualam.

Um exemplo prático deste fenômeno pode ser observado ao cortar-se o caule ligado a flor de uma planta e mergulhá-lo em água, com a finalidade de manter a flor bonita por mais tempo. Com esse procedimento a água penetra pelo caule, onde há uma solução mais concentrada e mantém as flores túmidas com um aspecto hidratado. Se o caule for mergulhado em água salgada, a flor murcha rapidamente, pois perde água para a solução salgada.

## Propriedades coligativas

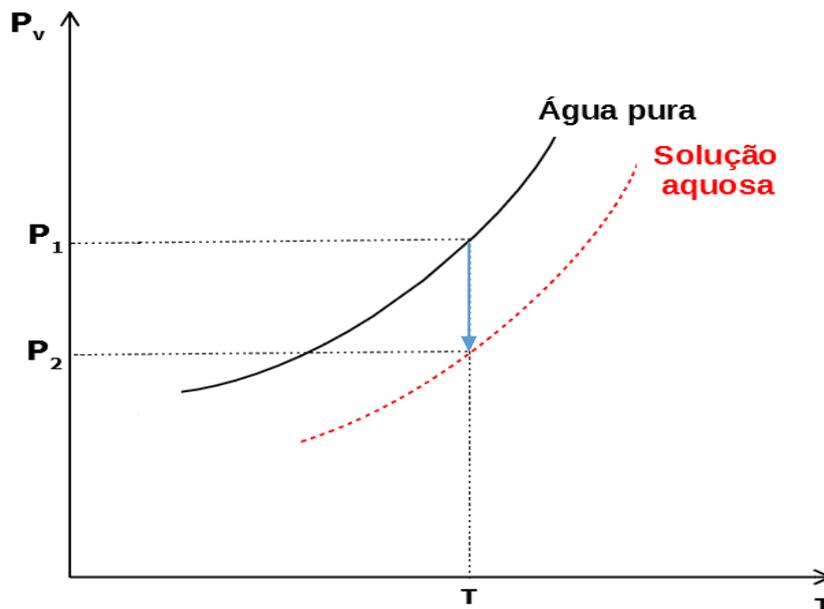
Propriedades coligativas das soluções são propriedades dependentes apenas do número de partículas dissolvidas um dado volume do solvente. O termo “coligativas” é derivado do latim *colligare*, que significa juntar, unir, ligar.

O estudo dessas propriedades é feito pela tonometria (ou tonoscopia), ebuliometria(ou ebulioscopia), criometria (ou crioscopia) e osmometria(osmocopia).

## Tonometria

Ao se dissolver num solvente um soluto que possui alta temperatura de ebulição, bem maior do que a do solvente, denominado **soluto não volátil**, a pressão de vapor do solvente na solução formada é **menor** que a pressão de vapor do solvente líquido puro. Isso ocorre porque a presença de partículas do soluto não volátil dificulta o escape das partículas do solvente para o estado gasoso, produzindo menos vapor.

Esse fenômeno pode ser verificado na figura a seguir que apresenta parte do diagrama de fases da água pura e de uma solução aquosa contendo um soluto não volátil. No eixo y estão os valores de pressão de vapor ( $P_v$ ) da água e, no eixo x, os valores de temperatura (T).



Diminuição da pressão de vapor da água provocado pela dissolução de um soluto não volátil. Em certa temperatura, a pressão de vapor diminui de  $P_1$  para  $P_2$ .

**Tonometria** ou **tonoscopia** é o estudo da **diminuição** da pressão de vapor de uma substância líquida acarretada pela dissolução de um soluto não volátil neste líquido.

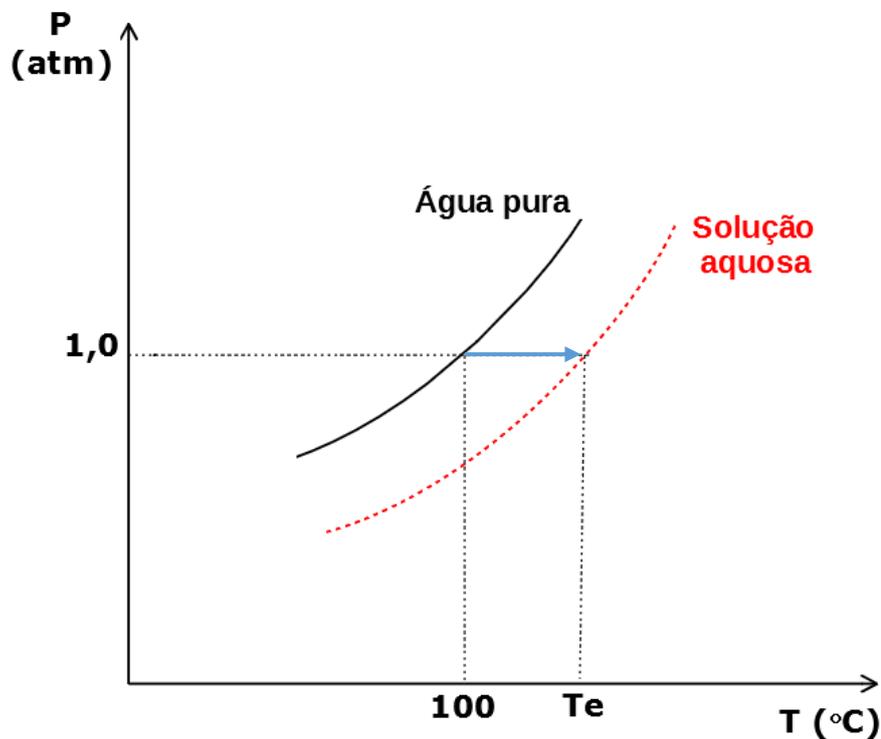
A diminuição da pressão de vapor do solvente está diretamente relacionada com a concentração de partículas de soluto não volátil presentes na solução. As interações de atração entre as partículas de soluto e as partículas do solvente dificulta a passagem das últimas para o estado gasoso.

## Ebuliometria

Um líquido entra em ebulição quando a pressão máxima de seus vapores se torna no mínimo igual à pressão externa exercida sobre a superfície do líquido. A dissolução de um soluto não volátil numa substância líquida diminui a

pressão de vapor do solvente, sendo necessário um maior aquecimento para essa pressão se igualar à pressão externa e provocar a ebulição do líquido. Logo, ocorre um aumento na temperatura de ebulição da substância.

Observe o gráfico que apresenta parte do diagrama de fases da água pura e de uma solução aquosa contendo um soluto não volátil. No eixo y há os valores de pressão em atm e no eixo x a temperatura em °C. Quando a pressão de vapor da água é igual à pressão externa, ocorre a ebulição. No gráfico está indicada que a temperatura de ebulição da água é igual a 100°C quando a pressão externa é igual a 1 atm. A dissolução de certa quantidade de soluto não volátil produz uma solução cuja temperatura de ebulição é  $T_e$ , maior que 100°C, na mesma pressão.



Aumento da temperatura de ebulição da água provocado pela dissolução de um soluto não volátil. Sob 1 atm de pressão, a temperatura de ebulição aumenta de 100°C para  $T_e$ .

**Ebuliometria** ou **ebulioscopia** é o estudo da **elevação** da temperatura de ebulição de uma substância líquida provocada pela dissolução de um soluto não volátil neste líquido.

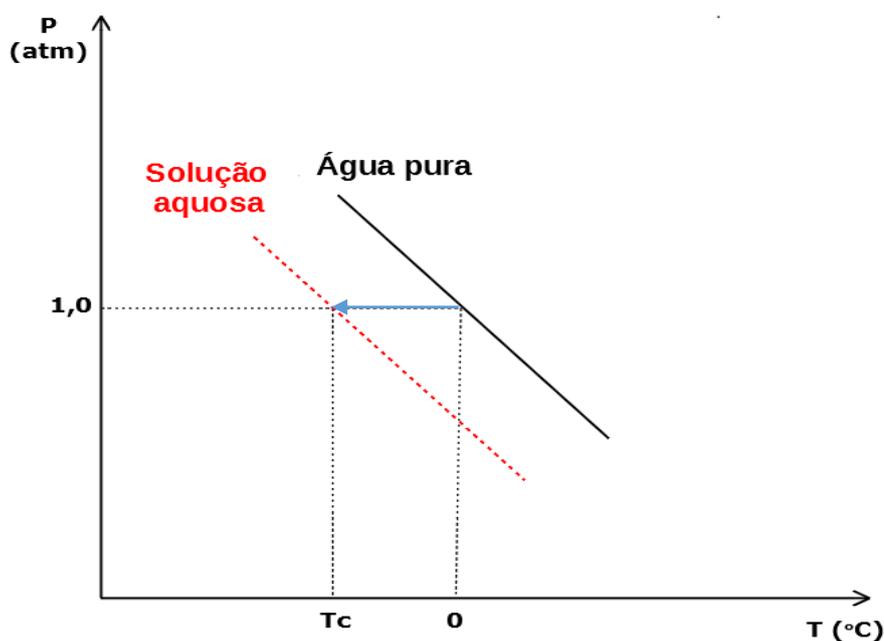
O aumento da temperatura de ebulição do solvente está diretamente relacionado com a concentração de partículas de soluto não volátil presentes na solução. Então, diferente de uma substância, durante o tempo em que ocorre a ebulição do solvente de uma solução, a temperatura não se mantém constante, pois à medida que o solvente passa para o estado gasoso, a solução fica ainda mais concentrada devido à diminuição de volume do líquido, o que aumenta ainda mais a temperatura da ebulição.

## Criometria

Quando se dissolve um soluto não volátil numa substância líquida, as partículas do soluto dificultam a aproximação das partículas do líquido de forma a passarem para o estado sólido. Isso diminui a temperatura de solidificação (ou congelamento) do líquido, pois é necessário um resfriamento maior para se conseguir essa aproximação.

Por exemplo, a água do mar congela a uma temperatura menor que a da água pura, devido à presença de diversas impurezas dissolvidas que dificultam essa solidificação.

Observe o gráfico que apresenta parte do diagrama de fases da água pura e de uma solução aquosa contendo um soluto não volátil. No gráfico está indicada que a temperatura de congelamento da água é igual a  $0^{\circ}\text{C}$  quando a pressão externa é igual a 1 atm. A dissolução de certa quantidade de soluto não volátil produz uma solução cuja temperatura de congelamento é  $T_c$ , menor que  $0^{\circ}\text{C}$ , na mesma pressão.



Marcelo Pinheiro

Diminuição da temperatura de solidificação da água provocado pela dissolução de um soluto não volátil. Em certa pressão, a temperatura de solidificação diminui de  $0^{\circ}\text{C}$  para  $T_c$ .

A **criometria** ou **crioscopia** é o estudo da **diminuição** da temperatura de congelamento de uma substância líquida acarretada pela dissolução de um soluto não volátil a esse líquido.

Um exemplo prático desse fato é o uso de sal para descongelar o gelo que se forma nas ruas de países frios. Ao nível do mar, a água congela a  $0^{\circ}\text{C}$ , porém se nela for dissolvido um soluto não volátil, ela só congelará a uma temperatura mais baixa cujo valor depende da quantidade de soluto adicionado.

O etilenoglicol é utilizado para evitar o congelamento da água no radiador de um automóvel.

A temperatura também não se mantém constante durante o tempo em que está ocorrendo a solidificação do solvente numa solução, uma vez que o volume de líquido vai diminuindo, aumentando a concentração das partículas ainda dissolvidas no líquido.

## Osmometria

Vimos que quando entre uma membrana semipermeável há um líquido puro ou uma solução diluída e uma solução mais concentrada, o líquido passa em maior velocidade para o lado da solução mais concentrada. Tal fato ocorre devido à diferença de pressão entre os lados opostos do sistema. A **pressão osmótica** é a pressão que empurra o líquido para o outro lado. Quanto maior a quantidade de partículas de soluto não volátil dissolvida na solução mais concentrada, maior é a pressão osmótica.

O estudo do **aumento** da pressão osmótica provocado pela dissolução de soluto não volátil num líquido é realizado pela **osmometria**.

Quando duas soluções possuem a mesma concentração de partículas dissolvidas, elas apresentam a mesma pressão osmótica e são chamadas de **soluções isotônicas**. A solução mais concentrada é **hipertônica** em relação a

uma solução menos concentrada, e que por sua vez é **hipotônica** em relação à solução mais concentrada.

A **osmose reversa** pode ser provocada se for aplicada sobre a solução mais concentrada uma pressão maior do que a pressão osmótica. Nesse processo, o líquido tende a passar com maior velocidade da solução mais concentrada para o líquido puro ou solução diluída. Esse processo tem sido utilizado para se obter água pura a partir da água do mar.

## Propriedades coligativas de soluções iônicas e moleculares

Estudamos que a dissolução de um soluto não volátil em um solvente altera algumas propriedades desse solvente, tais como pressão de vapor, temperatura de ebulição, temperatura de congelamento e pressão osmótica. Essas modificações ocorrem da seguinte forma:

Propriedade do solvente	Alteração provocada pela dissolução de soluto não volátil
Pressão de vapor ( $P_v$ )	Diminui
Temperatura de ebulição ( $T_e$ )	Aumenta
Temperatura de congelamento ( $T_c$ )	Diminui
Pressão osmótica ( $P_o$ )	Aumenta

Alterações das propriedades de um solvente provocada pela dissolução de um soluto não volátil.

A variação que ocorre com essas propriedades depende da quantidade de partículas dissolvidas no líquido e essa quantidade está relacionada ao fato de o soluto não volátil produzir uma solução iônica ou molecular.

Muitos solutos moleculares (solutos orgânicos, por exemplo) formam soluções aquosas moleculares, com exceção dos ácidos e da amônia ( $\text{NH}_3$ ), pois quando são dissolvidos em água sofrem ionização, gerando soluções iônicas.

Os solutos iônicos (bases e sais) formam soluções aquosas iônicas, pois sofrem dissociação ao serem dissolvidos em água.

Comparando-se duas soluções de igual concentração em mol/L, sendo uma molecular e outra iônica, a **solução iônica** tem um efeito coligativo maior, ou seja:

- a pressão de vapor é **menor**;
- temperatura de ebulição é **maior**;
- temperatura de congelamento é **menor**;
- pressão osmótica é **maior**.

Isso ocorre porque as soluções iônicas liberam maior número de partículas em solução, e quanto maior a concentração de partículas dissolvidas no líquido, maior é o efeito coligativo.

Para exemplificar, uma solução contendo 1 mol de NaCl dissolvido, possui 2 mol de partículas dissolvidas no líquido, ou seja, 1 mol de íons  $\text{Na}^+$  e 1 mol de íons  $\text{Cl}^-$ . Essa solução contém duas vezes mais partículas de soluto do que uma solução de um não-eletrólito (solução molecular).

Considere as seguintes soluções aquosas:

I – Solução 0,1 mol/L de  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

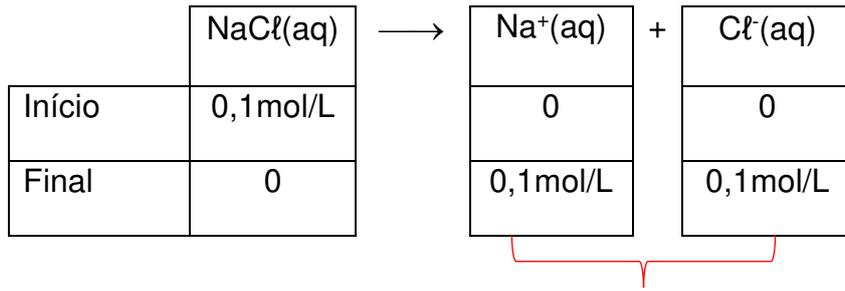
II – Solução 0,1 mol/L de NaCl

III - Solução 0,1 mol/L de  $\text{CaCl}_2$

IV - Solução 0,1 mol/L de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

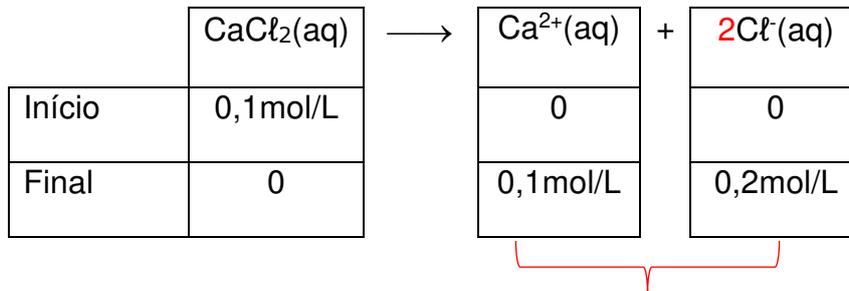
A **solução I** é formada por um soluto molecular, logo não há a formação de íons. Na dissolução da sacarose ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) em água, as moléculas apenas se separam e formam uma solução molecular com 0,1 mol/L de partículas dissolvidas.

A **solução II** é formada por um soluto iônico, logo há a liberação de íons. A dissolução do cloreto de sódio (NaCl) em água produz uma solução iônica contendo 0,2 mol/L de partículas(íons) dissolvidas:



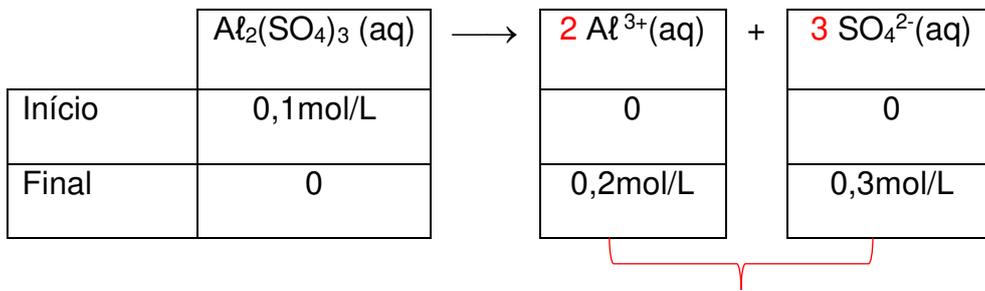
**0,2 mol/L de partículas dissolvidas**

A **solução III** também é formada por um soluto iônico. A dissolução do cloreto de cálcio (CaCl<sub>2</sub>) em água produz uma solução iônica contendo 0,3mol/L de partículas(íons) dissolvidas:



**0,3 mol/L de partículas dissolvidas**

A **solução IV** também é formada por um soluto iônico. A dissolução do sulfato de alumínio (Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>) em água produz uma solução iônica contendo 0,5mol/L de partículas(íons) dissolvidas:



**0,5 mol/L de partículas dissolvidas**

A **solução IV** apresenta maior concentração de partículas dissolvidas, logo possui: pressão de vapor **menor**, temperatura de ebulição **maior**, temperatura de congelamento **menor** e pressão osmótica **maior**.

A **solução I** apresenta menor concentração de partículas dissolvidas, logo possui: pressão de vapor **maior**, temperatura de ebulição **menor**, temperatura de congelamento **maior** e pressão osmótica **menor**.

**QUESTÕES DO ENEM – UNIDADE 3**

**Questões e imagens retiradas das provas disponibilizadas no *síte* do Inep (<http://www.inep.gov.br>).**

1. (Enem 2018) Bebidas podem ser refrigeradas de modo mais rápido utilizando-se caixas de isopor contendo gelo e um pouco de sal grosso comercial. Nesse processo ocorre o derretimento do gelo com conseqüente formação de líquido e resfriamento das bebidas. Uma interpretação equivocada, baseada no senso comum, relaciona esse efeito à grande capacidade do sal grosso de remover calor do gelo.

Do ponto de vista científico, o resfriamento rápido ocorre em razão da:

- A) variação da solubilidade do sal.
- B) alteração da polaridade da água.
- C) elevação da densidade do líquido.
- D) modificação da viscosidade do líquido.
- E) diminuição da temperatura de fusão do líquido.

2. (Enem 2011) A cal (óxido de cálcio, CaO), cuja suspensão em água é muito usada como uma tinta de baixo custo, dá uma tonalidade branca aos troncos de árvores. Essa é uma prática muito comum em praças públicas e locais privados, geralmente usada para combater a proliferação de parasitas. Essa aplicação, também chamada de *caiação*, gera um problema: elimina microrganismos benéficos para a árvore.

Disponível em: <http://super.abril.com.br>. Acesso em: 1 abr. 2010 (adaptado).

A destruição do microambiente, no tronco de árvores pintadas com cal, é devida ao processo de

- A) difusão, pois a cal se difunde nos corpos dos seres do microambiente e os intoxica.
- B) osmose, pois a cal retira água do microambiente, tornando-o inviável ao desenvolvimento de microrganismos.
- C) oxidação, pois a luz solar que incide sobre o tronco ativa fotoquimicamente a cal, que elimina os seres vivos do microambiente.
- D) aquecimento, pois a luz do Sol incide sobre o tronco e aquece a cal, que mata os seres vivos do microambiente.
- E) vaporização, pois a cal facilita a volatilização da água para a atmosfera, eliminando os seres vivos do microambiente.

**3.** (Enem 2012) Osmose é um processo espontâneo que ocorre em todos os organismos vivos e é essencial à manutenção da vida. Uma solução 0,15 mol/L de NaCl (cloreto de sódio) possui a mesma pressão osmótica das soluções presentes nas células humanas.

A imersão de uma célula humana em uma solução 0,20 mol/L de NaCl tem, como consequência, a

- A) absorção de íons  $\text{Na}^+$  sobre a superfície da célula.
- B) difusão rápida de íons  $\text{Na}^+$  para o interior da célula.
- C) diminuição da concentração das soluções presentes na célula.

D) transferência de íons  $\text{Na}^+$  da célula para a solução.

E) transferência de moléculas de água do interior da célula para a solução.

4. (Enem 2017) 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.

5. (Enem 2017) Uma das estratégias para conservação de alimentos é o salgamento, adição de cloreto de sódio ( $\text{NaCl}$ ), historicamente utilizado por tropeiros, vaqueiros e sertanejos para conservar carnes de boi, porco e peixe.

O que ocorre com as células presentes nos alimentos preservados com essa técnica?

- A) O sal adicionado diminui a concentração de solutos em Seu interior.
- B) O sal adicionado desorganiza e destrói suas membranas plasmáticas.
- C) A adição de sal altera as propriedades de suas membranas plasmáticas.
- D) Os íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$  provenientes da dissociação do sal entram livremente nelas.
- E) A grande concentração de sal no meio extracelular provoca a saída de água de dentro delas.

6. (Enem 2017) A horticultura tem sido recomendada para a agricultura familiar, porém as perdas são grandes devido à escassez de processos compatíveis para conservar frutas e hortaliças. O processo, denominado desidratação osmótica, tem se mostrado uma alternativa importante nesse sentido, pois origina produtos com boas condições de armazenamento e qualidade semelhante à matéria-prima.

(GOMES, A. T.; CEREDA, M. P.; VILPOUX, O. Desidratação osmótica: uma tecnologia de baixo custo para o desenvolvimento da agricultura familiar. Revista Brasileira de Gestão e Desenvolvimento Regional, n. 3, set. -dez., 2007)

Esse processo para conservar os alimentos remove a água por:

- A) aumento do ponto de ebulição do solvente.
- B) passagem do soluto através de uma membrana semipermeável.
- C) utilização de solutos voláteis, que facilitam a evaporação do solvente.

- D) aumento da volatilidade do solvente pela adição de solutos ao produto.
- E) pressão gerada pela diferença de concentração entre o produto e a solução.

## UNIDADE 4

# TERMOQUÍMICA

## Introdução

A termoquímica é a área da Química que estuda o fluxo de energia na forma de calor durante as transformações químicas e físicas.

Com esse estudo, verifica-se a importância desse conhecimento para entender a origem da energia usada pelo humano para realizar suas atividades diárias e se manter vivo, além da energia que movimenta os carros, os equipamentos e as indústrias.

A energia que move ser humano é oriunda das transformações químicas que ocorrem no nosso organismo, como por exemplo, a produção de ATP resultante do processo da respiração.

A energia usada pelos carros e indústrias é proveniente principalmente da queima dos combustíveis fósseis, que por sinal tem gerado problemas ambientais.

Muitos fenômenos que ocorrem nos seres vivos e na natureza envolvem a absorção ou liberação de energia. Por exemplo, a fotossíntese é realizada com absorção de energia proveniente do sol, a água absorve energia para evaporar e libera energia para solidificar, uma explosão é um fenômeno que libera energia.

## Conceito de entalpia

Uma transformação química ocorre com absorção ou liberação de energia na forma de calor. Quando esse calor é determinado sob pressão constante, ele é denominado **variação de entalpia** ( $\Delta H$ ).

Cada substância possui um determinado conteúdo energético. A entalpia (H) representa o conteúdo de energia armazenado nas substâncias. Numa reação química que ocorre sob pressão constante, observa-se que a entalpia dos produtos ( $H_P$ ) é diferente da entalpia dos reagentes ( $H_R$ ). A variação de entalpia dessa reação equivale à diferença entre a entalpia dos produtos e a entalpia dos reagentes:

$$\Delta H = H_P - H_R$$

$\Delta H$  = variação de entalpia.

$H_P$  = entalpia dos produtos.

$H_R$  = entalpia dos reagentes.

A unidade padrão do Sistema Internacional de Unidades (SI) para energia é o joule (J). No caso de variação de entalpia, costuma-se utilizar um dos seus múltiplos, o quilojoule(kJ):

$$1 \text{ kJ} = 1000 \text{ J}$$

Outra unidade muito utilizada para a variação de entalpia é a quilocaloria(kcal) que vale mil vezes a caloria:

$$1 \text{ kcal} = 1000 \text{ cal}$$

A relação entre as unidades caloria e joule é a seguinte:

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

Não é possível determinar experimentalmente a entalpia dos reagentes e dos produtos e sim a variação de entalpia de uma reação, com o uso de um equipamento denominado calorímetro.

No calorímetro, há um recipiente onde ocorre uma reação química banhado por certa quantidade de água, cuja temperatura é medida por um termômetro. A troca de calor entre o fenômeno que ocorre no recipiente e água provoca uma variação em sua temperatura. Esta variação de temperatura sofrida pela água possibilita o cálculo do calor liberado ou absorvido pela reação, e que é utilizado para se determinar a sua variação de entalpia.

## Energia de ativação

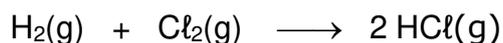
O álcool e a gasolina são materiais utilizados como combustíveis. A queima (ou combustão) desses materiais é uma reação química entre eles e o gás oxigênio. Se uma amostra de gasolina ou álcool for deixada num recipiente aberto sobre uma mesa, existe o contato entre moléculas de gás oxigênio presentes no ar e o combustível, porém não ocorre a reação entre eles, ou seja, não há uma combustão. Mas por que a queima não ocorre se as partículas dos reagentes estão se chocando?

Para responder esta pergunta, deve-se saber que existem condições para uma reação química ocorrer, dentre elas, as substâncias reagentes devem entrar em contato, suas partículas devem ter orientação adequada, elas devem ter uma tendência a reagir e também ter uma energia mínima necessária para formar uma espécie química denominada complexo ativado que posteriormente gera um ou mais produtos. Existe a possibilidade de uma reação ocorrer mesmo que as partículas reagentes não tenham orientação adequada. Nesse caso, os choques entre as partículas reagentes devem ser bastantes energéticos.

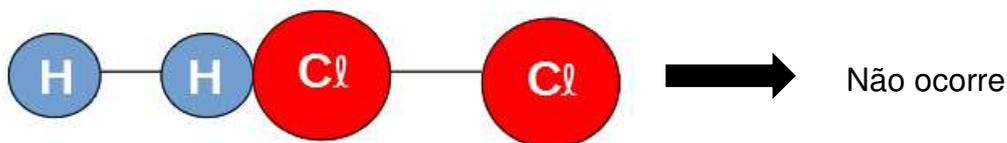
Quando as moléculas reagentes se chocam com uma orientação adequada no espaço, forma-se uma estrutura intermediária entre os reagentes e os produtos, o **complexo ativado** ou **estado de transição**. No complexo ativado, as ligações entre os átomos dos reagentes estão começando a se romper e as ligações que darão origem aos produtos estão sendo formadas, e

essa substância intermediária tem conteúdo energético maior que os dos reagentes e produtos.

Considere a seguinte reação química:



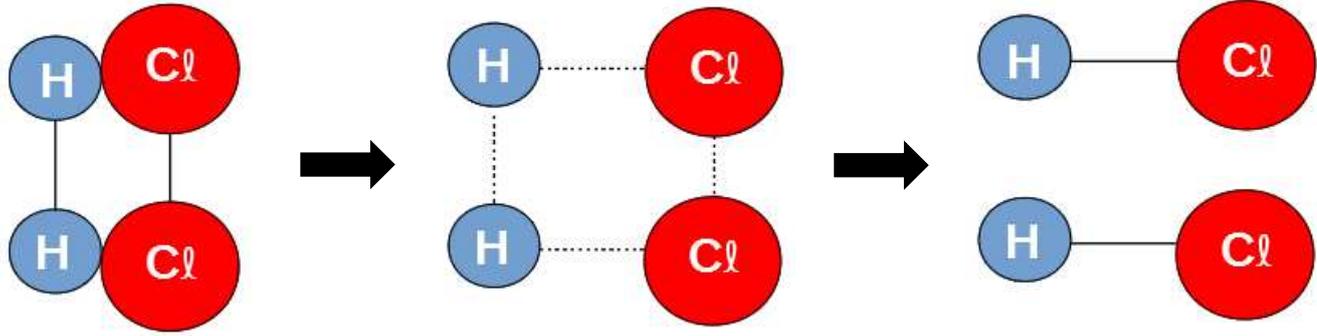
Caso as moléculas de  $\text{H}_2$  e  $\text{Cl}_2$  se choquem lateralmente, conforme a imagem a seguir, a reação não ocorre, pois não há o contato entre o átomo de hidrogênio da molécula de  $\text{H}_2$  à esquerda e o átomo de cloro da molécula do  $\text{Cl}_2$  à direita. Não havendo esse contato, as ligações covalentes não se rompem.



Marcelo Pinheiro

Choque não efetivo entre as moléculas reagentes devido a orientação inadequada.

Caso as moléculas reagentes se choquem de forma frontal, conforme a figura a seguir, a reação ocorre, desde que elas tenham a energia mínima necessária para formar o complexo ativado, que por sua vez se transforma nos produtos.



Orientação adequada entre as moléculas reagentes.

Formação do complexo ativado (as ligações do  $H_2$  e  $Cl_2$  estão se rompendo e as do  $HCl$  estão se formando).

Moléculas de  $HCl$  formadas.

Caso as partículas reagentes se choquem e não tenham a energia mínima necessária para gerar o complexo ativado, a reação não ocorre, mesmo que as colisões ocorram com orientação adequada dessas partículas. Essa energia mínima necessária para a ocorrência da reação é denominada **energia de ativação (E<sub>at</sub>)**.

As reações de combustão do álcool ou da gasolina não ocorrem enquanto as partículas reagentes não tiverem energia suficiente para formar o complexo ativado, mesmo que haja contato adequado entre essas partículas. Essa energia pode ser fornecida, por exemplo, ao se riscar um fósforo e adicionar calor ao combustível. A energia adicionada é absorvida pelas moléculas dos reagentes, o que possibilita a formação dos complexos ativados e conseqüentemente a ocorrência da reação química de combustão. Por isso que para uma reação de combustão ocorrer, deve-se ter o combustível (que no caso citado é o álcool ou a gasolina), o comburente (gás oxigênio) que reage com o combustível e o calor.

A **energia de ativação (E<sub>at</sub>)** pode ser calculada da seguinte forma:

$$E_{at} = H_{CA} - H_R$$

H<sub>CA</sub> = entalpia do complexo ativado

H<sub>R</sub> = entalpia dos reagentes

## Reação exotérmica

As reações químicas que liberam calor para o ambiente são denominadas **reações exotérmicas**. Quando uma reação desse tipo ocorre dentro de um recipiente, que é o ambiente externo à reação, ocorre um **aumento da temperatura desse recipiente**, devido ao calor transferido para ele.

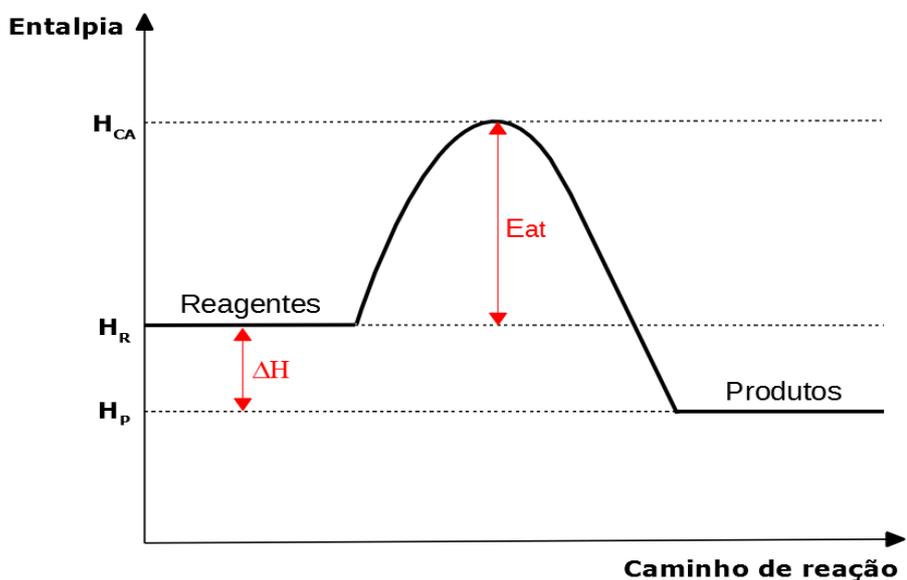
Um exemplo de reação exotérmica é a respiração celular, em que o carboidrato (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>) reage com o gás oxigênio (O<sub>2</sub>) inspirado e produz água e gás carbônico (CO<sub>2</sub>) que é liberado na expiração. Esse fenômeno é representado pela seguinte equação química:



Uma reação de combustão (ou queima) é um exemplo de reação exotérmica, pois uma substância combustível reage com gás oxigênio e libera calor para o ambiente.

Numa reação exotérmica, a entalpia dos reagentes ( $H_R$ ) é maior que a os produtos ( $H_P$ ), por isso os reagentes, ao se transformarem em produtos, liberam de calor para o meio. Como da variação de entalpia ( $\Delta H$ ) é igual à subtração  $H_P - H_R$  e a entalpia dos produtos ( $H_P$ ) é menor que a entalpia dos reagentes ( $H_R$ ), o seu valor é negativo, ou seja, menor que zero ( $\Delta H < 0$ ).

Para qualquer reação exotérmica, o gráfico entalpia versus caminho da reação tem o seguinte aspecto:



Marcelo Pinheiro

Gráfico de reação exotérmica.

O caminho da reação indica o tempo para a transformação dos reagentes em produtos.

Observe no gráfico que mesmo para uma reação que libera calor, ocorre uma absorção inicial de energia por parte dos reagentes para poder formar o complexo ativado. A diferença de entalpia entre o complexo ativado e os

reagentes é a energia de ativação da reação. Quanto maior essa energia, maior é a dificuldade para a reação ocorrer.

O valor da variação de entalpia ( $\Delta H$ ) que é calculado pela diferença  $H_P - H_R$  também está representado no gráfico.

## Reação endotérmica

As reações químicas que retiram (absorvem) calor do ambiente são denominadas **reações endotérmicas**. Quando uma reação desse tipo ocorre dentro de um recipiente, que é o ambiente externo à reação, ocorre uma **diminuição da temperatura desse recipiente**, devido ao calor transferido do recipiente para o meio reacional.

Um exemplo de reação endotérmica é a fotossíntese, em que gás carbônico ( $\text{CO}_2$ ) reage com água ( $\text{H}_2\text{O}$ ) com absorção de energia solar, produzindo um carboidrato ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) e gás oxigênio ( $\text{O}_2$ ). Esse fenômeno é representado pela seguinte equação química:



Numa reação endotérmica, a entalpia dos produtos ( $H_P$ ) é maior que a dos reagentes ( $H_R$ ), por isso os reagentes retiram (absorvem) calor do meio para formar os produtos. Como a variação de entalpia ( $\Delta H$ ) é igual à subtração  $H_P -$

$H_R$  e a entalpia dos produtos ( $H_P$ ) é maior que a entalpia dos reagentes ( $H_R$ ), o seu valor tem sinal positivo, ou seja, é maior que zero ( $\Delta H > 0$ ).

Para qualquer reação endotérmica, o gráfico entalpia versus caminho da reação tem o seguinte aspecto:

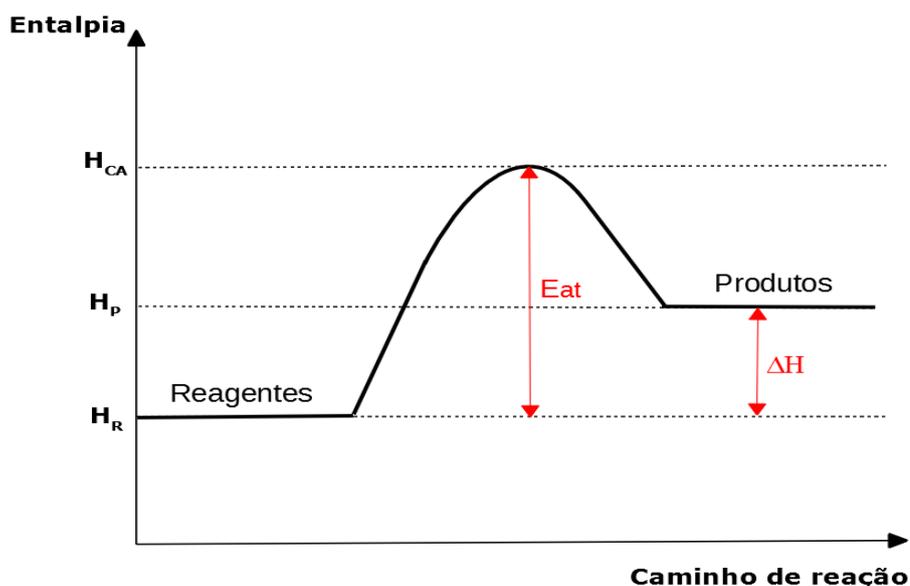


Gráfico de reação endotérmica.

O caminho da reação indica o tempo para a transformação dos reagentes em produtos.

A diferença de entalpia entre o complexo ativado e os reagentes é a energia de ativação da reação.

O valor da variação de entalpia ( $\Delta H$ ) que é calculado pela diferença  $H_P - H_R$  também está representado no gráfico.

## Equações termoquímicas

Uma equação termoquímica apresenta as fórmulas dos reagentes e dos produtos, seus estados físicos, a variação de entalpia ( $\Delta H$ ) em determinadas condições de temperatura e pressão e deve estar balanceada. O valor da variação de entalpia ( $\Delta H$ ) depende dos estados físicos das espécies químicas, da temperatura e da pressão, por isso tais informações devem estar presentes na equação termoquímica.

Como o valor da variação de entalpia de uma transformação depende dos fatores citados, foram estabelecidas condições determinadas de estado padrão. Uma substância está no estado padrão termoquímico quando ela se encontra a 25°C e 1 atm e quando a substância é formada por apenas um elemento químico, deve ser a sua forma mais estável.

Alguns elementos químicos podem formar substâncias simples diferentes, e tal fenômeno é denominado **alotropia**. Para um determinado elemento, somente um dos alótropos é a forma mais estável, ou seja, apresenta menor conteúdo energético.

A tabela a seguir apresenta os alótropos do carbono, oxigênio, fósforo e enxofre.

Elemento químico	Alótropos
Carbono	<b>Grafite</b> (mais estável) Diamante Fulereno Grafeno
Oxigênio	<b>Gás oxigênio (O<sub>2</sub>)</b> (mais estável) Ozônio (O <sub>3</sub> )
Fósforo	Fósforo vermelho - <b>P<sub>n</sub></b> (mais estável) Fósforo branco – P <sub>4</sub> .
Enxofre	<b>Enxofre rômico</b> (mais estável) Enxofre monoclinico.

Formas alotrópicas de alguns elementos.

A variação de entalpia no estado padrão é representada por um “0” sobrescrito ao  $\Delta H$ , ou seja,  $\Delta H^0$ . Muitas vezes não se coloca a indicação “0” sobrescrita ao  $\Delta H$ , pois considera-se que seu valor está no estado padrão.

Alguns exemplos de equações termoquímicas para reações exotérmicas e endotérmicas são apresentados a seguir.

## Reações exotérmicas

A reação entre gás hidrogênio (H<sub>2</sub>) e o gás nitrogênio(N<sub>2</sub>) produz o gás amoníaco ou amônia (NH<sub>3</sub>), liberando 92,3kJ a 25°C e 1atm. A equação termoquímica que representa este fenômeno é a seguinte:

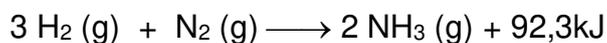


Observe que a variação de entalpia é negativa, pois o conteúdo calórico armazenado pelos reagentes é maior que o do produto.

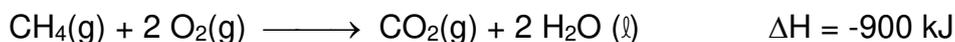
Outra representação é colocar o calor liberado dentro da equação química. Como os reagentes perdem calor para formar os produtos, pode-se escrever:



Passando o calor para o lado direito da equação, ele troca de sinal:



Outro exemplo de reação exotérmica é a combustão do gás metano (CH<sub>4</sub>) que pode ser representada pelas seguintes formas:



ou



ou



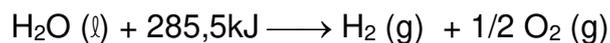
## Reações endotérmicas

A reação de decomposição da água (H<sub>2</sub>O) produz o gás hidrogênio (H<sub>2</sub>) e gás oxigênio(O<sub>2</sub>), absorvendo 285,5kJ a 25°C e 1atm. A equação termoquímica que representa este fenômeno é a seguinte:

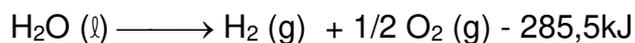


Observe que a variação de entalpia é positiva, pois o conteúdo calórico armazenado pelos reagentes é menor que o do produto.

Outra representação é colocar o calor absorvido dentro da equação química. Como os reagentes absorvem calor para formar os produtos, pode-se escrever:



Passando o calor para o lado direito da equação, ele troca de sinal:



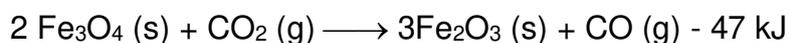
Outro exemplo de reação endotérmica é a produção de óxido de ferro III ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) e monóxido de carbono (CO) que pode ser representada pelas seguintes formas:



ou



ou



### Atenção!

Pelo que foi visto nos exemplos anteriores, quando o calor é incluído na equação química, ele tem o **mesmo sinal da variação de entalpia ( $\Delta H$ )** quando ele é posto no **lado dos reagentes** (direita).

O sinal da variação de entalpia ( $\Delta H$ ) sempre deve ser informado, mesmo que seja positivo, pois o sinal indica se a reação é exotérmica ou endotérmica.

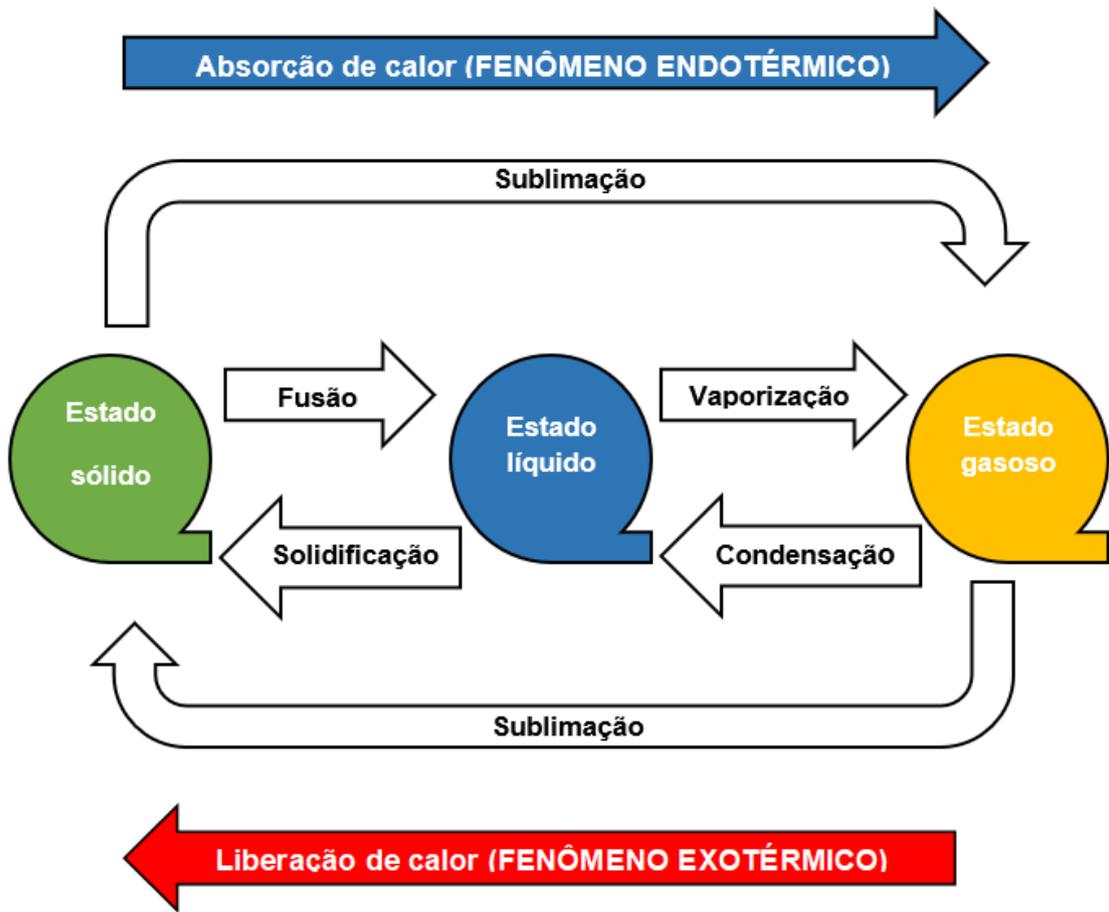
## Variação de entalpia das mudanças de estado físico

Nas reações químicas, reagentes e produtos podem se apresentar nos estados sólido, líquido ou gasoso. Isso depende da temperatura e pressão do sistema. Tomando como exemplo a reação de combustão do gás hidrogênio para a formação da água, pode-se obter esta substância em três diferentes estados físicos: sólido, líquido e gasoso. Como essa reação é exotérmica, pois é uma combustão, a quantidade de calor liberada depende do estado físico da água formada.

Quanto mais agitadas estão as partículas de uma substância, mais energia elas possuem. Uma substância no estado gasoso (tem partículas mais agitadas) possui maior energia que uma substância no estado líquido, que por sua vez possui maior energia que uma substância no estado sólido (tem partículas menos agitadas).

Quando ocorrem mudanças de estado sólido para líquido, de líquido para gasoso ou diretamente do sólido para gasoso, há absorção de calor, ou seja, a variação de entalpia para esses fenômenos maior que zero.

De forma inversa, quando ocorrem mudanças de estado gasoso para líquido, de líquido para sólido ou diretamente do gasoso para sólido, há liberação de calor, ou seja, a variação de entalpia para esses fenômenos menor que zero.



Absorção ou liberação de energia nas mudanças de estado físico.

No caso das mudanças de estado físico que ocorrem com a água a 1 atm, têm-se os seguintes valores de variação de entalpia ( $\Delta H$ ) determinados experimentalmente:

Transformação	Equação	$\Delta H$
Fusão	$H_2O (s) \longrightarrow H_2O (l)$	+6,00kJ
Solidificação	$H_2O (l) \longrightarrow H_2O (s)$	-6,00kJ
Vaporização	$H_2O (l) \longrightarrow H_2O (v)$	+40,6kJ
Condensação	$H_2O (v) \longrightarrow H_2O (l)$	-40,6kJ

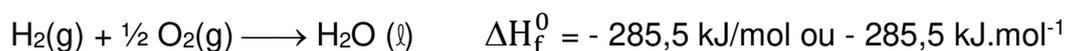
Valores de H para mudanças de estado físico da água a 25°C e 1atm.

Observe na tabela que se a fusão ocorre com absorção de calor ( $\Delta H > 0$ ), a solidificação, que é o fenômeno inverso, libera calor ( $\Delta H < 0$ ). Da mesma forma, a vaporização ocorre com absorção de calor e a condensação (ou liquefação) libera calor ( $\Delta H < 0$ ).

## Entalpia padrão de formação

**Entalpia** ou **calor padrão de formação** ( $\Delta H_f^0$ ) é o calor envolvido na formação de **1 mol** de uma substância (denominada produto) a partir dos reagentes na forma de substâncias simples no estado padrão.

Por exemplo, a formação de 1 mol de água ( $H_2O$ ) a partir das substâncias simples gás hidrogênio ( $H_2$ ) e gás oxigênio ( $O_2$ ) libera -285kJ de calor por mol de água produzida.



Esta equação termoquímica informa que cada 1 mol de  $H_2$  reage com 0,5mol de  $O_2$ , produz 1 mol de  $H_2O$  e libera 285,5 kJ. Portanto, num problema de cálculo estequiométrico envolvendo energia, deve-se saber que ao se escrever - 285,5kJ/mol, esse calor liberado é para cada 1 mol de  $H_2$  utilizado ou para cada 1 mol de  $H_2O$  produzida, mas é para cada 0,5mol de  $O_2$  utilizado.

Como exemplo, considere o seguinte problema:

A reação entre gás hidrogênio (H<sub>2</sub>) e gás nitrogênio (N<sub>2</sub>) produz amônia (NH<sub>3</sub>) segundo a equação:



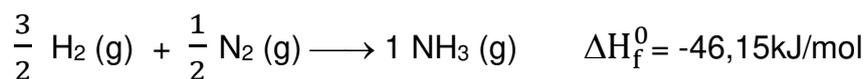
a) Determine o calor liberado por mol de amônia.

b) Calcule o calor liberado na produção de amônia quando se utilizam 24g de gás hidrogênio e quantidade suficiente de gás nitrogênio, considerando um rendimento de 100%.

### Resolução:

a) A equação química apresentada informa que a cada 2 mol de amônia produzida, são liberados 92,3kJ. Como se deseja saber a quantidade de calor liberada a cada 1 mol de amônia, basta dividir o valor de  $\Delta H$  por 2, logo são liberados 46,15kJ por mol de amônia.

A equação termoquímica de formação da amônia é escrita da seguinte maneira:



b) Utilizando-se a equação química fornecida, pode-se fazer a seguinte relação:

	$3\text{H}_2$	-92,3kJ
Dados da equação:	3.2g	-92,3kJ
Dados do enunciado:	24g	x kJ

Cálculo da variação:  $\frac{24}{6} = 8,0$

$x = 8 \cdot (-92,3) = -738,4\text{kJ}$

## Entalpia padrão de decomposição

**Entalpia** ou **calor padrão de decomposição** ( $\Delta H_d^0$ ) é o calor envolvido na decomposição de **1 mol** de uma substância (denominada reagente) para a formação de substâncias simples (produtos) no estado padrão.

Por exemplo, a decomposição de 1 mol de água ( $\text{H}_2\text{O}$ ) formando as substâncias simples  $\text{H}_2$  e  $\text{O}_2$  libera -285kJ de calor por mol de água decomposta.

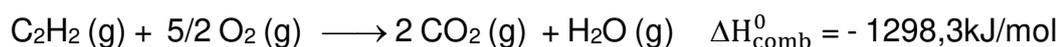


O valor da variação de entalpia pode também ser apresentada na forma + 285,5 kJ.mol<sup>-1</sup>.

## Entalpia padrão de combustão

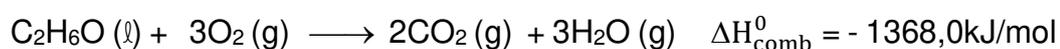
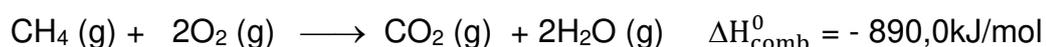
**Entalpia** ou **calor padrão de combustão** ( $\Delta H_{\text{comb}}^0$ ) é o calor liberado quando 1 mol de uma substância (denominada **combustível**) reage completamente com o gás oxigênio (denominado **comburente**) no estado padrão.

Por exemplo, a combustão de 1 mol de gás acetileno ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ) libera 310,6kJ, e isso pode ser representado por:



A bolinha sobrescrita ao símbolo  $\Delta H$  significa que ele foi medido em condições padrões.

A combustão completa de substâncias que possuem em sua fórmula apenas carbono e hidrogênio, como por exemplo o  $\text{CH}_4$ , ou carbono, hidrogênio e oxigênio, como o  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ , produz gás carbônico ( $\text{CO}_2$ ) e água ( $\text{H}_2\text{O}$ ). Observe as equações termoquímicas para a combustão do metano ( $\text{CH}_4$ ) e do etanol ( $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ ):



## Energia de ligação

Os átomos dos diversos elementos químicos realizam ligações para buscar uma situação de menor energia. Logo, quando dois átomos se ligam ocorre liberação de energia (processo exotérmico) e para ocorrer o rompimento de uma ligação química, é necessária a absorção de energia (processo endotérmico).

Na prática, não se mede a energia liberada na formação da ligação entre dois átomos. O que se faz é a determinação da energia necessária para romper o mesmo tipo de ligação entre esses átomos, que é denominada energia de ligação. A energia necessária para romper tal ligação tem o mesmo valor que a energia necessária para formá-la, porém com sinal trocado.

Portanto, **energia de ligação** é o calor necessário para romper 1 mol de ligações entre átomos no estado gasoso a 25 °C e 1 atm. Normalmente, o valor de energia de ligação é fornecido sem o seu sinal, podendo ser positivo se a ligação foi rompida ou negativo se a ligação foi formada.

## Calculando a variação de entalpia de uma reação química

A determinação da variação de entalpia( $\Delta H$ ) de uma reação química pode ser feita pelo método gráfico, usando valores de entalpia de formação, de

entalpia de ligação e aplicando os conceitos da lei de Hess. Cada caso será estudado a seguir.

### Cálculo de $\Delta H$ usando o método gráfico

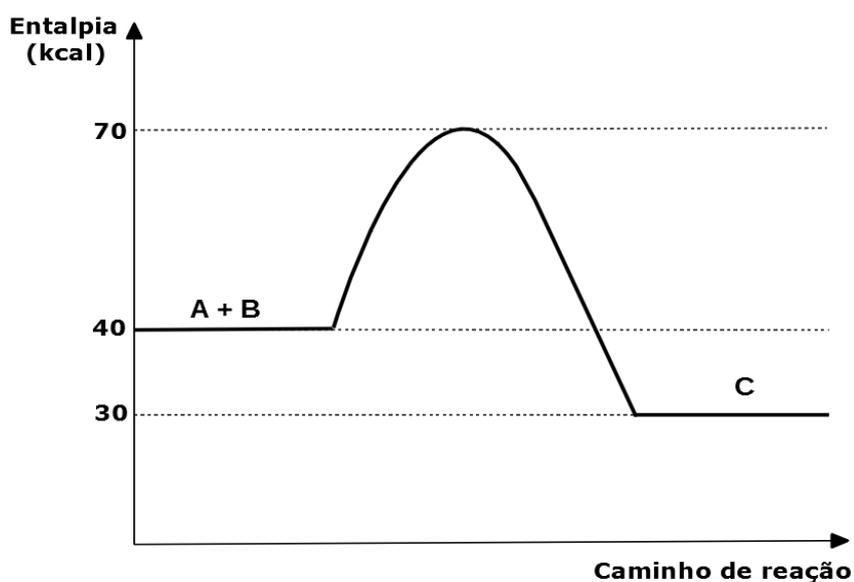
Para se determinar da variação de entalpia ( $\Delta H$ ) de uma reação química a partir de um gráfico entalpia x caminho da reação, é só aplicar a fórmula:

$$\Delta H = H_P - H_R$$

$H_P$  = entalpia total dos produtos

$H_R$  = entalpia total dos reagentes

Por exemplo, considere o gráfico de entalpia x caminho da reação para uma reação genérica  $A + B \longrightarrow C$ :



O gráfico informa que para a reação direta  $A + B \longrightarrow C$ , a entalpia total dos reagentes (A+B) é igual a 80kcal ( $H_R = +80\text{kcal}$ ) e a entalpia do produto(C) é igual a +170kcal ( $H_P = +170\text{kcal}$ ). Portanto:

$$\Delta H = H_P - H_R \therefore \Delta H = 170 - 80 = + \mathbf{90\text{kcal}}$$

Como a reação direta é endotérmica, a reação inversa  $C \longrightarrow A + B$  é exotérmica, e a sua variação de entalpia ( $\Delta H$ ) é igual a -90kcal.

O gráfico também possibilita o cálculo da energia de ativação ( $E_{at}$ ) da reação direta e inversa.

Para a reação direta, a entalpia do complexo ativado ( $H_{CA}$ ) é igual a + 230kcal e a dos reagentes ( $H_R$ ) é igual a +80kcal, então:

$$E_{at} = H_{CA} - H_R \therefore E_{at} = 230 - 80 = \mathbf{150\text{kcal}} \text{ (reação direta)}$$

Para a reação inversa, a entalpia do complexo ativado ( $H_{CA}$ ) é igual a + 230kcal e a do reagente ( $H_R$ ) é igual a +170kcal, então:

$$E_{at} = H_{CA} - H_R \therefore E_{at} = 230 - 170 = \mathbf{60\text{kcal}} \text{ (reação inversa)}$$

O sinal da energia de ativação não precisa ser colocado, pois como se trata da energia mínima absorvida para se iniciar a reação, ela sempre será positiva.

No caso da reação genérica apresentada, a reação inversa é mais fácil de ocorrer do que a reação direta, pois possui menor energia de ativação.

## Cálculo de $\Delta H$ usando entalpias de formação

Para se calcular a variação de entalpia de uma reação, deve-se saber a entalpia dos produtos e a entalpia dos reagentes. A diferença entre esses valores é o  $\Delta H$  da reação. Porém, conforme já foi dito, a entalpia de uma substância não pode ser determinada experimentalmente, e sim a variação de entalpia de uma reação que ocorre no calorímetro. Então, como o gráfico do exemplo anterior apresentou os valores das entalpias de reagentes e produtos?

Esses valores são determinados por comparação com determinados padrões. As substâncias simples são utilizadas como padrão de comparação. A entalpia padrão de formação de uma substância simples no estado padrão (25°C e 1atm) é definida como igual a **zero**. No caso dos alótropos, carbono grafite ( $C_{\text{graf.}}$ ), gás oxigênio ( $O_2$ ), fósforo vermelho ( $P_n$ ) e enxofre rômico ( $S_{\text{romb.}}$ ) recebem o valor zero para entalpia de formação, pois são as formas mais estáveis dos elementos carbono, oxigênio, fósforo e enxofre, respectivamente.

A partir desta definição, pode-se dizer que a variação de entalpia da reação de formação de uma substância composta a partir de substâncias simples no estado padrão é igual a entalpia da substância.

Por exemplo, a reação de formação da água líquida no estado padrão é a seguinte:



Como as entalpias padrão de formação do  $\text{H}_2$  e do  $\text{O}_2$  são iguais a zero, a variação de entalpia da reação de formação de 1mol de água pode ser considerada a entalpia da água ( $H_{\text{H}_2\text{O}}$ ), pois:

$$\Delta H = H_P - H_R \therefore - 285,5 = H_{\text{H}_2\text{O}} - 0 \therefore H_{\text{H}_2\text{O}} = - 285,5\text{kJ/mol}$$

Note que uma substância não pode ter conteúdo energético negativo, porém o valor determinado para a água significa apenas que a água possui conteúdo energético 285,5 unidades menor do que o das substâncias simples  $\text{H}_2$  e  $\text{O}_2$ .

Da mesma forma foram construídas tabelas contendo os valores da entalpia de formação de várias substâncias compostas. Usando-se os dados dessas tabelas pode-se calcular a variação de entalpia de uma reação química usando a fórmula:

$$\Delta H = H_p - H_R$$

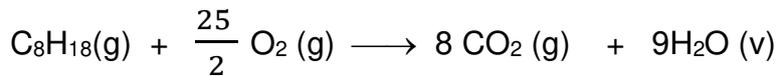
$H_p$  = somatório das entalpias de formação dos produtos

$H_R$  = somatório das entalpias de formação dos reagentes

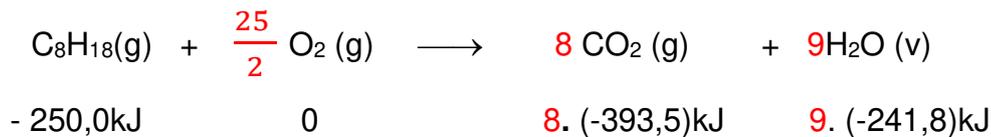
Como exemplo, considere a seguinte tabela de entalpias padrão de formação:

Substância	$\Delta H_f^0$
$C_8H_{18}$ (g)	- 250,0kJ/mol
$CO_2$ (g)	- 393,5kJ/mol
$H_2O$ (g)	- 241,8kJ/mol

Tais valores podem ser utilizados para se calcular a variação de entalpia da seguinte reação de combustão de 1mol de octano ( $C_8H_{18}$ ), substância presente na gasolina:



Utilizando-se os dados fornecidos na tabela:



Os dados de entalpia de formação da tabela são em kJ por mol, portanto, deve-se multiplicar o coeficiente estequiométrico de cada substância pelo seu correspondente valor de entalpia de formação. No caso do gás oxigênio, não é necessário, pois sua entalpia de formação é igual a zero.

Somando-se as entalpias dos produtos tem-se:

$$H_P = 8 \cdot (-393,5) + 9 \cdot (-241,8) = -3148,0 - 2176,2 = -5324,2 \text{ kJ}$$

Somando-se as entalpias dos reagentes tem-se:

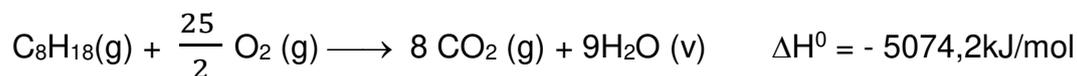
$$H_R = -250,0 + 0 = -250,0 \text{ kJ}$$

Então,

$$\Delta H = H_P - H_R \therefore \Delta H = -5324,2 - (-250,0)$$

$$\Delta H = -5324,2 + 250,0 = -5074,2 \text{ kJ}$$

Portanto, pode-se escrever:



## Cálculo de $\Delta H$ usando energias de ligação

Para calcular a variação de entalpia ( $\Delta H$ ) da reação, deve-se **somar as energias de ligações rompidas dos reagentes e formadas dos produtos**. Como vimos anteriormente, quando a ligação é rompida ocorre absorção de calor (sinal positivo) e quando a ligação é formada ocorre liberação de calor (sinal negativo). Então, ao somar essas energias, tem-se um balanço energético para a reação. Se a quantidade de energia absorvida para romper as ligações for maior que a quantidade de energia liberada para formar as ligações, a reação é endotérmica, caso contrário, a reação é exotérmica.

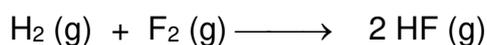
Sejam os exemplos a seguir:

- **Exemplo 1:**

Considere a seguinte tabela de energias padrão de ligação dadas em kJ/mol:

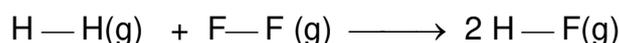
Ligação	Energia padrão de ligação (kJ/mol)
H — H	434,7
F — F	154,7
H — F	564,3

Calcular a variação de entalpia para a seguinte reação:



**Resolução:**

Montando-se as fórmulas estruturais planas de cada substância, tem-se:



A ligação entre os átomos de hidrogênio (H—H) é rompida, logo a energia de ligação correspondente a 1 mol dessas ligações vale +434,7kJ; a ligação entre os átomos de flúor (F—F) é rompida, logo a energia de ligação correspondente a 1 mol dessas ligações vale +154,7kJ; a ligação entre os átomos de hidrogênio e flúor (H—F) é formada, logo a energia de ligação correspondente a 2mol dessas ligações vale 2.(-564,3)kJ.



Somando-se esses valores de entalpia de ligação:

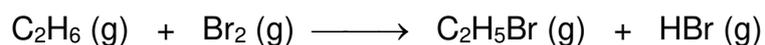
$$\Delta H = +434,7 + 154,7 + 2.(-564,3) = -539,2\text{kJ}$$

- **Exemplo 2:**

Utilizando os valores de energias de ligação da tabela a seguir em kcal/mol:

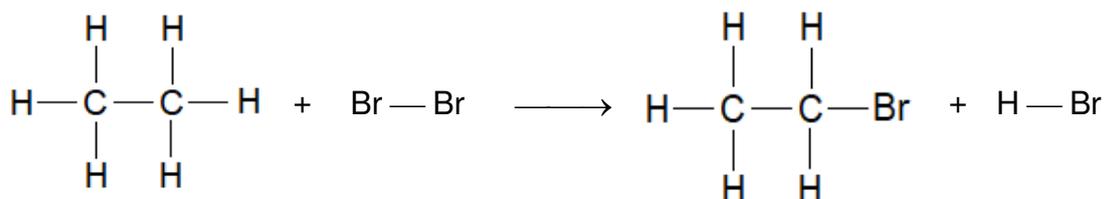
Ligação	Energia padrão de ligação (kcal/mol)
C — H	99,0
Br — Br	46,0
C — Br	66,0
H — Br	87,0

Calcular o valor do  $\Delta H$  para a reação:

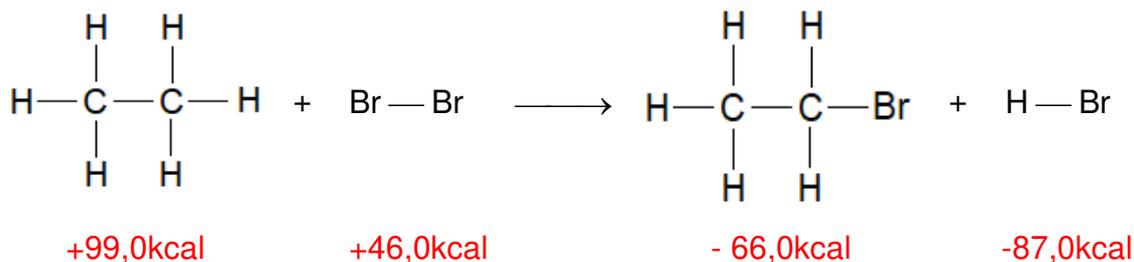


**Resolução:**

Montando-se as fórmulas estruturais planas de cada substância, tem-se:



Comparando-se o reagente  $\text{C}_2\text{H}_6$  com o produto  $\text{C}_2\text{H}_5\text{Br}$ , verifica-se que uma ligação C — H presente no  $\text{C}_2\text{H}_6$  foi rompida para a formação da ligação C — Br no  $\text{C}_2\text{H}_5\text{Br}$ . Observa-se também que a ligação Br — Br foi rompida, e a ligação H — Br foi formada. Então,



Somando-se esses valores de entalpia de ligação:

$$\Delta H = +99,0 + 46,0 + (-66,0) + (-87,0) = -8,0\text{kcal}$$

## Cálculo de $\Delta H$ usando a Lei de Hess

Em 1840, o químico e médico suíço Germain Henry Hess (1802-1850) enunciou a Lei de Hess. Segundo esta lei, a variação de entalpia ( $\Delta H$ ) de uma reação química é a soma das variações de entalpia de reações químicas cujas equações, ao serem somadas, resultem na equação química da reação cujo  $\Delta H$  se deseja determinar.

Para que a soma dessas equações químicas resulte na equação global cuja variação de entalpia se quer determinar, pode ser necessário realizar ajustes nessas equações, conforme as regras:

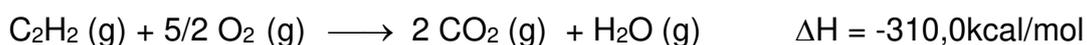
- Se multiplicarmos uma equação química por um número, o  $\Delta H$  deve ser multiplicado por este número;

- Se dividirmos uma equação química por um número, o  $\Delta H$  deve ser dividido por este número;

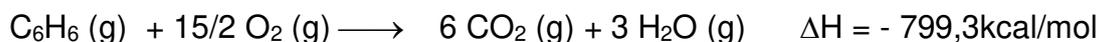
- Se invertermos a equação química, o  $\Delta H$  deve ter seu sinal trocado.

Por exemplo, para calcular o  $\Delta H$  da reação  $3 \text{C}_2\text{H}_2 (\text{g}) \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_6 (\text{g})$ , podem ser utilizadas as equações químicas:

Equação I:

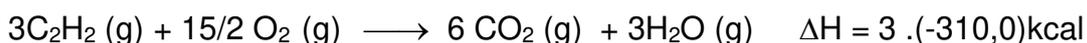


Equação II:

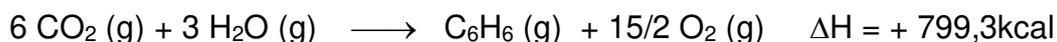


Para se calcular a variação de entalpia ( $\Delta H$ ) da reação  $3 \text{C}_2\text{H}_2 (\text{g}) \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_6 (\text{g})$ , deve-se analisar cada espécie química da reação e procurar em que equação química a ser somada, ela aparece. Só se pode fazer alteração em uma equação química se a espécie química analisada aparecer em apenas uma das equações a serem somadas. Se a espécie química analisada aparecer em mais de uma equação química a ser somada, não se sabe que equação sofrerá um ajuste por causa dessa espécie química, logo deve-se ignorá-la e analisar a espécie seguinte.

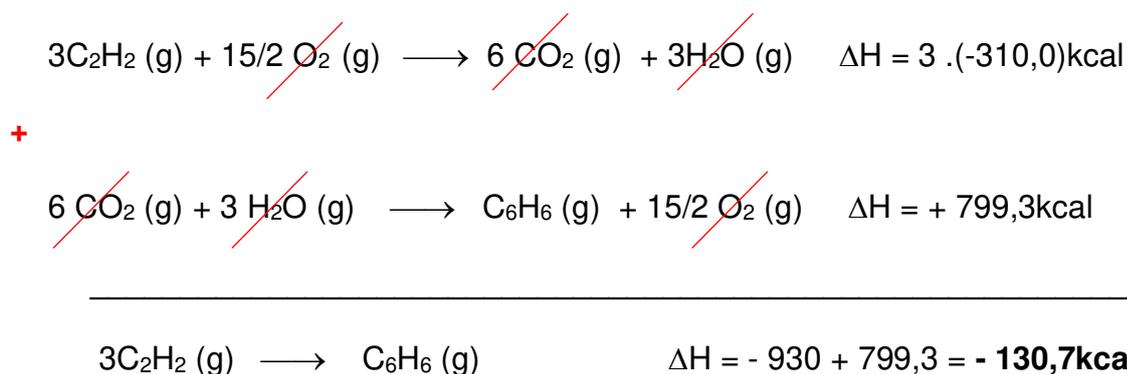
O  $C_2H_2$  está na equação I. Ele está do lado esquerdo e com apenas 1 mol. Na equação cujo  $\Delta H$  se pretende determinar, ele está do mesmo lado, porém multiplicado por 3. Então deve-se multiplicar toda a equação I por 3, o que triplica o valor do  $\Delta H$ :



O  $C_6H_6$  está somente no lado esquerdo da equação II, porém na equação global ele está no lado direito. Então devemos inverter a segunda equação intermediária e isso implica em trocar o sinal do  $\Delta H$ .



Após as alterações necessárias, basta somar as equações para obter a variação de entalpia da reação global.



### QUESTÕES DO ENEM – UNIDADE 4

Questões e imagens retiradas das provas disponibilizadas no *síte* do Inep (<http://www.inep.gov.br>).

1. (Enem 2009) Nas últimas décadas, o efeito estufa tem-se intensificado de maneira preocupante, sendo esse efeito muitas vezes atribuído à intensa liberação de CO<sub>2</sub> durante a queima de combustíveis fósseis para geração de energia. O quadro traz as entalpias-padrão de combustão a 25 °C ( $\Delta H_{25}^0$ ) do metano, do butano e do octano.

Composto	Fórmula Molecular	Massa Molar (g/mol)	$\Delta H^0$ (kJ/mol)
Metano	CH <sub>4</sub>	16	- 890
Butano	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	58	- 2878
Octano	C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>	114	- 5471

À medida que aumenta a consciência sobre os impactos ambientais relacionados ao uso da energia, cresce a importância de se criar políticas de incentivo ao uso de combustíveis mais eficientes. Nesse sentido, considerando-se que o metano, o butano e o octano sejam representativos do gás natural, do gás liquefeito de petróleo (GLP) e da gasolina, respectivamente, então, a partir dos dados fornecidos, é possível concluir que, do ponto de vista da quantidade de calor obtido por mol de CO<sub>2</sub> gerado, a ordem crescente desses três combustíveis é

- A) gasolina, GLP e gás natural.
- B) gás natural, gasolina e GLP.
- C) gasolina, gás natural e GLP.
- D) gás natural, GLP e gasolina.
- E) GLP, gás natural e gasolina.

2. (Enem 2009) Vários combustíveis alternativos estão sendo procurados para reduzir a demanda por combustíveis fósseis, cuja queima prejudica o meio ambiente devido à produção de dióxido de carbono (massa molar igual a  $44 \text{ g.mol}^{-1}$ ). Três dos mais promissores combustíveis alternativos são o hidrogênio, o etanol e o metano. A queima de 1mol de cada um desses combustíveis libera uma determinada quantidade de calor, que estão apresentadas na tabela a seguir.

Considere que foram queimadas massas, independentemente, desses três combustíveis, de forma tal que em cada queima foram liberados  $5400 \text{ kJ}$ . O combustível mais econômico, ou seja, o que teve a menor massa consumida, e o combustível mais poluente, que é aquele que produziu a maior massa de dióxido de carbono (massa molar igual a  $44 \text{ g.mol}^{-1}$ ), foram, respectivamente,

Combustível	Massa molar ( $\text{g.mol}^{-1}$ )	Calor liberado na queima ( $\text{kJ.mol}^{-1}$ )
$\text{H}_2$	2	270
$\text{CH}_4$	16	900
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	46	1350

- A) o etanol, que teve apenas 46g de massa consumida, e o metano, que produziu 900g de  $\text{CO}_2$ .
- B) o hidrogênio, que teve apenas 40g de massa consumida, e o etanol, que produziu 352g de  $\text{CO}_2$ .
- C) o hidrogênio, que teve apenas 20g de massa consumida, e o metano, que produziu 264g de  $\text{CO}_2$ .

D) o etanol, que teve apenas 96g de massa consumida, e o metano, que produziu 176g de CO<sub>2</sub>.

E) o hidrogênio, que teve apenas 2g de massa consumida, e o etanol, que produziu 1350g de CO<sub>2</sub>.

3. (Enem 2010) No que tange à tecnologia de combustíveis alternativos, muitos especialistas em energia acreditam que os álcoois vão crescer em importância em um futuro próximo.

Realmente, álcoois como metanol e etanol têm encontrado alguns nichos para uso doméstico como combustíveis há muitas décadas e, recentemente, vêm obtendo uma aceitação cada vez maior como aditivos, ou mesmo como substitutos para gasolina em veículos.

Algumas das propriedades físicas desses combustíveis são mostradas no quadro seguinte.

Álcool	Densidade a 25°C (g/mL)	Calor de Combustão (kJ/mol)
<b>Metanol (CH<sub>3</sub>OH)</b>	0,79	- 726,0
<b>Etanol (CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH)</b>	0,79	- 1367,0

BAIRD, C. Química ambiental. São Paulo: Artmed, 1995 (adaptado)

Dados: Massas molares em g/mol: H = 1,0; C = 12,0; O = 16,0.

Considere que, em pequenos volumes, o custo de produção de ambos os álcoois seja o mesmo. Dessa forma, do ponto de vista econômico, é mais vantajoso utilizar

- A) metanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 22,7kJ de energia por litro de combustível queimado.
- B) etanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 29,7kJ de energia por litro de combustível queimado.
- C) metanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 17,9MJ de energia por litro de combustível queimado.
- D) etanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 23,5MJ de energia por litro de combustível queimado.
- E) etanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 33,7MJ de energia por litro de combustível queimado.

4. (Enem 2018) O carro flex é uma realidade no Brasil. Estes veículos estão equipados com motor que tem a capacidade de funcionar com mais de um tipo de combustível. No entanto, as pessoas que têm esse tipo de veículo, na hora do abastecimento, têm sempre a dúvida: álcool ou gasolina? Para avaliar o consumo desses combustíveis, realizou-se um percurso com um veículo flex, consumindo 40 litros de gasolina e no percurso de volta utilizou-se etanol. Foi considerado o mesmo consumo de energia tanto no percurso de ida quanto no de volta.

O quadro resume alguns dados aproximados sobre esses combustíveis.

Combustível	Densidade (g.mL <sup>-1</sup> )	Calor de combustão (kcal.g <sup>-1</sup> )
Etanol	0,8	-6
Gasolina	0,7	-10

O volume de etanol combustível, em litro, consumido no percurso de volta é mais próximo de

- A) 27.
- B) 32.
- C) 37.
- D) 58.
- E) 67.

5. (Enem 2010) O abastecimento de nossas necessidades energéticas futuras dependerá certamente do desenvolvimento de tecnologias para aproveitar a energia solar com maior eficiência. A energia solar é a maior fonte de energia mundial. Num dia ensolarado, por exemplo, aproximadamente 1kJ de energia solar atinge cada metro quadrado da superfície terrestre por segundo. No entanto, o aproveitamento dessa energia é difícil porque ela é diluída (distribuída por uma área muito extensa) e oscila com o horário e as condições climáticas. O uso efetivo da energia solar depende de formas de estocar a energia coletada para uso posterior.

Atualmente, uma das formas de se utilizar a energia solar tem sido armazená-la por meio de processos químicos endotérmicos que mais tarde podem ser revertidos para liberar calor. Considerando a reação:



Analisando-a como potencial mecanismo para o aproveitamento posterior da energia solar, conclui-se que se trata de uma estratégia

- A) insatisfatória, pois a reação apresentada não permite que a energia presente no meio externo seja absorvida pelo sistema para ser utilizada posteriormente.
- B) insatisfatória, uma vez que há formação de gases poluentes e com potencial poder explosivo, tornando-a uma reação perigosa e de difícil controle.
- C) insatisfatória, uma vez que há formação de gás CO que não possui conteúdo energético passível de ser aproveitado posteriormente e é considerado um gás poluente.
- D) satisfatória, uma vez que a reação direta ocorre com absorção de calor e promove a formação das substâncias combustíveis que poderão ser utilizadas posteriormente para obtenção de energia e realização de trabalho útil.
- E) satisfatória, uma vez que a reação direta ocorre com liberação de calor havendo ainda a formação das substâncias combustíveis que poderão ser utilizadas posteriormente para obtenção de energia e realização de trabalho útil.

6. (Enem 2011) Um dos problemas dos combustíveis que contém carbono é que sua queima produz dióxido de carbono. Portanto, uma característica importante, ao se escolher um combustível, é analisar seu calor de combustão ( $\Delta H_c^0$ ), definido como a energia liberada na queima completa de 1 mol de combustível no estado padrão. O quadro seguinte relaciona algumas substâncias que contém carbono e seu  $\Delta H_c^0$ .

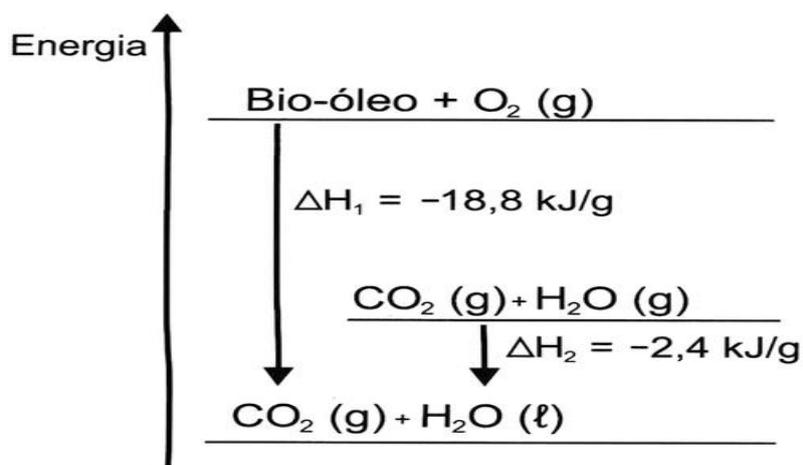
Substância	Fórmula	$\Delta H_c^0$ (kJ/mol)
benzeno	$C_6H_6$ (l)	- 3 268
etanol	$C_2H_5OH$ (l)	- 1 368
glicose	$C_6H_{12}O_6$ (s)	- 2 808
metano	$CH_4$ (g)	- 890
octano	$C_8H_{18}$ (l)	- 5 471

ATKINS, P. **Princípios de Química**. Bookman, 2007 (adaptado).

Neste contexto, qual dos combustíveis, quando queimado completamente, libera mais dióxido de carbono no ambiente pela mesma quantidade de energia produzida?

- A) Benzeno.
- B) Metano.
- C) Glicose.
- D) Octano.
- E) Etanol.

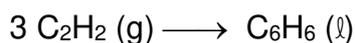
7. (Enem 2015) O aproveitamento de resíduos florestais vem se tornando cada dia mais atrativo, pois eles são uma fonte renovável de energia. A figura representa a queima de um bio-óleo extraído do resíduo de madeira, sendo  $\Delta H_1$  a variação de entalpia devido à queima de 1g desse bio-óleo, resultando em gás carbônico e água líquida, e  $\Delta H_2$  a variação de entalpia envolvida na conversão de 1g de água no estado gasoso para o estado líquido.



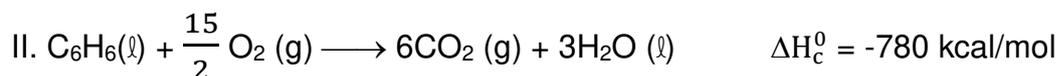
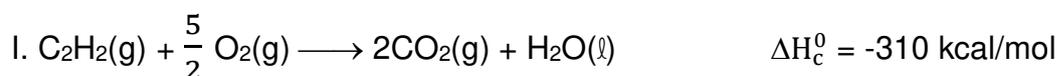
A variação de entalpia, em kJ, para a queima de 5g desse bio-óleo resultando em CO<sub>2</sub> (gasoso) e H<sub>2</sub>O (gasoso) é:

- A) -106.
- B) -94,0.
- C) -82,0.
- D) -21,2.
- E) -16,4.

8. (Enem 2016) O benzeno, um importante solvente para a indústria química, é obtido industrialmente pela destilação do petróleo. Contudo, também pode ser sintetizado pela trimerização do acetileno catalisada por ferro metálico sob altas temperaturas, conforme a equação química:



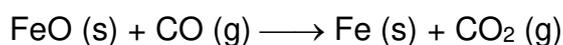
A energia envolvida nesse processo pode ser calculada indiretamente pela variação de entalpia das reações de combustão das substâncias participantes, nas mesmas condições experimentais:



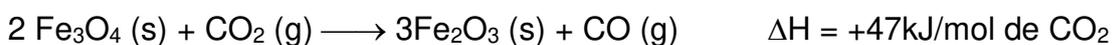
A variação de entalpia do processo de trimerização, em kcal para a formação de um mol de benzeno é mais próxima de

- A) – 1090.
- B) – 150.
- C) – 50.
- D) + 157.
- E) + 470.

9. (Enem 2017) O ferro é encontrado na natureza na forma de seus minérios, tais como a hematita ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) a magnetita ( $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ) e a wustita ( $\text{FeO}$ ). 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:



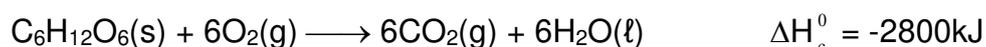
Considere as seguintes equações termoquímicas:



O valor mais próximo de  $\Delta H$  em KJ/mol de FeO para a reação indicada do FeO (sólido) com o CO (gasoso) é

- A) -14.
- B) -17.
- C) -50.
- D) -64.
- E) -100.

10. (Enem 2018) Por meio de reações químicas que envolvem carboidratos, lipídeos e proteínas, nossas células obtêm energia e produzem gás carbônico e água. A oxidação da glicose no organismo humano libera energia, conforme ilustra a equação química, sendo que aproximadamente 40% dela é disponibilizada para atividade muscular.



Considere as massas molares (em  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ): H = 1; C = 12; O = 16

LIMA, L. M.; FRAGA, C. A. M.; BARREIRO, E. J. *Química na saúde*. São Paulo: Sociedade Brasileira de Química, 2010 (adaptado).

Na oxidação de 1,0 grama de glicose, a energia obtida para atividade muscular, em quilojoule, é mais próxima de

- A) 6,2.
- B) 15,6.
- C) 70,0.
- D) 622,2.
- E) 1120,0.

**UNIDADE 5**

**CINÉTICA QUÍMICA**

## Velocidade média ou rapidez média das reações químicas

Numa reação química, as partículas reagentes se chocam e formam os produtos. Cada reação acontece com certa velocidade ou rapidez, umas são rápidas, outras são lentas. A área da Química que estuda a velocidade das reações químicas e os fatores que exercem influência sobre essa velocidade é denominada **cinética química**.

Em nosso cotidiano, podemos verificar que há reações químicas que ocorrem bem devagar, como a formação da ferrugem que corrói um objeto de ferro e outras mais rápidas, como a explosão da dinamite que acontece numa fração de segundo. Através do estudo da cinética química é possível quantificar a velocidade de uma reação química e, conhecendo os fatores que interferem nessa velocidade, pode-se fazer com que a reação ocorra mais rápida ou mais lentamente, dependendo da situação desejada. Pode-se tanto aumentar a velocidade de uma reação, como no caso do uso da panela de pressão, a fim de acelerar o cozimento dos alimentos, quanto retardar uma reação quando usamos o freezer para diminuir a velocidade de degradação dos alimentos.

Um conceito muito utilizado em Química é o de **velocidade média de uma reação química**, que é variação de quantidade das substâncias envolvidas numa reação em determinado intervalo de tempo. Tem-se utilizado também o termo **rapidez média de uma reação química**, cujo objetivo é diferenciar do

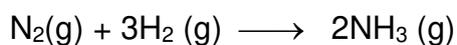
conceito de velocidade média utilizado pela Física, que é a razão entre o deslocamento ocorrido e o intervalo de tempo correspondente.

Para compreender a determinação da velocidade média ou rapidez de uma reação química, utilizaremos como exemplo a reação de produção de amônia (NH<sub>3</sub>).

Por volta de 1914, quando iniciou a primeira guerra mundial, os químicos alemães Fritz Haber (1868-1934) e Carl Bosch (1874-1940) estudavam a ideia de produzir amônia (NH<sub>3</sub>) a partir dos gases hidrogênio (H<sub>2</sub>) e nitrogênio (N<sub>2</sub>), em virtude de ter muito gás nitrogênio no ar (78%) e de ser possível obter gás hidrogênio quebrando moléculas de água com eletricidade, ou seja, realizando a eletrólise da água.

Como a amônia contém nitrogênio numa forma que as plantas podem utilizar, a possibilidade de se produzir amônia era de grande importância naquela época, pois isso proporcionaria à Alemanha uma condição que lhe faltava para se tornar uma potência mundial com o fornecimento de fertilizante.

A reação entre os gases incolores nitrogênio (N<sub>2</sub>) e hidrogênio(H<sub>2</sub>) é representada pela equação química a seguir:



À medida que a reação química ocorre, moléculas de gás nitrogênio se chocam com as de gás hidrogênio e formam amônia, então, as quantidades de  $N_2$  e  $H_2$  diminuem e a de  $NH_3$  aumenta com o tempo.

Pode-se concluir então que numa reação química:

<b>REAGENTES</b>	→	<b>PRODUTOS</b>
Suas quantidades diminuem com o tempo		Suas quantidades aumentam com o tempo

A velocidade média de uma reação química **em relação a um determinado reagente** ( $v_{m \text{ reagente}}$ ), ou seja, a velocidade média com que um reagente desaparece é definida por:

$$v_{m \text{ reagente}} = \frac{|\Delta Q_{\text{reagente}}|}{\Delta t}$$

$\Delta Q_{\text{reagente}}$  é variação da quantidade de um reagente num intervalo de tempo  $\Delta t$ . Essa quantidade pode ser dada em massa, volume, quantidade matéria ou concentração (g/L, mol/L), e é calculada pela diferença entre a quantidade da substância reagente num tempo  $t_2$  posterior ( $Q_{R2}$ ) e num tempo  $t_1$  anterior ( $Q_{R1}$ ):

$$\Delta Q_{\text{reagente}} = Q_{R2} - Q_{R1}$$

$\Delta t$  é a diferença entre o tempo posterior  $t_2$  e tempo anterior  $t_1$ :

$$\Delta t = t_2 - t_1$$

Como a quantidade de reagente num tempo posterior é menor do que a quantidade de reagente num tempo anterior, o cálculo de  $\Delta Q_{\text{reagente}}$  fornece um resultado negativo. Em Química, não se trabalha com velocidade negativa, então utiliza-se o módulo de  $\Delta Q_{\text{reagente}}$  para que o valor da velocidade média seja positivo.

A velocidade média de uma reação química **em relação a um determinado produto** ( $v_{m \text{ produto}}$ ), ou seja, a velocidade média com que um produto se forma é definida por:

$$v_{m \text{ produto}} = \frac{\Delta Q_{\text{produto}}}{\Delta t}$$

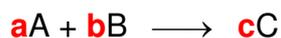
$\Delta Q_{\text{produto}}$  é variação da quantidade de um reagente num intervalo de tempo  $\Delta t$ . Essa quantidade pode ser dada em massa, volume, quantidade matéria ou concentração (g/L, mol/L), e é calculada pela diferença entre a quantidade da substância produzida num tempo  $t_2$  posterior ( $Q_{P2}$ ) e num tempo  $t_1$  anterior ( $Q_{P1}$ ).

$$\Delta Q_{\text{produto}} = Q_{P2} - Q_{P1}$$

Cada substância que participa de uma reação química tem sua velocidade de desaparecimento ou formação, e essas velocidades podem ser iguais ou diferentes. A velocidade média de um reagente ou produto está diretamente relacionada com o correspondente coeficiente estequiométrico da equação química balanceada. Por exemplo, na reação de produção de amônia,  $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$ , a relação entre os coeficientes estequiométricos é 1:3:2, ou seja, a velocidade com que o gás hidrogênio ( $\text{H}_2$ ) desaparece é 3 vezes maior com que o gás nitrogênio ( $\text{N}_2$ ) desaparece, que por sua vez é 2 vezes menor do que a velocidade com que a amônia ( $\text{NH}_3$ ) se forma.

Se o valor da velocidade média de um reagente ou de um produto for dividido pelo seu coeficiente estequiométrico na equação química balanceada, tem-se a **velocidade média da reação** ( $v_{\text{m reação}}$ ) ou **rapidez média da reação**, que pode ser compreendida como a velocidade média que a reação teria se todas as substâncias participantes tivessem a mesma velocidade e houvesse as mesmas quantidades de reagentes e produtos no tempo final considerado.

Para uma reação genérica do tipo a seguir:



A velocidade média da reação pode ser calculada a partir das relações:

$$v_{\text{m reação}} = \frac{v_{\text{m A}}}{a} = \frac{v_{\text{m B}}}{b} = \frac{v_{\text{m C}}}{c}$$

$v_{m A}$ ,  $v_{m B}$ ,  $v_{m C}$  são as velocidades médias das substâncias A, B e C, respectivamente.

A rapidez média da reação depende da velocidade da substância mais lenta. Pode-se comparar esse conceito com o que ocorre num restaurante. Quando um cliente escolhe uma refeição, ele só receberá sua solicitação depois que finalizar o cozimento do alimento mais demorado. Assim a velocidade (ou rapidez) para se entregar o pedido ao cliente dependerá do preparo do componente que demora mais a cozinhar.

Considere um experimento em que, num recipiente fechado com capacidade de 1,0 litro, foram colocados 0,2mol de  $N_2$  e 0,6mol de  $H_2$ . Após 5 minutos de reação, mediu-se a quantidade de cada substância presente, e os resultados foram 0,19mol de  $N_2$ , 0,57mol de  $H_2$  e 0,02mol de  $NH_3$ . Com esses dados, vamos calcular as velocidades médias em relação aos reagentes, ao produto e à reação considerada, em mol/L.min (ou mol.L<sup>-1</sup>.min<sup>-1</sup>), nos 5 primeiros minutos de reação.

Como o volume do recipiente ocupado pelos gases é igual a 1litro, as concentrações em mol/L do  $N_2$ ,  $H_2$  e  $NH_3$  no tempo inicial e após 5minutos estão organizadas na tabela a seguir:

Tempo (min)	[N <sub>2</sub> ] mol/L	[H <sub>2</sub> ] mol/L	[NH <sub>3</sub> ] mol/L
0	0,2	0,6	0
5	0,19	0,57	0,02

• **Cálculo da velocidade média da reação em relação ao N<sub>2</sub> (v<sub>m N<sub>2</sub></sub>):**

Como o N<sub>2</sub> é reagente, aplica-se a fórmula:

$$v_{m \text{ N}_2} = \frac{|\Delta Q_{\text{N}_2}|}{\Delta t}$$

A quantidade de N<sub>2</sub> é dada em mol/L, então no lugar de Q<sub>N<sub>2</sub></sub> pode-se escrever [N<sub>2</sub>]. Portanto:

$$v_{m \text{ N}_2} = - \frac{|\Delta[\text{N}_2]|}{\Delta t}$$

Substituindo os valores fornecidos:

$$v_{m \text{ N}_2} = \frac{|0,19-0,2| \text{ mol/L}}{5-0 \text{ min}} = \frac{0,01 \text{ mol/L}}{5 \text{ min}} = \mathbf{0,002 \text{ mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}}$$

• **Cálculo da velocidade média da reação em relação ao H<sub>2</sub> (v<sub>m H<sub>2</sub></sub>):**

Como o H<sub>2</sub> é reagente, aplica-se a fórmula:

$$v_{m \text{ H}_2} = \frac{|\Delta[\text{H}_2]|}{\Delta t}$$

Substituindo os valores fornecidos:

$$v_{m \text{ H}_2} = \frac{|0,057 - 0,6| \text{ mol/L}}{5 - 0 \text{ min}} = \frac{0,03 \text{ mol/L}}{5 \text{ min}} = \mathbf{0,006 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}}$$

- **Cálculo da velocidade média da reação em relação ao  $\text{NH}_3$  ( $v_{m \text{ NH}_3}$ ):**

Como o  $\text{NH}_3$  é produto, aplica-se a fórmula:

$$v_{m \text{ N}_2} = \frac{\Delta[\text{NH}_3]}{\Delta t}$$

Substituindo os valores fornecidos:

$$v_{m \text{ NH}_3} = \frac{0,02 - 0 \text{ mol/L}}{5 - 0 \text{ min}} = \frac{0,02 \text{ mol/L}}{5 \text{ min}} = \mathbf{0,004 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}}$$

Resumindo, nos 5 primeiros minutos da reação, as velocidades médias de cada participante foram:

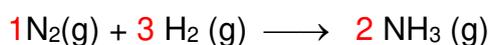
$$v_{m \text{ N}_2} = 0,002 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$v_{m \text{ H}_2} = 0,006 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$v_{m \text{ NH}_3} = 0,004 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

• **Cálculo da velocidade média da reação ( $v_{m \text{ reação}}$ ):**

Analisando esses resultados, pode-se concluir que a velocidade média do  $H_2$  é o triplo da velocidade média do  $N_2$ , e a velocidade média do  $NH_3$  é o dobro da velocidade média do  $N_2$ . Isso está de acordo com a relação estequiométrica da equação química que representa a reação:



Assim, a relação entre as velocidades médias das substâncias participantes da reação é:

$$v_{m H_2} = 3 \cdot v_{m N_2}$$

$$v_{m NH_3} = 2 \cdot v_{m N_2}$$

Outra forma de escrever essas relações é:

$$\frac{v_{m N_2}}{1} = \frac{v_{m H_2}}{3}$$

$$\frac{v_{m N_2}}{1} = \frac{v_{m NH_3}}{2}$$

Os resultados dessas frações correspondem à velocidade média da reação ( $v_{m \text{ reação}}$ ):

$$v_{m \text{ reação}} = \frac{v_{m \text{ N}_2}}{1} = \frac{v_{m \text{ H}_2}}{3} = \frac{v_{m \text{ NH}_3}}{2}$$

Portanto:

$$v_{m \text{ reação}} = \frac{0,002}{1} = \frac{0,006}{3} = \frac{0,004}{2} = 0,002 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

## Fatores que afetam a velocidade de reação

Vimos na unidade de termoquímica que uma reação ocorre quando as partículas reagentes se chocam com orientação adequada e adquirem energia suficiente para formar o complexo ativado, conhecida como energia de ativação. Quanto maior o número de choques entre essas partículas, maior é a probabilidade de eles serem efetivos e formarem produtos.

A formação de produtos ocorre com certa velocidade, que depende de alguns fatores. Dentre eles, estudaremos a influência da temperatura, da pressão, da superfície de contato entre os reagentes, do catalisador e das concentrações dos reagentes.

### Temperatura

O aumento da temperatura provoca uma elevação nas energias cinéticas das partículas dos reagentes fazendo com que elas se movimentem mais rápido.

Isso acarreta colisões mais fortes entre elas, o que facilita o rompimento das ligações existentes e aumenta a probabilidade de esses choques serem efetivos na formação de produtos. Portanto, quanto maior a temperatura, maior é a velocidade de uma reação.

A figura a seguir mostra o que acontece quando se adiciona um comprimido efervescente em água gelada e em água quente. Verifique que a liberação de gás carbônico ocorre com maior velocidade quando a temperatura da água é maior.



Água gelada



Água quente.

Marcelo Pinheiro

A reação entre as substâncias presentes no comprimido efervescente e a água quente é mais rápida do que na água gelada.

A elevação da temperatura aumenta o conteúdo energético das partículas reagentes, fazendo com que um número maior dessas partículas tenha energia maior que a energia de ativação da reação, acelerando a formação de produtos. É importante observar que a variação de temperatura não altera a energia de ativação.

## Pressão

Uma alteração na pressão total do sistema exerce influência na velocidade da reação quando os reagentes são gasosos. Neste caso, aumentando-se a pressão, ocorre maior aproximação entre as partículas reagentes, o que eleva a quantidade de colisões entre elas. A probabilidade de ocorrerem choques efetivos para formar produtos é maior, o que aumenta a velocidade da reação.

## Superfície de contato entre os reagentes

Quanto maior a superfície ou área de contato entre as partículas reagentes, ou seja, maior é a probabilidade de ocorrerem choques efetivos entre elas, o que provoca um aumento na velocidade da reação.

Considere o seguinte experimento:

- Cortam-se dois pedaços de papel alumínio de mesmo tamanho;
- O primeiro pedaço é amassado até se transformar em uma bolinha e colocado em um béquer A contendo ácido clorídrico (HCl);
- O segundo pedaço é introduzido esticado, ao mesmo tempo, em outro béquer B contendo a mesma quantidade do ácido;

- Após certo tempo, observa-se que a reação se inicia primeiro e ocorre com maior velocidade no béquer B com o pedaço de papel esticado, pois há maior contato entre os átomos de alumínio e as moléculas de HCl.



Béquer A



Béquer B

Marcelo Pinheiro

A reação ocorreu em maior velocidade no béquer B, onde havia maior superfície de contato entre os reagentes.

Outro exemplo é o fato de que, em condições ambientes, certa massa de carvão em pó queima mais rápido na presença do ar do que a mesma massa de carvão em pedaços, pois as partículas do carvão em pó estão melhor distribuídas e têm maior contato com o gás oxigênio do ar.

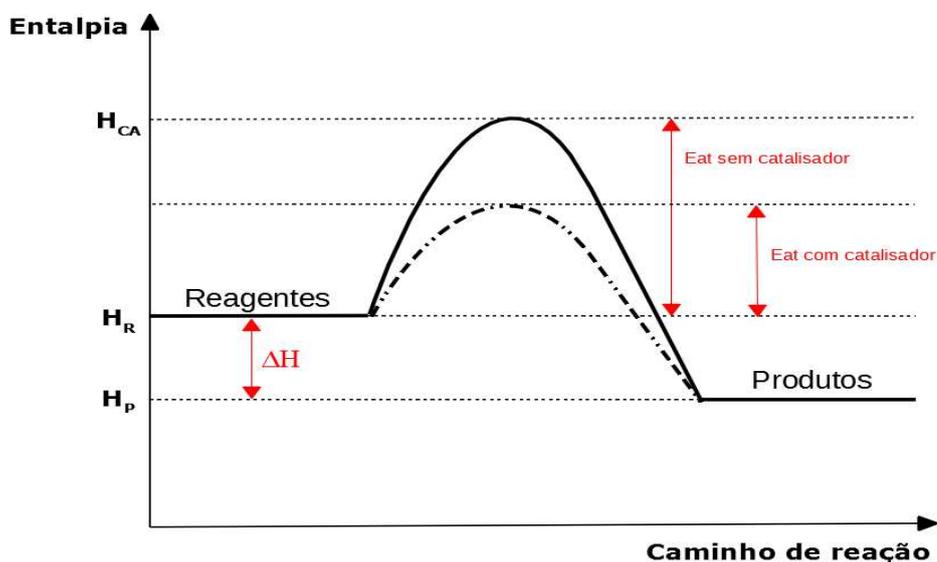
## Catalisador

Catalisador é uma substância que, ao ser posta em contato com os reagentes, aumenta a velocidade de uma reação sem ser consumida neste

processo. Como o catalisador é recuperado ao final da reação, ele pode ser reutilizado.

Os catalisadores formam um complexo ativado com menor conteúdo energético, ou seja, os reagentes passam a necessitar de uma menor energia de ativação que o processo sem o uso de catalisador, fazendo com que a reação se processe de maneira mais rápida.

O gráfico entalpia *versus* caminho da reação apresentado na figura a seguir, mostra a influência do uso de um catalisador numa reação química. Observe a diminuição da energia de ativação acarretada por essa substância. Como os reagentes precisam adquirir uma quantidade de energia menor para formar o complexo ativado, a formação de produtos é facilitada.

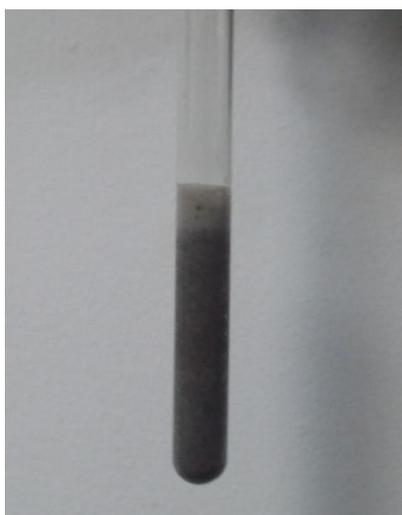
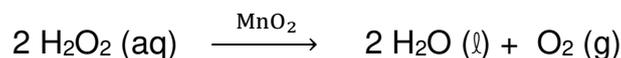


Marcelo Pinheiro

Diminuição da energia de ativação provocada pela adição de um catalisador.

Para indicar a utilização de catalisador numa reação química, coloca-se o seu símbolo ou a sua fórmula sobre a seta da equação química correspondente.

Por exemplo, a reação de decomposição do peróxido de hidrogênio (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>) formando água (H<sub>2</sub>O) e gás oxigênio (O<sub>2</sub>) ocorre lentamente na presença de luz, mas pode ser acelerada com o uso de dióxido de manganês (MnO<sub>2</sub>) como catalisador:



Marcelo Pinheiro

Decomposição do H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> catalisada por MnO<sub>2</sub>, liberando bolhas de gás oxigênio

Em células de animais e vegetais é encontrada uma proteína denominada catalase, que também decompõe o peróxido de hidrogênio sem ser consumida na reação. A catalase é uma **enzima**, ou seja, um catalisador biológico.

Por exemplo, ao se colocar água oxigenada (solução aquosa de peróxido de hidrogênio) sobre um pedaço de batata crua ou sobre uma ferida, observa-se a liberação de bolhas gasosas, devido à decomposição do H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> provocada pela catalase presente em células da batata e do sangue humano.



Marcelo Pinheiro

Decomposição do  $\text{H}_2\text{O}_2$  pela catalase presente na batata.

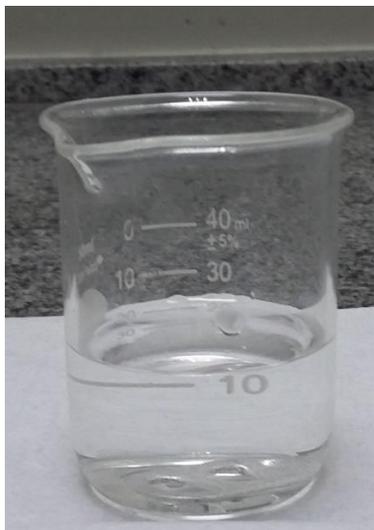
Um catalisador acelera a reação, pois diminui a sua energia de ativação, mas não aumenta seu rendimento. Ele induz a produção da mesma quantidade de produto num tempo menor. Além disso, o catalisador não altera o  $\Delta H$  da reação.

## Concentração do reagente

Quando a velocidade de uma reação depende de um reagente, ela aumenta quando a concentração desse reagente sofre um acréscimo, pois um maior número de partículas reagentes ocupando o mesmo volume acarreta um incremento na quantidade de colisões entre elas, o que aumenta a probabilidade de ocorrerem choques efetivos para formar os produtos.

Por exemplo, se colocarmos dois anéis de alumínio em contato com mesmo volume de soluções de concentrações diferentes de ácido clorídrico, a

reação ocorre com maior velocidade no recipiente que contém a solução ácida mais concentrada.



**Béquer A**  
(contém solução 0,5mol/L de HCl)



**Béquer B**  
(contém solução 5,0mol/L de HCl)

Marcelo Pinheiro

A reação ocorre em maior velocidade no béquer B, onde há maior concentração de ácido clorídrico.

Portanto, quanto maiores forem as concentrações dos reagentes, maior é a velocidade da reação.

## Lei da velocidade das reações químicas

Estudamos o conceito de velocidade média de uma reação, mas assim como na Física, podemos trabalhar com velocidade de uma reação química num certo momento, ou seja, a **velocidade instantânea da reação**.

Em 1864, a partir de experimentos, os cientistas noruegueses Cato Maximilian Guldberg (1836-1902) e Peter Waage (1833-1900) propuseram a chamada Lei da Velocidade ou Lei de *Guldberg-Waage*. Segundo essa lei, a velocidade instantânea de uma reação química em certa temperatura é diretamente proporcional ao produto das concentrações em mol/L dos reagentes elevadas a determinados expoentes.

Considere uma reação química genérica representada pela equação química:



A expressão da Lei de Velocidade para essa reação é dada por:

$$v = k \cdot [A]^x \cdot [B]^y$$

Definições:

$v$  = velocidade da reação em certa unidade de tempo

$k$  = constante de velocidade ou constante cinética da reação

$[A]$  = concentração do reagente A em mol/L

$[B]$  = concentração do reagente B em mol/L

$x$  = ordem da reação em relação ao reagente A

$y$  = ordem da reação em relação ao reagente B

$x + y$  = ordem global da reação

O valor da constante **k** depende da reação que está correndo e da temperatura.

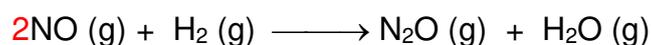
Os valores dos expoentes **x** e **y** são obtidos experimentalmente. Se **x** e **y** forem iguais aos coeficientes estequiométricos de **A** e **B**, respectivamente, a reação é chamada de **reação elementar**, caso contrário a reação é chamada de **não elementar**.

Quando o expoente é igual a 1, ele pode ser omitido.

A reação elementar ocorre em apenas uma etapa, enquanto que a reação não elementar ocorre em mais de uma etapa, ou seja, a reação não elementar é resultante do somatório de outras reações chamadas de etapas intermediárias.

## Expressão da Lei de Velocidade de reações elementares

A reação entre o gás monóxido de nitrogênio (NO) e o gás hidrogênio (H<sub>2</sub>) ocorre diretamente em uma única etapa, então é uma reação elementar. A equação química que representa este fenômeno é a seguinte:



A expressão da lei de velocidade desta reação é:

$$v = k. [\text{NO}]^2. [\text{H}_2]^1$$

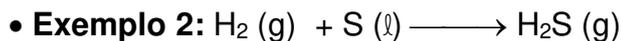
O expoente **2** sobre o valor da concentração de NO indica que a reação é 2ª ordem em relação ao NO, e o expoente **1** (costuma ser omitido) sobre o valor da concentração de H<sub>2</sub> indica que a reação é de 1ª ordem em relação ao H<sub>2</sub>. A ordem global da reação é obtida pelo somatório das ordens em relação aos reagentes, portanto a reação é de 3ª ordem (2+1 =3).

A velocidade de uma reação com os reagentes no estado gasoso é maior do que a velocidade da mesma reação com os reagentes no estado líquido e, esta por sua vez é maior do que a velocidade da mesma reação com os reagentes no estado sólido. No caso de uma reação elementar com reagentes em diferentes estados físicos, a expressão da velocidade contém apenas o reagente que exerce maior influência sobre a velocidade. Observe os exemplos:



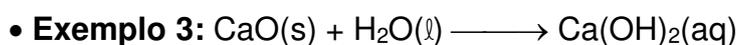
O reagente gasoso (O<sub>2</sub>) tem maior influência na velocidade da reação do que o reagente sólido(C), então a expressão da lei de velocidade para essa reação é:

$$v = k. [\text{O}_2]$$



O reagente gasoso ( $\text{H}_2$ ) tem maior influência na velocidade da reação do que o reagente líquido ( $\text{S}$ ), então a expressão da lei de velocidade para essa reação é:

$$v = k. [\text{H}_2]$$



O reagente líquido ( $\text{H}_2\text{O}$ ) tem maior influência na velocidade da reação do que o reagente sólido ( $\text{CaO}$ ), então a expressão da lei de velocidade para essa reação é:

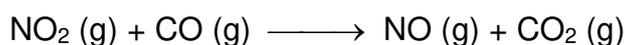
$$v = k. [\text{H}_2\text{O}]$$

## Expressão da Lei de Velocidade de reações não elementares

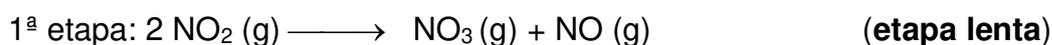
No caso de **reações não elementares**, a expressão da lei de velocidade pode ser determinada através do conhecimento das etapas intermediárias da reação ou de dados experimentais em que se variam as concentrações dos reagentes para se verificar suas influências sobre a velocidade da reação.

Quando se conhecem as etapas intermediárias da reação, a expressão da lei da velocidade é obtida considerando-se apenas a **etapa lenta**, pois ela que tem maior influência no tempo da reação.

Considere a seguinte reação não elementar:



Para se determinar a sua expressão da lei de velocidade deve-se considerar que ela ocorre em duas etapas, sendo uma delas a mais lenta:



Como a expressão da lei de velocidade da reação global é obtida da etapa lenta, então tem-se:

$$v = k. [\text{NO}_2]^2$$

Caso as etapas da reação não elementar não sejam conhecidas, a expressão da lei de velocidade dessa reação pode ser determinada experimentalmente, realizando-se testes em que se varia apenas a concentração de um dos reagentes para se saber qual é a influência do mesmo na velocidade. Depois repete-se o procedimento para os outros reagentes.

Considere uma reação hipotética  $3 A(g) + 4 B(g) \longrightarrow 2 C(g)$  e os seguintes resultados experimentais:

Experimento	[A] mol/L	[B] mol/L	Velocidade (mol/L.s)
I	0,60	0,90	0,25
II	0,60	1,80	1,00
III	1,20	0,90	0,50

Para se determinar a expressão da Lei de Velocidade para essa reação, escreve-se inicialmente:

$$v = k \cdot [A]^x \cdot [B]^y$$

Para se determinar o valor de  $x$ , deve-se escolher dois experimentos em que a concentração do reagente **A** varia e a concentração do reagente **B** permanece constante. Analisando os experimentos **I** e **III**, observa-se que a concentração do reagente B não mudou, enquanto que a do reagente A dobrou (variação de A =  $\frac{1,20}{0,60} = 2$ ). Ao mesmo tempo o valor da velocidade foi multiplicado por 2 (variação da velocidade =  $\frac{0,50}{0,25} = 2$ ), isso significa que a concentração de A está elevada a 1.

Isso pode ser facilmente calculado da seguinte forma:

$$(\text{Variação de A})^x = (\text{Variação da velocidade})$$

A variação corresponde ao número pelo qual a concentração do reagente e a velocidade foi multiplicado ou dividido de um experimento para outro.

Então:

$$2^x = 2 \therefore x = 1$$

Para se determinar o valor de **y**, deve-se escolher dois experimentos em que a concentração do reagente **B** varia e a concentração do reagente **A** permanece constante. Analisando os experimentos **I** e **II**, observa-se que a concentração do reagente A não mudou, enquanto que a do reagente B dobrou (variação de B =  $\frac{1,80}{0,90} = 2$ ). Ao mesmo tempo o valor da velocidade foi multiplicado por 4 (variação da velocidade =  $\frac{1,00}{0,25} = 4$ ), isso significa que a concentração de B está elevada ao quadrado, conforme o cálculo a seguir:

$$(\text{Variação de B})^y = (\text{Variação da velocidade})$$

Então:

$$2^y = 4 \therefore y = 2$$

Portanto, a expressão da lei de velocidade para essa reação é:

$$v = k.[A].[B]^2$$

Pelo resultado obtido, a reação considerada não é elementar, pois os expoentes de **[A]** e **[B]** não são iguais aos coeficientes estequiométricos dos reagentes **A** e **B** na equação química balanceada.

Substituindo-se os valores de uma das linhas da tabela, pode-se calcular o valor da constante de velocidade *k*. Escolhendo a primeira linha, tem-se:

$$0,25 = k \cdot 0,6 \cdot (0,9)^2 \quad \therefore k = \frac{0,25}{0,6 \cdot (0,9)^2} \quad \therefore k = 0,51 \text{ L}^2 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$$

A unidade da constante de velocidade foi determinada da seguinte forma:

$$\frac{\frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}}{\frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2} = \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}} \cdot \frac{\text{L}^3}{\text{mol}^3} = \text{L}^2 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$$

Considere outro exemplo de uma reação genérica do tipo:



Os dados experimentais correspondentes são:

Experimento	[A] mol/L	[B] mol/L	Velocidade da reação (mol/L.s)
I	0,50	0,50	0,04
II	0,50	1,00	0,04
III	0,25	1,00	0,02

Para se determinar a expressão da Lei de Velocidade para essa reação, escreve-se inicialmente:

$$v = k \cdot [A]^x \cdot [B]^y$$

Para se determinar o valor de **x**, deve-se escolher dois experimentos em que a concentração do reagente **A** varia e a concentração do reagente **B** permanece constante. Analisando os experimentos **II** e **III**, observa-se que a concentração do reagente B não mudou, enquanto que a do reagente A foi dividido por 2, ou seja, a sua variação é igual a 2 (variação de  $A = \frac{0,50}{0,25} = 2$ ). Ao

mesmo tempo o valor da velocidade foi dividido por 2 (variação da velocidade =  $\frac{0,04}{0,02} = 2$ ), isso significa que a concentração de A está elevada a 1, conforme o

cálculo:

$$(\text{Variação de A})^x = (\text{Variação da velocidade})$$

Então:

$$2^x = 2 \therefore x = 1$$

Para se determinar o valor de **y**, deve-se escolher dois experimentos em que a concentração do reagente **B** varia e a concentração do reagente **A** permanece constante. Analisando os experimentos **I** e **II**, observa-se que a concentração do reagente A não mudou, enquanto que a do reagente B dobrou (variação de  $B = \frac{1,00}{0,50} = 2$ ). Ao mesmo tempo o valor da velocidade não sofreu alteração (variação da velocidade =  $\frac{0,04}{0,04} = 1$ ), isso significa que a velocidade da reação não depende do reagente B, conforme o cálculo a seguir:

$$(\text{Variação de B})^y = (\text{Variação da velocidade})$$

Então:

$$2^y = 1 \therefore y = 0$$

Portanto, a expressão da lei de velocidade para essa reação é:

$$v = k \cdot [A]$$

**QUESTÕES DO ENEM – UNIDADE 5**

**Questões e imagens retiradas das provas disponibilizadas no *síte* do Inep (<http://www.inep.gov.br>).**

1. (Enem 2010) Alguns fatores podem alterar a rapidez das reações químicas. A seguir, destacam-se três exemplos no contexto da preparação e da conservação de alimentos:

1. A maioria dos produtos alimentícios se conserva por muito mais tempo quando submetidos à refrigeração. Esse procedimento diminui a rapidez das reações que contribuem para a degradação de certos alimentos.

2. Um procedimento muito comum utilizado em práticas de culinária é o corte dos alimentos para acelerar o seu cozimento, caso não se tenha uma panela de pressão.

3. Na preparação de iogurtes, adicionam-se ao leite bactérias produtoras de enzimas que aceleram as reações envolvendo açúcares e proteínas lácteas.

Com base no texto, quais são os fatores que influenciam a rapidez das transformações químicas relacionadas aos exemplos 1, 2 e 3, respectivamente?

- A) Temperatura, superfície de contato e concentração.
- B) Concentração, superfície de contato e catalisadores.
- C) Temperatura, superfície de contato e catalisadores.
- D) Superfície de contato, temperatura e concentração.
- E) Temperatura, concentração e catalisadores.

2. (Enem 2018) O sulfeto de mercúrio (II) foi usado como pigmento vermelho para pinturas de quadros e murais. Esse pigmento, conhecido como *vermilion*, escurece com o passar dos anos, fenômeno cuja origem é alvo de pesquisas. Aventou-se a hipótese de que o *vermilion* seja decomposto sob a ação da luz, produzindo uma fina camada de mercúrio metálico na superfície. Essa reação seria catalisada por íon cloreto presente na umidade do ar.

WOGAN, T. *Mercury's Dark Influence on Art*. Disponível em: [www.chemistryworld.com](http://www.chemistryworld.com). Acesso em: 26 abr. 2018 (adaptado).

Segundo a hipótese proposta, o íon cloreto atua na decomposição fotoquímica do *vermilion*

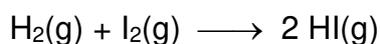
- A) reagindo como agente oxidante.
- B) deslocando o equilíbrio químico.
- C) diminuindo a energia de ativação.
- D) precipitando cloreto de mercúrio.
- E) absorvendo a energia da luz visível.

## UNIDADE 6

# EQUILÍBRIO QUÍMICO

## Reações reversíveis e seu equilíbrio

A mistura entre quantidades estequiométricas de gás hidrogênio ( $H_2$ ) e vapor de iodo ( $I_2$ ) em determinada temperatura, produz o gás iodeto de hidrogênio (HI). A equação química que representa essa reação é a seguinte:



Considere que no tempo inicial da reação ( $t_0$ ) só há no recipiente gás hidrogênio e vapor de iodo. Dados experimentais mostram que, após um certo tempo  $t_1$ , além de se formar HI, ainda permanecem certas quantidades de reagentes  $H_2$  e  $I_2$ .

Mantendo-se as mesmas condições reacionais, após outro tempo  $t_2$ , as quantidades de  $H_2$ ,  $I_2$  e HI permanecem iguais às que são determinadas em  $t_1$ .

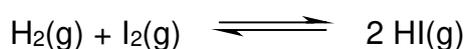
No início dessa reação, só há gás hidrogênio e vapor de iodo. À medida que o tempo passa, forma-se o gás iodeto de hidrogênio. O que se espera é que se as quantidades iniciais de  $H_2$  e  $I_2$  são iguais, ao final da reação só haja no recipiente partículas de HI. Porém não é isso que se observa, já que após um certo tempo ainda há no recipiente  $H_2$ ,  $I_2$  e HI, cujas quantidades não mais se alteram. Por que isso ocorre?

Tal fato acontece com muitas reações químicas. As partículas reagentes se chocam e formam um ou mais produtos, sendo chamada de **reação direta**. Simultaneamente, parte das partículas das espécies químicas produzidas se chocam e voltam a produzir as espécies químicas iniciais, numa **reação inversa**.

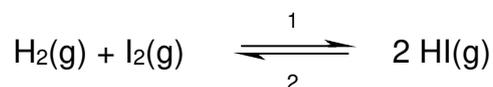
Esses tipos de reações são denominados **reações reversíveis**, ocorrendo simultaneamente a reação direta e inversa. Portanto, numa reação reversível, as espécies químicas iniciais sempre estarão presentes, mesmo que a reação pareça ter finalizado. Na verdade, a reação não termina, ela atinge o chamado **equilíbrio químico**, que é um equilíbrio dinâmico, pois as partículas das espécies químicas do lado esquerdo da equação continuam se chocando e formando as espécies químicas do lado direito e vice-versa. No equilíbrio, as quantidades das espécies químicas da reação não mais variam.

Observe que o rendimento de uma reação reversível é menor que 100%, pois quando ela atinge o equilíbrio ainda há certas quantidades dos componentes que iniciaram a reação.

Para representar uma reação reversível, utiliza-se uma seta dupla na equação química. Então, a reação entre o gás hidrogênio e o vapor de iodo deve ser representada por:



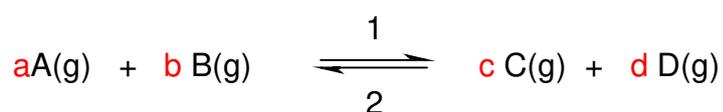
Por convenção, costuma-se indicar o sentido direto como sentido 1 e o sentido inverso como sentido 2.



As substâncias  $\text{H}_2$  e  $\text{I}_2$  são os reagentes e o  $\text{HI}$  é o produto da reação direta.  $\text{HI}$  é o reagente,  $\text{H}_2$  e  $\text{I}_2$  são os produtos da reação inversa.

## Constante de equilíbrio em função das concentrações em mol/L

Considere uma reação reversível genérica em que todas as espécies químicas envolvidas estão no mesmo estado físico em determinada temperatura:



As letras maiúsculas **A**, **B**, **C**, **D** representam as espécies químicas da reação e as letras minúsculas **a**, **b**, **c**, **d**, representam os seus coeficientes estequiométricos na equação química correspondente.

A reação direta ocorre com uma velocidade  $v_1$  e a reação inversa ocorre com uma velocidade  $v_2$ .

A expressão da velocidade da reação direta ( $v_1$ ) é dada por:

$$v_1 = k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b$$

[A] e [B] são as concentrações em mol/L das espécies químicas A e B, respectivamente.

A expressão da velocidade da reação inversa ( $v_2$ ) é dada por:

$$v_2 = k_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d$$

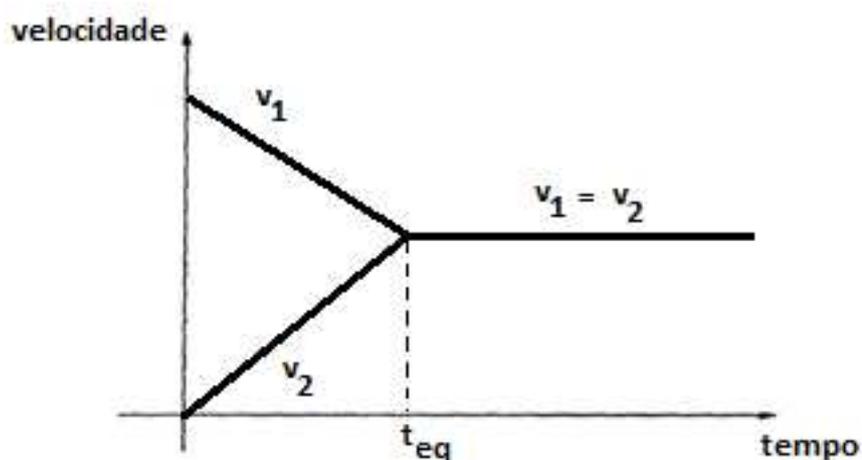
[C] e [D] são as concentrações em mol/L das espécies químicas C e D, respectivamente.

Considerando que no início da reação só há as espécies químicas A e B, à medida que o tempo vai passando as suas concentrações diminuem, formando as espécies químicas C e D. Por sua vez, as concentrações de C e D aumentam com o tempo, mas como a reação é reversível partes de C e D reagem novamente para formar A e B.

Como as concentrações de A e B diminuem com o tempo, a velocidade da reação direta ( $v_1$ ) também diminui. Como as concentrações de C e D aumentam com o tempo, a velocidade da reação inversa ( $v_2$ ) também aumenta.

Quando as velocidades  $v_1$  e  $v_2$  se igualam, a reação atingiu o estado de equilíbrio, denominado **equilíbrio químico**. A reação não termina, pois ela atinge um equilíbrio dinâmico em que as velocidades das reações direta e inversa tornam-se iguais.

O gráfico abaixo mostra as variações das velocidades das reações direta e inversa até atingirem o equilíbrio químico no tempo  $t_{eq}$  (tempo de equilíbrio).

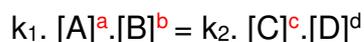


Marcelo Pinheiro

Variações das velocidades das reações direta e inversa até atingirem o equilíbrio.

A partir do tempo de equilíbrio ( $t_{eq}$ ), as concentrações das espécies químicas presentes não mais se alteram, ou seja, **ficam constantes**.

Como **no equilíbrio** as velocidades das reações direta e inversa são iguais, então  $v_1 = v_2$ , logo pode-se escrever:

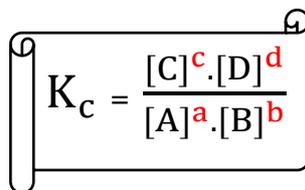


Passando  $k_2$  para o lado esquerdo e  $[A]^a.[B]^b$  para o lado direito, tem-se:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c.[D]^d}{[A]^a.[B]^b}$$

Como na temperatura T, a relação  $\frac{k_1}{k_2}$  é constante, define-se essa razão

como  $K_c$ , chamada de **constante de equilíbrio em função das concentrações em mol/L** das espécies químicas participantes da reação reversível.



$$K_c = \frac{[C]^c.[D]^d}{[A]^a.[B]^b}$$

Essa expressão é conhecida como **lei da ação das massas** ou **lei de Guldberg-Waage** estabelecida em 1864 pelos químicos noruegueses Cato Maximilian Guldberg (1836-1902) e Peter Waage (1833-1900).

No numerador da expressão do  $K_c$ , coloca-se o produto das concentrações das espécies químicas do lado direito da equação química elevadas aos seus respectivos coeficientes estequiométricos. No denominador, coloca-se o produto das concentrações das espécies químicas do lado esquerdo da equação química elevadas aos seus respectivos coeficientes estequiométricos.

Como essa expressão foi obtida ao se igualar as velocidades das reações direta e inversa ao se atingir o equilíbrio, as concentrações em mol/L de A, B, C e D são os valores **determinados no equilíbrio**, e não antes de atingir o equilíbrio.

Numa reação reversível, as concentrações das espécies químicas participantes variam com o tempo até atingirem valores que

No caso da reação:



A expressão da constante de equilíbrio em função das concentrações em mol/L é:

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}$$

Outro exemplo de reação reversível a que forma amônia ou gás amoníaco a partir dos gases hidrogênio (H<sub>2</sub>) e nitrogênio (N<sub>2</sub>):



A expressão da constante de equilíbrio em função das concentrações em mol/L para essa reação é:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3 \cdot [\text{N}_2]}$$

No caso da reação que forma iodeto de hidrogênio, a unidade do  $K_c$  pode ser determinada da seguinte forma:

$$\frac{[\text{mol/L}]^2}{[\text{mol/L}] \cdot [\text{mol/L}]} = \frac{[\text{mol/L}]^2}{[\text{mol/L}]^2} = 1, \text{ não tem unidade.}$$

No caso da reação que forma amônia, a unidade do  $K_c$  pode ser determinada da seguinte forma:

$$\frac{[\text{mol/L}]^2}{[\text{mol/L}]^3 \cdot [\text{mol/L}]} = \frac{[\text{mol/L}]^2}{[\text{mol/L}]^4} = \frac{1}{[\text{mol/L}]^2} = \frac{\text{L}^2}{\text{mol}^2} = \text{L}^2 \cdot \text{mol}^{-2}$$

Como a unidade de  $K_c$  depende da reação, considera-se que  $K_c$  não possui unidade.

O valor da constante de equilíbrio  $K_c$  depende da temperatura, ou seja, uma alteração de temperatura modifica o valor do  $K_c$ .

Até aqui, foram consideradas apenas reações reversíveis em que todas as substâncias participantes se apresentam no mesmo estado físico. Quando as espécies químicas de uma reação reversível não estão no mesmo estado físico,

diz-se que o equilíbrio químico por elas atingido é denominado **equilíbrio heterogêneo**. Neste caso, somente as concentrações em mol/L dos componentes gasosos e em solução aquosa são colocadas na expressão do  $K_c$ . Isso ocorre, porque as concentrações de sólidos e líquidos permanecem constante durante toda a reação.

Por exemplo, considere a reação entre o enxofre sólido e o gás hidrogênio a seguir:

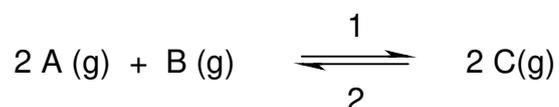


Somente as concentrações do gás hidrogênio e do gás sulfeto de hidrogênio entram na expressão do  $K_c$ .

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{S}]}{[\text{H}_2]}$$

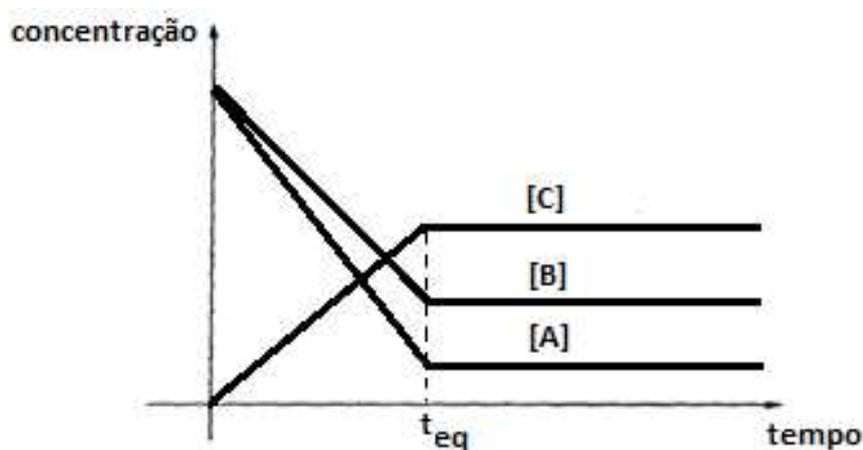
É importante saber que, no equilíbrio químico, as velocidades das reações inversa e direta são iguais e que as concentrações dos participantes permanecem constantes, mas não necessariamente iguais.

Como exemplo, observe uma reação reversível genérica cujas substâncias participantes estão no mesmo estado físico em certa temperatura:



Suponha que inicialmente se tenha colocado para reagir concentrações em mol/L iguais de A e B.

A construção do gráfico concentração em mol/L, no eixo das ordenadas **y**, versus tempo, no eixo das abscissas **x**, permite verificar que após o tempo de equilíbrio ( $t_{eq}$ ), as concentrações das substâncias participantes ficam constantes, mas não são iguais.



Marcelo Pinheiro

Variações das concentrações em mol/L das substâncias com o tempo.

Observe no gráfico que no tempo inicial as concentrações em mol/L de A e B são iguais, mas podem ser diferentes, e que a concentração de C é igual a zero. Com o passar do tempo, a concentração da substância A diminui duas vezes mais que a concentração da substância B, pois a estequiometria da reação é de 2 mol de A para cada 1 mol de B. A concentração de C aumenta até que, em  $t_{eq}$  (tempo de equilíbrio), não ocorre mais alteração. Neste mesmo tempo, as concentrações de A e B se tornam constantes e diferentes de zero.

Conhecendo-se as concentrações em mol/L no equilíbrio das espécies químicas envolvidas numa reação química reversível, pode-se calcular o valor do  $K_c$  na temperatura da reação.

Sabendo-se o valor do  $K_c$  de uma reação em determinada temperatura, pode-se calcular os valores das concentrações em mol/L de todas as espécies químicas participantes no equilíbrio a partir das concentrações em mol/L iniciais desses componentes.

Seguem alguns exemplos de problemas envolvendo a constante de equilíbrio em função das concentrações em mol/L ( $K_c$ ).

• **Exemplo 1:**

O gás hidrogênio ( $H_2$ ) reage com vapor de iodo ( $I_2$ ) segundo a reação reversível:



Quando esta reação ocorre num balão de 2 litros e temperatura  $500^\circ C$ , no equilíbrio há 0,4mol de  $H_2$ , 0,4mol de  $I_2$  e 3,2mol de HI. Calcule o valor da constante de equilíbrio  $K_c$ .

**Resolução:**

A expressão de  $K_c$  para a reação é:

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}$$

Os dados do problema apresentam os valores das quantidades de matéria de cada participante no equilíbrio, porém para calcular o valor de  $K_c$  tem-se que colocar os valores das concentrações em mol/L no equilíbrio na expressão de  $K_c$ . Esses valores são obtidos dividindo-se as quantidades de matéria de cada substância gasosa pelo volume do recipiente que é igual a 2 litros.

$$[\text{HI}] = \frac{3,2}{2} = 1,6 \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{0,4}{2} = 0,2 \text{ mol/L}$$

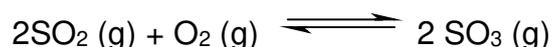
$$[\text{I}_2] = \frac{0,4}{2} = 0,2 \text{ mol/L}$$

Substituindo esses valores na expressão de  $K_c$ , tem-se:

$$K_c = \frac{[1,6]^2}{[0,2] \cdot [0,2]} = 64$$

**• Exemplo 2:**

Num recipiente fechado de volume igual a 1 litro foram colocados 0,8mol de dióxido de enxofre (SO<sub>2</sub>) e 0,8mol de gás oxigênio (O<sub>2</sub>), em certa temperatura T. Ambos reagiram segundo a reação reversível:



Ao atingir o equilíbrio, verifica-se que há 0,6mol de trióxido de enxofre (SO<sub>3</sub>) no recipiente. Determine o valor de K<sub>c</sub> para essa reação na temperatura T.

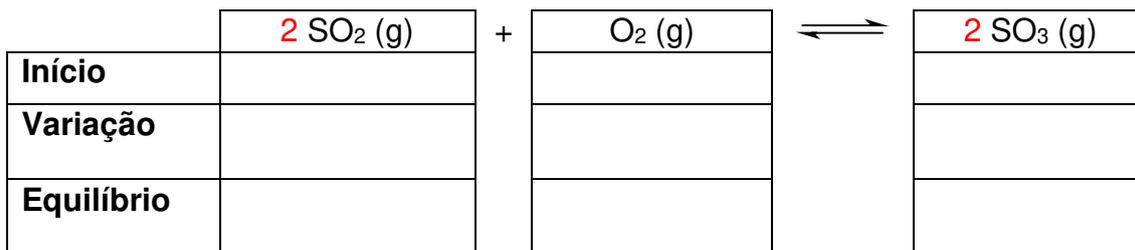
**Resolução:**

A expressão de K<sub>c</sub> para a reação é:

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}$$

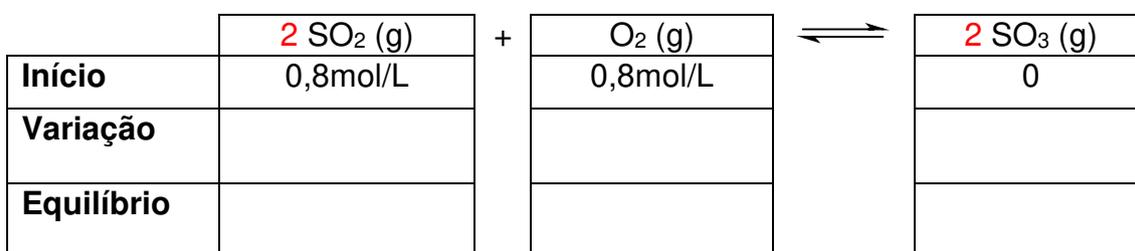
Esse problema fornece apenas a concentração de SO<sub>3</sub> no equilíbrio, que é igual 0,6mol em 1 litro, ou seja, 0,6mol/L. Os valores de concentração de SO<sub>2</sub> e de O<sub>2</sub> fornecidos são aqueles do início da reação, ou seja, 0,8mol/L para cada um.

Para se calcular o valor de K<sub>c</sub>, devem-se determinar as concentrações de SO<sub>2</sub> e O<sub>2</sub> no equilíbrio, o que pode ser feito montando-se o seguinte quadro:



Na primeira linha do quadro são colocados os valores de concentração em mol/L de cada participante no tempo inicial das medições. As concentrações em mol/L dos reagentes ( $\text{SO}_2$  e  $\text{O}_2$ ) diminuem com o tempo e a do produto ( $\text{SO}_3$ ) aumenta com o tempo até atingir o equilíbrio. Essas variações de concentração devem ser colocadas na segunda linha. Na última são colocadas as expressões ou variáveis que serão utilizadas para se calcular as concentrações em mol/L no equilíbrio.

No início da reação só há  $\text{SO}_2$  e  $\text{O}_2$ , cujas concentrações são iguais a 0,8 mol/L:



Pela estequiometria da reação, cada 2mol de  $\text{SO}_2$  reage com 1mol de  $\text{O}_2$  e produz 2mol de  $\text{SO}_3$ , ou seja, as concentrações de  $\text{SO}_2$  e  $\text{O}_2$  diminuem e a de  $\text{SO}_3$  aumenta. Portanto, se a concentração de  $\text{O}_2$  diminuir de um valor  $x$  mol/L, a concentração de  $\text{SO}_2$  diminui  $2x$  mol/L e a do  $\text{SO}_3$  aumenta  $2x$  mol/L. No quadro representam-se as perdas com o sinal negativo e o ganho com o sinal positivo:

	<b>2 SO<sub>2</sub> (g)</b>
<b>Início</b>	0,8mol/L
<b>Varição</b>	- 2x mol/L
<b>Equilíbrio</b>	

+

	<b>O<sub>2</sub> (g)</b>
	0,8mol/L
	-x mol/L

⇌

	<b>2 SO<sub>3</sub> (g)</b>
	0
	+ 2x mol/L

Somando-se a concentração inicial de cada substância com a sua, tem-se a concentração em mol/L correspondente no equilíbrio.

	<b>2 SO<sub>2</sub> (g)</b>
<b>Início</b>	0,8mol/L
<b>Varição</b>	- 2x mol/L
<b>Equilíbrio</b>	0,8 - 2x mol/L

+

	<b>O<sub>2</sub> (g)</b>
	0,8mol/L
	-x mol/L
	0,8 - x mol/L

⇌

	<b>2 SO<sub>3</sub> (g)</b>
	0
	+ 2x mol/L
	2x mol/L

Como a concentração do SO<sub>3</sub> no equilíbrio é igual a 0,6mol/L, então:

$$2x = 0,6 \Rightarrow x = \frac{0,6}{2} \Rightarrow x = 0,3\text{mol/L}$$

Sabendo-se o valor de x, calculam-se as concentrações de SO<sub>2</sub> e O<sub>2</sub> no equilíbrio:

$$[\text{SO}_2] = 0,8 - 2 \cdot 0,3 = 0,2\text{mol/L}$$

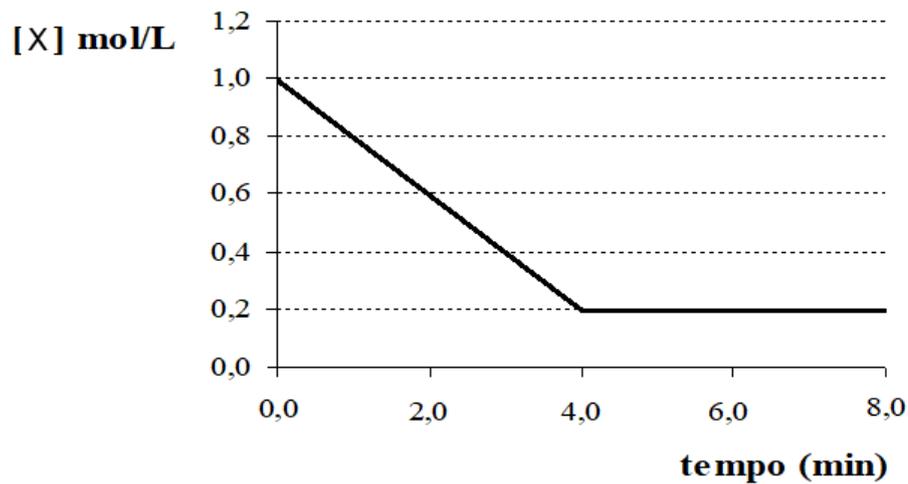
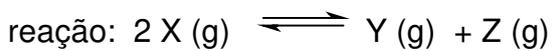
$$[\text{O}_2] = 0,8 - 0,3 = 0,5\text{mol/L}$$

Substituindo os valores  $[\text{SO}_2] = 0,2\text{mol/L}$ ,  $[\text{O}_2] = 0,5\text{mol/L}$  e  $[\text{SO}_3] = 0,6\text{mol/L}$  na expressão do Kc tem-se:

$$K_c = \frac{[0,6]^2}{[0,2]^2 \cdot [0,5]} \Rightarrow K_c = 18$$

• Exemplo 3:

O gráfico a seguir corresponde à variação da concentração de uma substância hipotética X ao longo do tempo numa temperatura T, segundo a



Calcule o valor de Kc e do rendimento para a reação na temperatura T.

**Resolução:**

A expressão de Kc para a reação é:

$$K_c = \frac{[X]^2}{[Y] \cdot [Z]}$$

O gráfico fornece a concentração de X no tempo inicial (1,0mol/L) e no equilíbrio (0,2mol/L).

Para se determinar o valor de K<sub>c</sub>, deve-se determinar as concentrações de Y e Z no equilíbrio, o que pode ser feito montando-se o seguinte quadro:

	<b>2 X (g)</b>
<b>Início</b>	1,0mol/L
<b>Varição</b>	- 2x
<b>Equilíbrio</b>	1,0 - 2x

 $\rightleftharpoons$ 

<b>Y (g)</b>
0
+x
x

+

<b>Z (g)</b>
0
+x
x

Como a concentração do X no equilíbrio é igual a 0,2mol/L, então:

$$1,0 - 2x = 0,2 \Rightarrow -2x = -0,8 \Rightarrow x = \frac{0,8}{2} \Rightarrow x = 0,4\text{mol/L}$$

Como as concentrações de Y e Z no equilíbrio são iguais a x:

[Y] = 0,4mol/L

[Z] = 0,4mol/L

Substituindo os valores [X] = 0,2mol/L, [Y] = 0,4mol/L e [Z] = 0,4mol/L na expressão do K<sub>c</sub> tem-se:

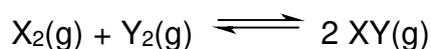
$$K_c = \frac{[0,2]^2}{[0,4] \cdot [0,4]} \Rightarrow K_c = 0,25$$

Se essa reação não fosse reversível, 2mol de X deveria ter produzido 1mol de Y e 1 mol de Z, ou proporcionalmente, 1mol de X deveria ter produzido 0,5mol de Y e 0,5mol de Z. Porém, como a reação é reversível, 1mol de X produziu 0,4mol de Y e 0,4mol de Z. Escolhendo-se o produto Y para o cálculo do rendimento, a quantidade esperada correspondente a 100% era de 0,5mol, então a regra de três a seguir possibilita calcular a percentagem de rendimento correspondente a 0,4mol de Y produzido.

$$\begin{array}{l}
 0,5\text{mol de Y} \dots\dots\dots 100\% \\
 0,4\text{mol de SO}_3 \dots\dots\dots x \\
 0,5 \cdot x = 0,4 \cdot 100 \Rightarrow x = \frac{40}{0,5} = \mathbf{80\%}
 \end{array}$$

• **Exemplo 4:**

Considere que os gases hipotéticos X<sub>2</sub>, Y<sub>2</sub> que reagem reversivelmente segundo a reação:



Num recipiente de 1 litro foram colocados 2mol de X<sub>2</sub> e 2mol de Y<sub>2</sub>, em certa temperatura T. Calcule a concentração de XY, em mol/L, encontrada no equilíbrio, sabendo-se que a constante de equilíbrio em função das concentrações em mol/L (K<sub>c</sub>) é igual a 64, na temperatura T.

**Resolução:**

A expressão de K<sub>c</sub> para a reação é:

$$K_c = \frac{[XY]^2}{[X_2] \cdot [Y_2]} = 64$$

Para se determinar as concentrações das substâncias envolvidas, deve-se montar o quadro:

	X <sub>2</sub> (g)	+	Y <sub>2</sub> (g)	⇌	2 XY (g)
<b>Início</b>	2,0mol/L		2,0mol/L		0
<b>Variação</b>	- x mol/L		-x mol/L		+ 2x mol/L
<b>Equilíbrio</b>	2,0 - x mol/L		3,0 - x mol/L		2x mol/L

Como no equilíbrio [X<sub>2</sub>] = 2,0 - x mol/L, [Y<sub>2</sub>] = 2,0 - x mol/L e [XY] = 2x mol/L, substituindo as expressões obtidas na terceira linha do quadro na fórmula do K<sub>c</sub>, obtém-se:

$$\frac{[2x]^2}{[2-x] \cdot [2-x]} = 64$$

O que equivale a:

$$\frac{[2x]^2}{[2-x]^2} = 64$$

Calculando-se a raiz quadrada em ambos os lados da equação,

$$\sqrt{\frac{[2x]^2}{[2-x]^2}} = \sqrt{64}$$

tem-se:

$$\frac{2x}{2-x} = 8$$

Resolvendo a equação:

$$2x = 8 \cdot (2-x) \Rightarrow 2x = 16 - 8x \Rightarrow 10x = 16 \Rightarrow x = \frac{16}{10} = 1,6 \text{ mol/L}$$

Substituindo-se o valor de **x** na terceira linha do quadro tem-se as concentrações em mol/L das substâncias que participam da reação no equilíbrio:

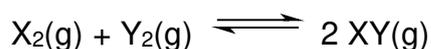
$$[X_2] = 2,0 - 1,6 = \mathbf{0,4 \text{ mol/L}}$$

$$[Y_2] = 2,0 - 1,6 = \mathbf{0,4 \text{ mol/L}}$$

$$[XY] = 2x = \mathbf{3,2 \text{ mol/L}}$$

• **Exemplo 5:**

Considere a reação reversível genérica a seguir:



A sua constante de equilíbrio é igual a 32 na temperatura T.

Em qual dos recipientes apresentados no quadro abaixo o sistema está em equilíbrio nessa temperatura?

	[X <sub>2</sub> ]	[Y <sub>2</sub> ]	[XY]
<b>Recipiente 1</b>	2,0mol/L	2,0mol/L	6,0mol/L
<b>Recipiente 2</b>	2,0mol/L	3,0mol/L	8,0mol/L
<b>Recipiente 3</b>	0,2mol/L	0,4mol/L	1,6mol/L

### Resolução:

A expressão de K<sub>c</sub> para a reação é:

$$K_c = \frac{[XY]^2}{[X_2] \cdot [Y_2]}$$

Substituindo os valores de concentração em mol/L das substâncias presentes em cada recipiente nessa expressão, se o resultado do cálculo for igual ao valor de K<sub>c</sub>, a reação está em equilíbrio:

$$\text{Recipiente 1: } \frac{[6,0]^2}{[2,0] \cdot [2,0]} = 9,0 \neq K_c$$

$$\text{Recipiente 2: } \frac{[8,0]^2}{[2,0] \cdot [3,0]} = 10,7 \neq K_c$$

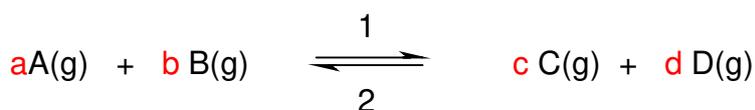
$$\text{Recipiente 3: } \frac{[1,6]^2}{[0,2] \cdot [0,4]} = 32 = K_c$$

Observando os cálculos, verifica-se que somente os valores concentração em mol/L do **recipiente 3** estão no equilíbrio.

## Constante de equilíbrio em função das pressões parciais

Sabe-se que quando num recipiente há uma mistura gasosa, cada gás exerce uma pressão denominada pressão parcial do gás. Se os gases confinados nesse recipiente estiverem participando de uma reação reversível em certa temperatura T, eles atingem o equilíbrio após determinado tempo. Neste caso, além da constante de equilíbrio em função das concentrações em mol/L ( $K_c$ ) desses gases, pode-se definir uma outra **constante de equilíbrio em função das suas pressões parciais ( $K_p$ )**, uma vez que a pressão de um gás é diretamente proporcional a sua concentração em mol/L segundo a equação de Clapeyron.

Considere como exemplo a reação reversível hipotética a seguir, cujos participantes são gases genéricos A, B, C e D.



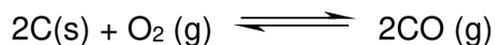
Para uma reação desse tipo, a expressão do  $K_p$  é semelhante à do  $K_c$ , substituindo-se as concentrações em mol/L pelas pressões parciais dos gases:

$$K_p = \frac{(p_C)^c \cdot (p_D)^d}{(p_A)^a \cdot (p_B)^b}$$

$p_A$ ,  $p_B$ ,  $p_C$  e  $p_D$  são as pressões parciais dos gases A, B, C e D em atmosferas (atm) **no equilíbrio**.

A constante de equilíbrio  $K_p$  depende da temperatura e só fazem parte de sua expressão as substâncias no estado gasoso. Ela também é considerada adimensional (sem unidade), pelo mesmo motivo explicado no item sobre  $K_c$ .

Por exemplo, para a reação:

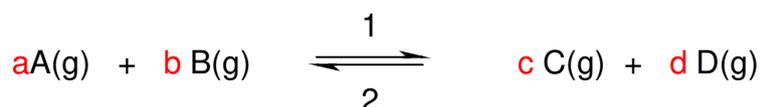


Como o carbono é sólido, só entram na expressão de  $K_p$  os gases  $O_2$  e  $CO$ :

$$K_p = \frac{(p_{CO})^2}{(p_{O_2})}$$

## Curiosidade

Existe uma relação entre  $K_c$  e  $K_p$ . Seja uma reação genérica reversível envolvendo substâncias gasosas sob uma temperatura  $T$ :



Tem-se a seguinte relação:

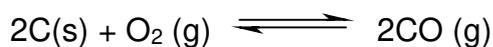
$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta_{\text{coef.}}}$$

O  $\Delta_{\text{coef.}}$  é a diferença entre os coeficientes estequiométricos totais dos produtos e reagentes gasosos, ou seja,  $\Delta_{\text{coef.}} = (c+d) - (a+b)$

$R$  = constante dos gases ideais = 0,082atm.L/mol.K

$T$  = temperatura em Kelvin

Por exemplo, para a reação:



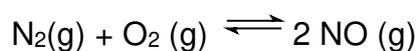
O carbono (C) não é considerado, pois é sólido. Como o coeficiente estequiométrico do  $CO_2$  é 2 e do  $O_2$  é 1, a relação entre  $K_p$  e  $K_c$  numa temperatura  $T$  para essa reação é igual a:

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{(2-1)} \therefore K_p = K_c \cdot R \cdot T$$

Seguem alguns exemplos de problemas envolvendo a constante de equilíbrio em das pressões parciais ( $K_p$ ).

• **Exemplo 1:**

Considere a seguinte reação reversível:



Em certa temperatura  $T$ , as pressões parciais dos gases envolvidos são  $p_{\text{NO}} = 0,3 \text{ atm}$ ;  $p_{\text{N}_2} = 0,9 \text{ atm}$ ;  $p_{\text{O}_2} = 0,02 \text{ atm}$ . Calcule o valor da constante de equilíbrio em função das pressões parciais ( $K_p$ ).

**Resolução:**

A expressão de  $K_p$  para a reação é:

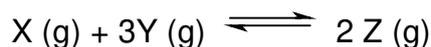
$$K_p = \frac{(p_{\text{NO}})^2}{(p_{\text{N}_2}) \cdot (p_{\text{O}_2})}$$

Substituindo os valores das pressões parciais dos gases no equilíbrio, tem-se:

$$K_p = \frac{(0,3)^2}{(0,9) \cdot (0,02)} = 5$$

• **Exemplo 2:**

Considere a seguinte reação reversível genérica que ocorre num recipiente fechado sob determinada temperatura T:



No equilíbrio há 2,0mol de X, 6,0mol de Y, 4,0mol de Z e a pressão total é de 8,0 atm. Determine o valor da constante de equilíbrio do sistema em termos de pressões parciais ( $K_p$ ).

**Resolução:**

A expressão de  $K_p$  para a reação é:

$$K_p = \frac{(p_Z)^2}{(p_X) \cdot (p_Y)^3}$$

As pressões parciais de cada gás no equilíbrio não foram fornecidas, logo precisam ser determinadas.

Sabe-se que a pressão total é diretamente proporcional ao número de mol total e a pressão parcial de um gás é diretamente proporcional ao seu número de mol. No recipiente há um total de 12,0mol (2,0 + 6,0 + 4,0) de gases no equilíbrio, então:

- Cálculo da pressão parcial do gás X:

$$\begin{aligned}
 &12,0\text{mol} \dots\dots\dots 8,0\text{atm} \\
 &2,0 \text{ mol} \dots\dots\dots p_x \\
 &12.p_x = 2.8 \therefore p_x = \frac{16}{12} \therefore \mathbf{p_x = 1,3atm}
 \end{aligned}$$

- Cálculo da pressão parcial do gás Y:

$$\begin{aligned}
 &12,0\text{mol} \dots\dots\dots 8,0\text{atm} \\
 &6,0 \text{ mol} \dots\dots\dots p_Y \\
 &12.p_Y = 6.8 \therefore p_Y = \frac{48}{12} \therefore \mathbf{p_Y = 4,0atm}
 \end{aligned}$$

- Cálculo da pressão parcial do gás Z:

$$\begin{aligned}
 &12,0\text{mol} \dots\dots\dots 8,0\text{atm} \\
 &4,0 \text{ mol} \dots\dots\dots p_z \\
 &12.p_z = 4.8 \therefore p_z = \frac{32}{12} \therefore \mathbf{p_z = 2,7atm}
 \end{aligned}$$

Substituindo os valores das pressões parciais na expressão do K<sub>p</sub>:

$$K_p = \frac{(2,7)^2}{(1,3) \cdot (4,0)^3} = \mathbf{0,088}$$

## Deslocamento de equilíbrio

Quando uma reação reversível está em equilíbrio e ocorre uma alteração (perturbação proveniente do meio exterior) em um dos fatores que exercem influência no equilíbrio, a reação desloca (modifica) o equilíbrio no sentido de diminuir o efeito da alteração provocada, encontrando um novo estado de equilíbrio. Esse é o princípio publicado em 1884 pelo químico francês Henri Louis Le Chatelier (1850-1936), sendo denominado princípio de Le Chatelier.

Deslocar o equilíbrio para um sentido significa aumentar a velocidade desse sentido até atingir um novo equilíbrio.

Ao deslocar o equilíbrio para o sentido direto (para a direita) de uma equação química, as concentrações dos participantes do lado direito dessa equação aumentam, enquanto que as concentrações dos componentes do lado esquerdo diminuem, pois partes dos participantes do lado esquerdo reagem entre si e se transformam nas espécies do lado direito da equação.

Ao contrário, deslocar do equilíbrio para o sentido inverso (para a esquerda) de uma equação química, as concentrações dos participantes do lado esquerdo da equação aumentam, enquanto que as concentrações dos componentes do lado direito diminuem, pois partes dos participantes do lado direito reagem entre si e se transformam nas espécies do lado esquerdo da equação.

Vale lembrar que quando uma reação química reversível está ocorrendo num recipiente, todas os componentes da reação estão no mesmo meio, não havendo um lado direito ou esquerdo da reação. A referência lado direito e lado esquerdo é para a equação química que é a representação gráfica da reação.

Os fatores que influenciam o equilíbrio são concentração das espécies químicas participantes, pressão e temperatura. Vamos estudar os efeitos provocados numa reação em equilíbrio por alterações desses fatores isoladamente.

## Variação da concentração dos participantes

Aumentar ou a diminuir a concentração das espécies químicas de uma reação reversível que está em equilíbrio **não altera** o valor do  $K_c$ . Com o equilíbrio desfeito, a reação ocorre no sentido de modificar novamente as concentrações dos participantes para se atingir um novo estado de equilíbrio com o mesmo valor de  $K_c$ .

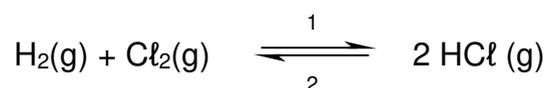
No caso de um participante gasoso, uma mudança em sua concentração significa uma alteração em sua pressão parcial.

Caso ocorra a adição de certa quantidade de um componente, ou seja, um **aumento da sua concentração ou da sua pressão parcial** (no caso de um gás), de uma reação que está em equilíbrio, a reação desloca o equilíbrio para **o lado contrário** ao do componente na equação química, com o objetivo de

diminuir novamente a concentração ou pressão parcial do componente adicionado. Contudo, essa concentração ou pressão parcial, ao atingir o novo equilíbrio, será maior do que no equilíbrio inicial.

Caso ocorra a retirada de certa quantidade de um componente, ou seja, uma **diminuição da sua concentração ou da sua pressão parcial** (no caso de um gás), de uma reação que está em equilíbrio, a reação desloca o equilíbrio para **o mesmo lado** do componente na equação química, com o objetivo de aumentar novamente a concentração ou pressão parcial do componente retirado. Contudo, essa concentração ou pressão parcial, ao atingir o novo equilíbrio, será menor do que no equilíbrio inicial.

Como exemplo, considere que a reação reversível a seguir está no estado de equilíbrio:



A **adição de certa quantidade (aumento da concentração ou pressão parcial) de H<sub>2</sub>** faz com que a reação desloque o equilíbrio no sentido direto ou para a direita (sentido 1), com o objetivo de diminuir novamente a concentração (ou pressão parcial) do H<sub>2</sub>. Então, a concentração (ou pressão parcial) do Cl<sub>2</sub> diminui e a do HCl aumenta. A concentração (ou pressão parcial) do H<sub>2</sub> também diminui, mas, no novo equilíbrio, fica maior do que no estado de equilíbrio inicial.

A **retirada de certa quantidade (diminuição da concentração ou pressão parcial) de  $H_2$**  faz com que a reação desloque o equilíbrio no sentido inverso ou para a esquerda (sentido 2), com o objetivo de aumentar novamente a concentração (ou pressão parcial) do  $H_2$ . Então, a concentração (ou pressão parcial) do  $Cl_2$  aumenta e a do  $HCl$  diminui. A concentração (ou pressão parcial) do  $H_2$  também aumenta, mas, no novo equilíbrio, fica menor do que no estado de equilíbrio inicial.

A **adição de certa quantidade (aumento da concentração ou pressão parcial) de  $Cl_2$**  faz com que a reação desloque o equilíbrio no sentido direto ou para a direita (sentido 1), com o objetivo de diminuir novamente a concentração (ou pressão parcial) do  $Cl_2$ . Então, a concentração (ou pressão parcial) do  $H_2$  diminui e a do  $HCl$  aumenta. A concentração (ou pressão parcial) do  $Cl_2$  também diminui, mas, no novo equilíbrio, fica maior do que no estado de equilíbrio inicial.

A **retirada de certa quantidade (diminuição da concentração ou pressão parcial) de  $Cl_2$**  faz com que a reação desloque o equilíbrio no sentido inverso ou para a esquerda (sentido 2), com o objetivo de aumentar novamente a concentração (ou pressão parcial) do  $Cl_2$ . Então, a concentração (ou pressão parcial) do  $H_2$  aumenta e a do  $HCl$  diminui. A concentração (ou pressão parcial) do  $Cl_2$  também aumenta, mas, no novo equilíbrio, fica menor do que no estado de equilíbrio inicial.

A **adição de certa quantidade (aumento da concentração ou pressão parcial) de  $\text{HCl}$**  faz com que a reação desloque o equilíbrio no sentido inverso ou para a esquerda (sentido 2), com o objetivo de diminuir novamente a concentração (ou pressão parcial) do  $\text{HCl}$ . Então, as concentrações (ou pressões parciais) de  $\text{H}_2$  e  $\text{Cl}_2$  aumentam. A concentração (ou pressão parcial) do  $\text{HCl}$  também diminui, mas, no novo equilíbrio, fica maior do que no estado de equilíbrio inicial.

A **retirada de certa quantidade (diminuição da concentração ou pressão parcial) de  $\text{HCl}$**  faz com que a reação desloque o equilíbrio no sentido direto ou para a direita (sentido 1), com o objetivo de aumentar novamente a concentração (ou pressão parcial) do  $\text{HCl}$ . Então, as concentrações (ou pressões parciais) de  $\text{H}_2$  e  $\text{Cl}_2$  diminuem. A concentração (ou pressão parcial) do  $\text{HCl}$  também aumenta, mas, no novo equilíbrio, fica menor do que no estado de equilíbrio inicial.

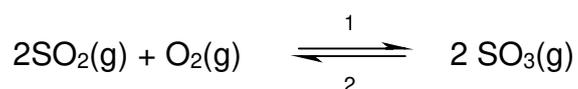
## Variação da pressão total do sistema

Aumentar ou a diminuir a pressão total de uma reação reversível que está em equilíbrio não altera o valor do  $K_c$ . Com o equilíbrio desfeito, a reação ocorre no sentido de minimizar o efeito provocado na pressão para se atingir um novo estado de equilíbrio com o mesmo valor de  $K_c$ .

Um **aumento da pressão total** de uma reação que está em equilíbrio faz com que a reação desloque o equilíbrio no sentido que diminui a pressão, ou seja, o sentido de menor quantidade total de matéria (ou número total de mol) de espécies no estado gasoso na equação química balanceada. Quanto menor a quantidade de matéria de um componente gasoso, menor é a pressão exercida por ele.

Uma **diminuição da pressão total** de uma reação que está em equilíbrio com que a reação desloque o equilíbrio no sentido que aumenta pressão, ou seja, o sentido de maior quantidade total de matéria (ou número total de mol) de espécies no estado gasoso na equação química balanceada. Quanto maior a quantidade de matéria de um componente gasoso, maior é a pressão exercida por ele.

Como exemplo, considere que a reação reversível a seguir está no estado de equilíbrio:



No lado esquerdo da equação química, os coeficientes estequiométricos da equação balanceada indicam um total de 3 mol de gases (2 mol de  $\text{SO}_2$  e 1 mol de  $\text{O}_2$ ), enquanto que no lado direito há somente 2 mol de gás (2 mol de  $\text{SO}_3$ ). Portanto, deslocar o equilíbrio para o sentido direto ou direita (sentido 2) dessa equação química, diminui a pressão total do sistema, e deslocar o

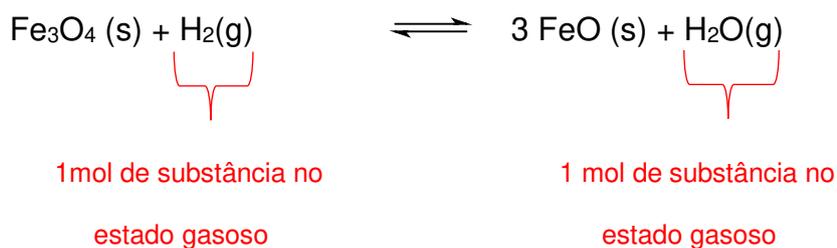
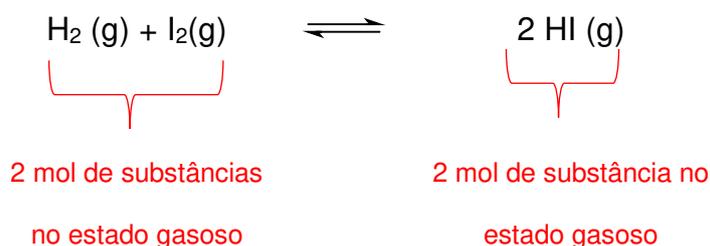
equilíbrio para o sentido inverso ou esquerda (sentido 1) dessa equação química, aumenta a pressão total do sistema.

Um **aumento da pressão total do sistema** faz com que a reação desloque o equilíbrio no sentido direto ou para a direita (sentido 1), com o objetivo de diminuir novamente a pressão. Então, a concentração (ou pressão parcial) do  $\text{SO}_3$  aumenta e as concentrações (ou pressões parciais) de  $\text{SO}_2$  e  $\text{O}_2$  diminuem.

Uma **diminuição da pressão total do sistema** faz com que a reação desloque o equilíbrio no sentido inverso ou para a esquerda (sentido 2), com o objetivo de aumentar novamente a pressão. Então, a concentração (ou pressão parcial) do  $\text{SO}_3$  diminui e as concentrações (ou pressões parciais) de  $\text{SO}_2$  e  $\text{O}_2$  aumentam.

**Atenção!**

Nos casos das reações reversíveis a seguir no estado de equilíbrio, um aumento ou uma diminuição da pressão total não desloca o equilíbrio, pois a quantidade total de mols das substâncias no estado gasoso presentes é igual em ambos os lados da equação química:

**Variação da temperatura do sistema**

Aumentar ou a diminuir a temperatura de uma reação reversível que está em equilíbrio altera o valor do  $K_c$ . Com o equilíbrio desfeito, a reação ocorre no sentido de minimizar o efeito provocado na temperatura para se atingir um novo estado de equilíbrio com outro valor de  $K_c$ .

Um **aumento da temperatura** de uma reação que está em equilíbrio faz com que a reação desloque o equilíbrio no sentido que diminui a temperatura do sistema, ou seja, o sentido que absorve calor (endotérmico). A retirada de calor do meio externo, diminui novamente a temperatura.

Uma **diminuição da temperatura** de uma reação que está em equilíbrio faz com que a reação desloque o equilíbrio no sentido que aumenta a temperatura do sistema, ou seja, o sentido que libera calor (exotérmico). A liberação de calor para o meio externo, aumenta novamente a temperatura.

Como exemplo, considere que a reação reversível a seguir está no estado de equilíbrio:



A variação de entalpia ( $\Delta H$ ) indicada na equação química corresponde ao sentido direto (sentido 1). Para o sentido inverso (sentido 2), seu valor tem sinal contrário. Então, nessa reação o sentido direto é exotérmico, pois o  $\Delta H$  é negativo, e o sentido 2 é endotérmico ( $\Delta H > 0$ ).

Um **aumento da temperatura do sistema** faz com que a reação desloque o equilíbrio no sentido endotérmico, inverso ou para a esquerda (sentido 2), com o objetivo de diminuir novamente a temperatura. Então, a concentração (ou pressão parcial) do  $\text{CO}_2$  diminui e as concentrações (ou pressões parciais) de  $\text{CO}$  e  $\text{O}_2$  aumentam.

As constantes de equilíbrio  $K_c$  e  $K_p$  dependem da temperatura e no caso dessa reação são dadas pelas expressões:

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2]^2}{[\text{CO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}$$

$$K_p = \frac{(p_{\text{CO}_2})^2}{(p_{\text{CO}})^2 \cdot (p_{\text{O}_2})}$$

O aumento da temperatura provoca uma diminuição da concentração (ou pressão parcial) do  $\text{CO}_2$  que está no numerador da fração e um aumento das concentrações (ou pressões parciais) de  $\text{CO}$  e  $\text{O}_2$ , que estão no denominador da fração, ou seja, os valores de  $K_c$  e  $K_p$  diminuem.

Uma **diminuição da temperatura do sistema** faz com que a reação desloque o equilíbrio no sentido exotérmico, direto ou para a direita (sentido 1), com o objetivo de aumentar novamente a temperatura. Então, a concentração (ou pressão parcial) do  $\text{CO}_2$  aumenta e as concentrações (ou pressões parciais) de  $\text{CO}$  e  $\text{O}_2$  diminuem.

Como a diminuição da temperatura provoca um aumento da concentração (ou pressão parcial) do  $\text{CO}_2$  e uma diminuição das concentrações (ou pressões parciais) de  $\text{CO}$  e  $\text{O}_2$ , os valores de  $K_c$  e  $K_p$  aumentam.

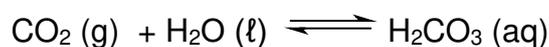
**Atenção!**

A **introdução de um catalisador** em uma reação química reversível que ainda não atingiu o equilíbrio faz com que o equilíbrio seja atingido mais rápido, porém se a reação já estiver em equilíbrio, **não ocorre o deslocamento do equilíbrio**, pois o catalisador aumenta igualmente a velocidade em ambos os sentidos da reação.

## QUESTÕES DO ENEM – UNIDADE 6

Questões e imagens retiradas das provas disponibilizadas no *síte* do Inep (<http://www.inep.gov.br>).

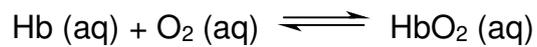
1. (Enem 2010) Às vezes, ao abrir um refrigerante, percebe-se que uma parte do produto vaza rapidamente pela extremidade do recipiente. A explicação para esse fato está relacionada à perturbação do equilíbrio químico existente entre alguns dos ingredientes do produto, de acordo com a equação:



A alteração do equilíbrio anterior, relacionada ao vazamento do refrigerante nas condições descritas, tem como consequência a

- A) liberação de  $\text{CO}_2$  para o ambiente.
- B) elevação da temperatura do recipiente.
- C) elevação da pressão interna no recipiente.
- D) elevação da concentração de  $\text{CO}_2$  no líquido.
- E) formação de uma quantidade significativa de  $\text{H}_2\text{O}$ .

2. (Enem 2015) Hipóxia ou mal das alturas consiste na diminuição de oxigênio ( $\text{O}_2$ ) no sangue arterial do organismo. Por essa razão, muitos atletas apresentam mal-estar (dores de cabeça, tontura, falta de ar etc.) ao praticarem atividade física em altitudes elevadas. Nessas condições, ocorrerá uma diminuição na concentração de hemoglobina oxigenada ( $\text{HbO}_2$ ) em equilíbrio no sangue, conforme a relação:



Mal da montanha. Disponível em: [www.feng.pucrs.br](http://www.feng.pucrs.br). Acesso em: 11 fev. 2015 (adaptado).

A alteração da concentração de hemoglobina oxigenada no sangue ocorre por causa do(a)

- A) elevação da pressão arterial.
- B) aumento da temperatura corporal.
- C) redução da temperatura do ambiente.
- D) queda da pressão parcial de oxigênio.
- E) diminuição da quantidade de hemácias.

# UNIDADE 7

## EQUILÍBRIO IÔNICO

## Reações reversíveis iônicas e seu equilíbrio

Eletrólito é uma substância que se divide em íons ao ser fundida ou dissolvida em determinado solvente. Ácidos, bases e sais são eletrólitos.

Quando um eletrólito é fraco, sua transformação em íons ocorre segundo uma reação reversível e o equilíbrio entre as espécies químicas envolvidas é denominado **equilíbrio iônico**.

Quando o equilíbrio iônico envolve um ácido fraco ou uma base fraca, a constante de equilíbrio em função das concentrações em mol/L sob determinada temperatura é indicada, para ácidos, por  $K_a$  (constante de acidez) ou, para bases, por  $K_b$  (constante de basicidade).

As tabelas a seguir apresentam alguns valores de  $K_a$  e  $K_b$  a 25°C.

Ácidos	$K_a$ (a 25°C)
Ácido nitroso ( $\text{HNO}_2$ )	$5,0 \cdot 10^{-4}$
Ácido etanoico ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ )	$1,8 \cdot 10^{-5}$
Ácido benzoico ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ )	$6,5 \cdot 10^{-5}$
Ácido carbônico ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ )	$4,2 \cdot 10^{-7}$
Ácido sulfídrico ( $\text{H}_2\text{S}$ )	$1,1 \cdot 10^{-7}$
Ácido hipocloroso ( $\text{HClO}$ )	$3,2 \cdot 10^{-8}$
Ácido bórico ( $\text{H}_3\text{BO}_3$ )	$6,0 \cdot 10^{-10}$
Ácido cianídrico ( $\text{HCN}$ )	$4,9 \cdot 10^{-10}$

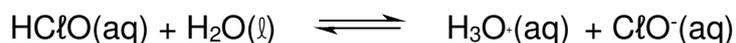
Valores de  $K_a$  para alguns ácidos.

Base	K <sub>b</sub> (a 25°C)
Hidróxido de magnésio (Mg(OH) <sub>2</sub> )	2,6 . 10 <sup>-3</sup>
Metilamina (CH <sub>3</sub> NH <sub>2</sub> )	4,4 . 10 <sup>-4</sup>
Amônia (NH <sub>3</sub> )	1,8 . 10 <sup>-5</sup>
Piridina (C <sub>5</sub> H <sub>5</sub> N)	1,8 . 10 <sup>-9</sup>
Anilina (C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> NH <sub>2</sub> )	4,3 . 10 <sup>-10</sup>

Valores de K<sub>b</sub> para algumas bases.

Em 1887, o químico sueco Svante August Arrhenius (1859-1927) definiu ácidos como substâncias que ao serem dissolvidas em água, se **ionizam** e liberam cátions hidrogênio (H<sup>+</sup>) e bases como substâncias que, ao serem dissolvidas em água, se **dissociam** e liberam ânions hidroxila (OH<sup>-</sup>). Segundo o cientista, as propriedades ácidas estão relacionadas aos íons H<sup>+</sup> e as propriedades básicas (ou alcalinas) se devem à presença íon OH<sup>-</sup>.

O termo **ionização** significa formação e separação de íons. É utilizado para ácidos, pois são substâncias moleculares que formam e liberam íons em solução. O cátion H<sup>+</sup> liberado pelo ácido em solução aquosa, reage com a água e forma o íon hidrônio (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>). Por exemplo, a ionização do ácido hipocloroso (HClO), que é fraco, pode ser representada por:



Ou simplificada,



A constante de acidez ou constante de ionização do ácido ( $K_a$ ) para essa reação pode ser determinada da seguinte forma:

$$K_a = \frac{[H_3O^+].[ClO^-]}{[HClO]}$$

Ou então,

$$K_a = \frac{[H^+].[ClO^-]}{[HClO]}$$

As concentrações em mol/L do ácido e dos íons utilizadas para o cálculo de  $K_a$  são as do equilíbrio.

Quanto maior a quantidade de cátions  $H^+$  liberados na água, mais ácida fica a solução e maior é a sua condutibilidade elétrica. Como a concentração de  $H^+$  está no numerador da expressão de  $K_a$ , pode-se concluir que quanto maior o valor de  $K_a$ , mais forte é o ácido.

A expressão  **$-\log K_a$**  é definida como  **$pK_a$** . A tabela a seguir apresenta valores de  $K_a$  de dois ácidos a 25°C e possibilita concluir que quanto maior o valor de  $K_a$ , menor é o  $pK_a$ .

Ácido	Ka	pKa
Ácido nitroso (HNO <sub>2</sub> )	5,0 . 10 <sup>-4</sup>	3,3
Ácido hipocloroso (HClO)	3,2 . 10 <sup>-8</sup>	7,5

O ácido nitroso tem maior valor de Ka e menor pKa, logo é mais forte que o ácido hipocloroso.

O termo **dissociação** significa separação de íons. É utilizado para bases, pois são substâncias iônicas, logo já possuem íons, que se separam em solução. Por exemplo, a amônia (NH<sub>3</sub>) é uma substância gasosa em condições ambientes e ao ser dissolvida em água produz uma base fraca, o hidróxido de amônio (NH<sub>4</sub>OH). Esse composto sofre dissociação segundo a equação química:



A constante de basicidade ou constante de dissociação da base (K<sub>b</sub>) para essa reação pode ser determinada da seguinte forma:

$$K_a = \frac{[\text{NH}_4^+].[\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

As concentrações em mol/L da base e dos íons utilizadas para o cálculo de K<sub>b</sub> são as do equilíbrio.

Quanto maior a quantidade de ânions OH<sup>-</sup> liberados na água, mais alcalina fica a solução e maior é a sua condutibilidade elétrica. Como a concentração de

$\text{OH}^-$  está no numerador da expressão de  $K_b$ , pode-se concluir que quanto maior o valor de  $K_b$ , mais forte é a base.

A expressão  **$-\log K_b$**  é definida como  **$\text{p}K_b$** . A tabela a seguir apresenta valores de  $K_b$  de duas bases a  $25^\circ\text{C}$  e possibilita concluir que quanto maior o valor de  $K_b$ , menor é o  $\text{p}K_b$ .

Base	$K_b$	$\text{p}K_b$
Hidróxido de magnésio ( $\text{Mg}(\text{OH})_2$ )	$2,6 \cdot 10^{-3}$	2,6
Amônia ( $\text{NH}_3$ )	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,7

O hidróxido de magnésio tem maior valor de  $K_b$  e menor  $\text{p}K_b$ , logo é mais forte que a amônia.

### Atenção!

Os conceitos de  $K_a$  e  $K_b$  são utilizados para ácidos e bases fracos em soluções diluídas, pois se ionizam ou se dissociam segundo reações reversíveis. Quando essas substâncias são fortes e sofrem ionização ou dissociação total, a reação é representada por uma equação química com seta única, conforme os exemplos:



## Curiosidade

Ácidos que possuem mais de um hidrogênio ionizável e bases que possuem mais de uma hidroxila, sofrem ionização e dissociação em etapas. Por exemplo, uma molécula de ácido sulfídrico ( $\text{H}_2\text{S}$ ) possui dois hidrogênios ionizáveis, que são liberados na água em duas etapas, conforme as equações a seguir:

**1ª etapa:**



$$K_{a1} = \frac{[\text{H}^+].[\text{HS}^-]}{[\text{H}_2\text{S}]}$$

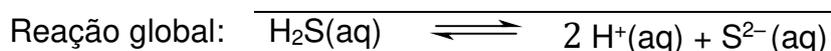
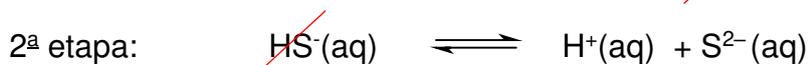
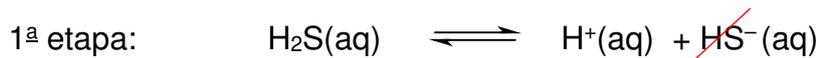
**2ª etapa:**



$$K_{a2} = \frac{[\text{H}^+].[\text{S}^{2-}]}{[\text{HS}^-]}$$

A ionização do  $\text{HS}^-$  libera uma quantidade bem menor de íons  $\text{H}^+$  do que a ionização do  $\text{H}_2\text{S}$ , portanto  $K_{a2}$  é muito menor que  $K_{a1}$ .

Somando-se as duas equações, tem-se:



A expressão da constante de equilíbrio para a reação global é:

$$K_a = \frac{[H^+]^2 \cdot [S^{2-}]}{[H_2S]}$$

Multiplicando-se as expressões de  $K_{a1}$  e  $K_{a2}$ , observa-se que o valor de  $K_a$  é igual a esse produto.

$$K_{a1} \cdot K_{a2} = \frac{[H^+] \cdot [HS^-]}{[H_2S]} \cdot \frac{[H^+] \cdot [S^{2-}]}{[HS^-]}$$

Como quantidade de  $HS^-$  que se ioniza na segunda etapa é muito pequena, pode-se cancelar suas concentrações no numerador e denominador.

Portanto:

$$K_{a1} \cdot K_{a2} = \frac{[H^+]^2 \cdot [S^{2-}]}{[H_2S]}$$

Então:

$$K_a = K_{a1} \cdot K_{a2}$$

A 25°C, para o  $H_2S$ , tem-se  $K_{a1} = 1,1 \cdot 10^{-7}$  e  $K_{a2} = 1,0 \cdot 10^{-14}$ .

## Grau de ionização ou dissociação

O grau de ionização de um ácido ou grau de dissociação de uma base representa a percentagem do número total de mol ionizado (ou dissociado) por litro de solução, e é identificado por alfa ( $\alpha$ ).

$$\alpha = \frac{\text{número de mol ionizado (ou dissociado) por litro}}{\text{número de mol inicial por litro}}$$

Multiplicando-se o resultado do cálculo por 100, tem-se o valor de  $\alpha$  em percentagem (%).

Quando  $\alpha = 1$  ou 100 % diz-se que o ácido está totalmente ionizado ou que a base está totalmente dissociada.

Considere o seguinte exemplo: uma solução contém inicialmente 1,0 mol/L de um ácido HA em determinada temperatura. O ácido sofre ionização e no equilíbrio há 0,2 mol/L de  $A^-$ . Então, pode-se calcular o grau de ionização do ácido da seguinte forma:

	HA(aq)	$\rightleftharpoons$	H <sup>+</sup> (aq)	+	A <sup>-</sup> (aq)
<b>Início</b>	1,0 mol/L		0		0
<b>Varição</b>	- x		+x		+x
<b>Equilíbrio</b>	1,0 - x		x		x

O valor de “**x**” é o número de mol de ácido que foi ionizado por litro de solução.

Uma vez que a concentração do A<sup>-</sup> no equilíbrio é igual a 0,2 mol/L, então:

$$x = 0,2\text{mol/L}$$

A concentração inicial de ácido era 1,0 mol/L inicial, e desta houve a ionização de 0,2 mol/L, portanto o grau de ionização do ácido é:

$$\alpha = \frac{0,2}{1} = 0,2 \text{ ou } 20\%$$

Observe que o “**x**” utilizado no quadro é igual ao produto do valor de alfa em percentagem pela concentração inicial do ácido:

$$x = [\text{ácido}]_{\text{inicial}} \cdot \alpha \therefore x = 1,0 \cdot \frac{20}{100} = 0,2\text{mol/L}$$

## Determinação das constantes de acidez e basicidade

Em 1887, o químico e filósofo alemão Friedrich Wilhelm Ostwald (1853-1932) propôs a chamada lei da diluição de Ostwald, que possibilitou calcular de forma simples as constantes de acidez e basicidade de ácidos e bases fracas em soluções diluídas em certa temperatura.

Considere a dissolução de um monoácido fraco do tipo **HA** (onde **A<sup>-</sup>** é um ânion) em água formando uma solução de concentração ácida inicial em mol/L igual a **[ácido]<sub>i</sub>**, numa temperatura T. Um percentual (**α**) da concentração inicial sofre ionização e a variação que até então era representada por “**x**”, passa a ser substituída por **[ácido]<sub>i</sub>·α**.

	HA(aq)	⇌	H <sup>+</sup> (aq)	+	A <sup>-</sup> (aq)
<b>Início</b>	[ácido] <sub>i</sub>		0		0
<b>Varição</b>	- [ácido] <sub>i</sub> ·α		+ [ácido] <sub>i</sub> ·α		+ [ácido] <sub>i</sub> ·α
<b>Equilíbrio</b>	[ácido] <sub>i</sub> - [ácido] <sub>i</sub> ·α		[ácido] <sub>i</sub> ·α		[ácido] <sub>i</sub> ·α

No equilíbrio tem-se:

$$K_a = \frac{[H^+].[A^-]}{[HA]}$$

Substituindo-se os valores de concentração em mol/L no equilíbrio, tem-se:

$$K_a = \frac{[\text{ácido}]_i \cdot \alpha \cdot [\text{ácido}]_i \cdot \alpha}{[\text{ácido}]_i - [\text{ácido}]_i \cdot \alpha}$$

No denominador da expressão, coloca-se **[ácido]<sub>i</sub>** em evidência:

$$K_a = \frac{[\text{ácido}]_i \cdot \alpha \cdot [\text{ácido}]_i \cdot \alpha}{[\text{ácido}]_i (1 - \alpha)}$$

Simplificando, tem-se:

$$K_a = \frac{[\text{ácido}]_i \cdot \cancel{\alpha} \cdot [\text{ácido}]_i \cdot \cancel{\alpha}}{[\text{ácido}]_i \cdot (1 - \alpha)} \quad \therefore \quad K_a = \frac{[\text{ácido}]_i \cdot \alpha^2}{(1 - \alpha)}$$

Ácidos muito fracos são pouco ionizados e possuem valor de  $\alpha$  menor ou igual a 5% ( $\alpha \leq 0,05$ ), então o valor  $1 - \alpha$  é aproximadamente igual a 1. Portanto, o valor da constante de acidez de um monoácido fraco pode ser calculado pela fórmula:

$$K_a = [\text{ácido}]_i \cdot \alpha^2$$

**[ácido]<sub>i</sub>** = concentração em mol/L do ácido antes da ionização.

$\alpha$  = grau de ionização do ácido (se for dado em porcentagem deve ser dividido por 100)

De modo análogo, pode-se determinar a fórmula para se calcular o valor da constante de basicidade ( $K_b$ ) para uma monobase fraca:

$$K_b = [\text{base}]_i \cdot \alpha^2$$

$[\text{base}]_i$  = concentração em mol/L da base antes da dissociação.

$\alpha$  = grau de dissociação da base ácido (se for dado em porcentagem deve ser dividido por 100).

Analisando essas expressões, pode-se verificar que, como  $K_a$  e  $K_b$  são constantes em determinada temperatura, quanto mais diluída é a solução, menor é a concentração em mol/L inicial do ácido ou da base, e em consequência o valor de  $\alpha$  aumenta. Esse é o princípio da Lei da diluição de Ostwald, ou seja, quanto mais diluída é uma solução aquosa de um ácido ou base, maior é a ionização do ácido e maior é a dissociação da base.

**Exemplo 1:** Determine o valor da constante de acidez de um monoácido fraco que em solução 0,01 mol/L está 2% ionizado.

**Resolução:**

As informações do problema são:

$$[\text{ácido}]_i = 0,01 \text{ mol/L} = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\alpha = 2\% = \frac{2}{100} = 0,02 = 2 \cdot 10^{-2}$$

Então:

$$K_a = [\text{ácido}]_i \cdot \alpha^2 \therefore K_a = 1 \cdot 10^{-2} \cdot (2 \cdot 10^{-2})^2 \therefore K_a = 1 \cdot 10^{-2} \cdot 4 \cdot 10^{-4}$$

$$K_a = 4 \cdot 10^{-6} = \mathbf{0,4 \cdot 10^{-5}}$$

**Exemplo 2:** Calcule o  $K_b$  do hidróxido de amônio ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ) a  $25^\circ\text{C}$ , sabendo-se que, em solução  $0,02 \text{ mol/L}$ , essa base apresenta grau de dissociação igual a  $3,0\%$ .

**Resolução:**

As informações do problema são:

$$[\text{base}]_i = 0,02 \text{ mol/L} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\alpha = 3\% = \frac{3}{100} = 0,03 = 3 \cdot 10^{-2}$$

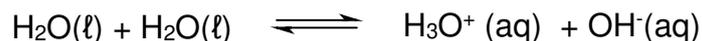
Então:

$$K_b = [\text{base}]_i \cdot \alpha^2 \therefore K_b = 2 \cdot 10^{-2} \cdot (3 \cdot 10^{-2})^2 \therefore K_b = 2 \cdot 10^{-2} \cdot 9 \cdot 10^{-4}$$

$$K_b = 18 \cdot 10^{-6} = \mathbf{1,8 \cdot 10^{-5}}$$

## Equilíbrio iônico da água

Num recipiente contendo água pura, verifica-se as moléculas se chocam e reagem segundo a reação reversível:



Ou de forma simplificada:



Essas equações representam a ionização da água. A constante de equilíbrio em função das concentrações em mol/L para essa reação é representada por  $K_w$ :

$$\boxed{K_w = [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-]} \quad \text{ou} \quad \boxed{K_w = [\text{H}^+].[\text{OH}^-]}$$

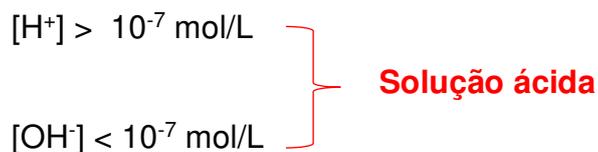
$K_w$  é denominado constante de ionização da água ou produto iônico da água e depende da temperatura. A 25°C, o valor de  $K_w$  é  $10^{-14}$ , um valor muito pequeno, indicando que a água pura sofre fraca ionização, praticamente não conduzindo corrente elétrica.

$$\boxed{K_w = [\text{H}^+].[\text{OH}^-] = 10^{-14}} \quad \text{a } 25^\circ\text{C}$$

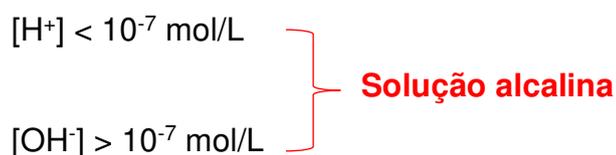
Como na **água pura** ou numa **solução neutra** as concentrações dos íons  $H^+$  e  $OH^-$  são iguais, conclui-se pela expressão de  $K_w$  que esses valores a  $25^\circ C$  são:



Quando um ácido se dissolve em água, ocorre um aumento da concentração de  $H^+$ , o que provoca um deslocamento do equilíbrio da ionização da água para a esquerda, consumindo  $OH^-$ . Então, no novo equilíbrio a concentração de  $H^+$  fica maior que  $10^{-7} \text{ mol/L}$ , e a concentração de  $OH^-$  torna-se menor que  $10^{-7} \text{ mol/L}$ .



Ao dissolver uma base em água, ocorre um aumento da concentração de  $OH^-$  o que provoca um deslocamento do equilíbrio da ionização da água para a esquerda, consumindo  $H^+$ . Então, no novo equilíbrio a concentração de  $OH^-$  fica maior que  $10^{-7} \text{ mol/L}$ , e a concentração de  $H^+$  torna-se menor que  $10^{-7} \text{ mol/L}$ .



## Potencial hidrogeniônico (pH) e potencial hidroxiliônico (pOH)

A determinação das concentrações de  $H^+$  e  $OH^-$  numa solução possibilitam avaliar se uma solução é ácida, neutra ou alcalina. Porém, esses valores são muito pequenos, então em 1909, para evitar o uso de potências de dez com expoentes negativos, o bioquímico dinamarquês Soren Peter Lauritz Sorensen (1868-1939) propôs o uso de logaritmo negativo na base 10 transformando tais valores em números melhores de se trabalhar.

Aplicando-se “**-log**” ao valor da concentração em mol/L de  $H^+$  no equilíbrio, tem-se o chamado potencial hidrogeniônico (pH):

$$pH = -\log [H^+]$$

Sabendo-se o valor do pH de uma solução aquosa, pode-se determinar a concentração em mol/L de  $H^+$  usando a relação:

$$[H^+] = 10^{-pH}$$

Da mesma maneira o potencial hidroxiliônico (pOH) pode ser escrito como “**-log**” da concentração de  $OH^-$  no equilíbrio:

$$pOH = -\log [OH^-]$$

Sabendo-se o valor do pOH de uma solução aquosa, pode-se determinar a concentração em mol/L de OH<sup>-</sup> usando a relação:

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

Como a 25°C,  $[\text{H}^+].[\text{OH}^-] = 10^{-14}$ , ao se aplicar  $-\log$  em ambos os lados dessa expressão, tem-se:

$$-\log ([\text{H}^+].[\text{OH}^-]) = -\log 10^{-14}$$

Aplicando-se as regras  $\log (\mathbf{a.b}) = \log \mathbf{a} + \log \mathbf{b}$  e  $\log \mathbf{a^b} = \mathbf{b} \log \mathbf{a}$ :

$$-\log [\text{H}^+] - \log [\text{OH}^-] = - (-14) \log 10$$

Uma vez que  $\log 10 = 1$ , obtém-se:

$$-\log [\text{H}^+] - \log [\text{OH}^-] = 14$$

Substituindo  $-\log [\text{H}^+]$  por pH e  $-\log [\text{OH}^-]$  por pOH:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Ao se aplicar  $-\log$  ao valor de Kw, tem-se o pKw. A 25°C, Kw é igual a  $10^{-14}$ , logo  $\text{pKw} = -\log 10^{-14} = 14$ . Então, também pode-se escrever:

$$\boxed{\text{pH} + \text{pOH} = \text{pKw}}$$

Como na **água pura** ou numa **solução neutra** as concentrações dos íons  $\text{H}^+$  e  $\text{OH}^-$  são iguais a  $10^{-7}$  mol/L, conclui-se que nestes casos:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [\text{H}^+] = -\log 10^{-7} = 7 \\ \text{pOH} &= -\log [\text{OH}^-] = -\log 10^{-7} = 7 \end{aligned} \quad \left. \vphantom{\begin{aligned} \text{pH} \\ \text{pOH} \end{aligned}} \right\} \text{Água pura ou solução neutra}$$

No caso de soluções ácidas, as concentrações de  $\text{H}^+$  são maiores que  $10^{-7}$  mol/L, resultando em valores de pH menores que 7. Por exemplo, se a concentração de  $\text{H}^+$  for  $10^{-6}$  mol/L, o pH é igual a 6, se a concentração de  $\text{H}^+$  for  $10^{-4}$  mol/L, o pH é igual a 4. Da mesma forma, as concentrações de  $\text{OH}^-$  são menores que  $10^{-7}$  mol/L, resultando em valores de pOH maiores que 7.

$$\begin{aligned} \text{pH} &< 7 \\ \text{pOH} &> 7 \end{aligned} \quad \left. \vphantom{\begin{aligned} \text{pH} \\ \text{pOH} \end{aligned}} \right\} \text{Solução ácida}$$

No caso de soluções alcalinas, as concentrações de  $\text{H}^+$  são menores que  $10^{-7}$  mol/L, resultando em valores de pH maiores que 7. Da mesma forma, as concentrações de  $\text{OH}^-$  são maiores que  $10^{-7}$  mol/L, resultando em valores de pOH menores que 7.

$$\begin{aligned} \text{pH} &> 7 \\ \text{pOH} &< 7 \end{aligned} \quad \left. \vphantom{\begin{aligned} \text{pH} \\ \text{pOH} \end{aligned}} \right\} \text{Solução alcalina}$$

A partir desses resultados, podem ser construídas duas escalas, uma de pH e outra de pOH, considerando a temperatura de 25°C:

• **Escala de pH**

Quanto mais próximo de zero estiver o valor do pH, mais ácida é a amostra e quanto mais próximo o pH estiver de 14, mais alcalina é amostra.



• **Escala de pOH**

Quanto mais próximo de zero estiver o valor do pH, mais ácida é a amostra e quanto mais próximo o pH estiver de 14, mais alcalina é amostra.



A escala de pH é a mais utilizada.

A tabela a seguir apresenta alguns materiais e seus respectivos valores de pH aproximados.

Produto	pH
Suco gástrico	1,5 – 2,0
Suco de limão	2,0
Vinagre	3,0
Refrigerante	4,0
Café preparado	5,0
Leite	6,0
Urina	6,0
Saliva humana	6,5 - 7,5
Água do mar	8,2
Leite de magnésia	10,0
Água sanitária	12,0

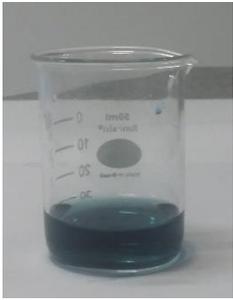
Valores aproximados de pH de alguns materiais.

Pode-se descobrir se uma solução aquosa é ácida, neutra ou alcalina utilizando-se um papel indicador universal de pH, que ao ser mergulhado na amostra apresenta uma faixa de cores que ao serem comparadas numa tabela indicam o valor do seu pH. Os valores apresentados na tabela são inteiros e variam de 0 até 14.

Outra possibilidade é utilizando um equipamento medidor de pH denominado pHmetro (lê-se peagâmetro), que tem a vantagem de apresentar valores fracionários.

Há materiais que ao serem adicionadas a uma solução apresentam cores diferentes em determinada faixa de pH do meio. Eles também costumam ser utilizados para se identificar o caráter ácido ou alcalino de uma solução, e por isso são denominados **indicadores ácido-base**. A desvantagem é que eles não

informam o pH do meio, não possibilitando saber que solução é mais ácida ou mais alcalina que outra. Tais indicadores mudam de cor numa faixa de pH chamada de **viragem do indicador**. Alguns exemplos são apresentados na tabela a seguir:

Indicador	Cor em pH menor que a faixa de viragem	Faixa de pH da viragem	Cor em pH maior que a faixa de viragem
<b>Azul de bromotimol</b>	amarelo	6,0 – 7,6	azul
			
<b>Alaranjado de metila</b>	vermelho	3,1 – 4,4	amarelo
			
<b>Fenolftaleína</b>	incolor	8,2 – 9,8	rosa
			

Marcelo Pinheiro

Indicadores ácido-base.

## Determinação do pH de soluções ácidas

Considere a dissolução de um ácido fraco do tipo  $H_xA$  (onde  $A^{x-}$  é um ânion) em água formando uma solução de concentração ácida inicial em mol/L igual a  $[ácido]_i$ , a 25°C. Um percentual ( $\alpha$ ) da concentração inicial sofre ionização, e as concentrações em mol/L das espécies no equilíbrio são apresentadas no quadro a seguir:

	$H_xA(aq)$	$\rightleftharpoons$	$xH^+(aq)$	+	$A^{x-}(aq)$
<b>Início</b>	$[ácido]_i$		0		0
<b>Varição</b>	$- [ácido]_i \cdot \alpha$		$+ x \cdot [ácido]_i \cdot \alpha$		$+ [ácido]_i \cdot \alpha$
<b>Equilíbrio</b>	$[ácido]_i - [ácido]_i \cdot \alpha$		$x \cdot [ácido]_i \cdot \alpha$		$[ácido]_i \cdot \alpha$

O pH da solução ácida é dado por  $-\log [H^+]$ . No equilíbrio, tem-se:

$$[H^+] = x \cdot [ácido]_i \cdot \alpha \text{ mol/L}$$

Então:

$$\boxed{pH = -\log (x \cdot [ácido]_i \cdot \alpha)}$$

$x$  = número de hidrogênios ionizáveis de uma molécula do ácido.

$[ácido]_i$  = concentração em mol/L do ácido antes da ionização.

$\alpha$  = grau de ionização do ácido (se for dado em porcentagem deve ser dividido por 100)

Ácidos fortes que se ionizam totalmente tem grau de ionização ( $\alpha$ ) igual 100% ou 1.

Conforme foi estudado no livro de Química Geral, os hidrácidos inorgânicos fortes são **HCl**, **HBr** e **HI**. Os oxiácidos inorgânicos fortes são aqueles cuja diferença entre o número de átomos de oxigênio e o número de átomos de hidrogênio nas suas fórmulas é maior ou igual a 2, tais como **HNO<sub>3</sub>**, **H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>** e **HClO<sub>4</sub>**. Os ácidos orgânicos são fracos.

### Atenção!

Nos ácidos orgânicos, apenas o hidrogênio da carboxila sofre ionização. Por exemplo, a equação de ionização do ácido etanoico ou ácido acético (CH<sub>3</sub>COOH) é a seguinte:



Observe que apenas 1 cátion H<sup>+</sup> é liberado em água por molécula de ácido, pois a mesma tem apenas uma carboxila. Neste caso, só há 1 hidrogênio ionizável, portanto **x = 1**.

**Exemplo 1:** Calcule o pH de uma solução aquosa 0,001mol/L de ácido clorídrico (HCl), a 25°C.

**Resolução:**

Como o HCl é um ácido forte, considera-se que ele está totalmente ionizado. Então os dados do enunciado são:

$$x = 1 \text{ (HCl tem 1 hidrogênio ionizável)}$$

$$[\text{ácido}]_i = 0,001 \text{ mol/L} = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\alpha = 100\% = 1 \text{ (ácido totalmente ionizado)}$$

$$\text{pH} = -\log (x \cdot [\text{ácido}]_i \cdot \alpha) = -\log (1 \cdot 10^{-3} \cdot 1) \therefore \text{pH} = 3$$

**Exemplo 2:** Calcule o pH de uma solução 0,025mol/L de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> totalmente ionizado a 25°C. (log 5 = 0,7).

**Resolução:**

Os dados do enunciado são:

$$x = 2 \text{ (H}_2\text{SO}_4 \text{ tem 2 hidrogênios ionizáveis)}$$

$$[\text{ácido}]_i = 0,025 \text{ mol/L} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\alpha = 100\% = 1 \text{ (ácido totalmente ionizado)}$$

$$\text{pH} = -\log (x \cdot [\text{ácido}]_i \cdot \alpha) = -\log (1 \cdot 2,5 \cdot 10^{-3} \cdot 1)$$

$$\text{pH} = -\log (2,5 \cdot 10^{-3}) \quad \therefore \text{pH} = -\log (25 \cdot 10^{-4}) \quad \therefore \text{pH} = -\log (5 \cdot 5 \cdot 10^{-4})$$

Usando as propriedades “ $\log a \cdot b = \log a + \log b$ ” e “ $\log a^b = b \cdot \log a$ ”:

$$\text{pH} = - (\log 5 + \log 5 + \log 10^{-4})$$

$$\text{pH} = - (0,7 + 0,7 - 4 \cdot \log 10)$$

Como  $\log 10 = 1$ :

$$\text{pH} = - (0,7 + 0,7 - 4) \quad \therefore \text{pH} = \mathbf{2,6}$$

**Exemplo 3:** Calcule o pH, a 25°C, de uma solução aquosa 0,1 mol/L de ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) que está 1,0% ionizado.

### Resolução:

Os dados do enunciado são:

$$x = 1 \text{ (CH}_3\text{COOH tem 1 hidrogênio ionizável)}$$

$$[\text{ácido}]_i = 0,1 \text{ mol/L} = 10^{-1} \text{ mol/L}$$

$$\alpha = 1\% = 0,01$$

$$\text{pH} = -\log (x \cdot [\text{ácido}]_i \cdot \alpha) = -\log (1 \cdot 10^{-1} \cdot 0,01) \quad \therefore \text{pH} = -\log (10^{-3}) = \mathbf{3}$$

## Determinação do pH de soluções alcalinas

Seja a dissolução de uma base fraca do tipo  $C(OH)_y$  (onde  $C^{y+}$  é um cátion) em água formando uma solução de concentração alcalina inicial em mol/L igual a  $[base]_i$ , a 25°C. Um percentual ( $\alpha$ ) da concentração inicial sofre dissociação, e as concentrações em mol/L das espécies no equilíbrio são apresentadas no quadro a seguir:

	$C(OH)_y(aq)$	$\rightleftharpoons$	$C^{y+}(aq)$	+	$yOH^-(aq)$
<b>Início</b>	$[base]_i$		0		0
<b>Varição</b>	$- [base]_i \cdot \alpha$		$+ [base]_i \cdot \alpha$		$+ y \cdot [base]_i \cdot \alpha$
<b>Equilíbrio</b>	$[base]_i - [base]_i \cdot \alpha$		$[base]_i \cdot \alpha$		$y \cdot [base]_i \cdot \alpha$

O pOH da solução alcalina é dado por  $-\log [OH^-]$ . No equilíbrio, tem-se:

$$[OH^-] = y \cdot [base]_i \cdot \alpha \text{ mol/L}$$

Então:

$$pOH = -\log (y \cdot [base]_i \cdot \alpha)$$

$y$  = número de hidroxilas na fórmula da base.

$[base]_i$  = concentração em mol/L da base antes da ionização.

$\alpha$  = grau de dissociação da base (se for dado em porcentagem deve ser dividido por 100)

Bases fortes que se ionizam totalmente tem grau de ionização ( $\alpha$ ) igual 100% ou 1.

Conforme foi estudado no livro de Química Geral, as bases fortes são aquelas formadas por metais das famílias 1 e 2 da tabela periódica, exceto  $\text{Be}(\text{OH})_2$  e  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ .

Para se determinar o valor do pH, utiliza-se a relação:

$$\boxed{\text{pH} = 14 - \text{pOH}}$$

**Exemplo 1:** Calcule o pH de uma solução aquosa 0,001 mol/L de hidróxido de sódio (NaOH), a 25°C.

**Resolução:**

Como o NaOH é uma base forte, considera-se que ela está totalmente dissociada. Então os dados do enunciado são:

$$x = 1 \text{ (NaOH tem uma hidroxila)}$$

$$[\text{base}]_i = 0,001 \text{ mol/L} = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\alpha = 100\% = 1 \text{ (base totalmente ionizada)}$$

$$\text{pOH} = -\log(x \cdot [\text{base}]_i \cdot \alpha) = -\log(1 \cdot 10^{-3} \cdot 1) \therefore \text{pOH} = 3$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} \therefore \text{pH} = 14 - 3 = \mathbf{11}$$

**Exemplo 2:** Calcule o pH de uma solução aquosa 0,01 mol/L de hidróxido de amônio (NH<sub>4</sub>OH), a 25°C, sabendo-se que ele apresenta grau de dissociação igual a 1% nesta temperatura.

**Resolução:**

Os dados do enunciado são:

$$x = 1 \text{ (NH}_4\text{OH tem uma hidroxila)}$$

$$[\text{base}]_i = 0,01 \text{ mol/L} = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\alpha = 1\% = 0,01$$

$$\text{pOH} = -\log (x \cdot [\text{base}]_i \cdot \alpha) = -\log (1 \cdot 10^{-2} \cdot 0,01) \therefore$$

$$\text{pOH} = -\log (10^{-4}) \therefore \text{pOH} = 4$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} \therefore \text{pH} = 14 - 4 = \mathbf{10}$$

## Determinação de pH após uma diluição

### Diluição de solução aquosa ácida

A adição de certo volume de água ( $V_{H_2O}$ ) a uma **solução aquosa ácida** de volume inicial ( $V_i$ ) com determinado valor de pH, diminui a concentração dos íons  $H^+$  presentes, o que leva ao aumento no valor do pH da solução.

A quantidade de matéria (número de mol) de  $H^+$  antes e após a diluição é a mesma, o que muda é sua concentração, pois há um aumento de volume da solução.

Chamando  $nH^+_i$  de número inicial de mol de  $H^+$  (antes da diluição) e  $nH^+_f$  de número final de mol de  $H^+$  (após a diluição), tem-se:

$$nH^+_i = nH^+_f$$

O número de mol pode ser calculado através do produto da concentração em mol/L de  $H^+$  pelo volume da solução:  $[H^+].V$ , então:

$$[H^+]_i \cdot V_i = [H^+]_f \cdot V_f$$

$V_f$  é o volume final da solução após a adição, e é igual à soma do volume inicial ( $V_i$ ) da solução ácida com o volume de água ( $V_{H_2O}$ ).

O valor do pH da solução após a diluição é obtido pela relação:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]_f$$

### Diluição de solução aquosa alcalina

A adição de certo volume de água ( $V_{\text{H}_2\text{O}}$ ) a uma **solução aquosa alcalina** de volume inicial ( $V_i$ ) com determinado valor de pOH, diminui a concentração dos íons  $\text{OH}^-$  presentes, o que leva ao aumento no valor do pOH e a consequente diminuição do pH da solução.

A quantidade de matéria (número de mol) de  $\text{OH}^-$  antes e após a diluição é a mesma, mudando a sua concentração devido ao aumento de volume da solução.

Chamando  $n\text{OH}^-_i$  de número inicial de mol de  $\text{OH}^-$  (antes da diluição) e  $n\text{OH}^-_f$  de número final de mol de  $\text{OH}^-$  (após a diluição), tem-se:

$$n\text{OH}^-_i = n\text{OH}^-_f$$

O número de mol pode ser calculado através do produto da concentração em mol/L de  $\text{OH}^-$  pelo volume da solução:  $[\text{OH}^-] \cdot V$ , então:

$$[\text{OH}^-]_i \cdot V_i = [\text{OH}^-]_f \cdot V_f$$

$V_f$  é o volume final da solução após a adição, e é igual à soma do volume inicial ( $V_i$ ) da solução ácida com o volume de água ( $V_{H_2O}$ ).

O valor do pOH da solução após a diluição é obtido pela relação:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]_f$$

E o valor do pH final é calculado por:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

## Determinação de pH após uma mistura entre soluções de ácido e base fortes

Ao se misturar uma solução de um ácido forte com uma solução de base forte, ocorre uma reação química entre os solutos, formando sal e água. A quantidade de matéria de  $\text{H}^+$  proveniente do ácido deve ser igual a de  $\text{OH}^-$  proveniente da base para que a solução resultante seja neutra, ou seja, com pH igual a 7. Caso, o cátion  $\text{H}^+$  esteja em excesso, a solução final será ácida ( $\text{pH} < 7$ ) e se o ânion  $\text{OH}^-$  estiver em excesso, a solução final será alcalina ( $\text{pH} > 7$ ).

Para se determinar o pH da solução resultante após este tipo de mistura deve-se realizar o procedimento a seguir:

- Calcular a quantidade de matéria de  $H^+$  ( $n_{H^+}$ );
- Calcular a quantidade de matéria de  $OH^-$  ( $n_{OH^-}$ );
- Se houver excesso, determinar o seu número de mol ( $n_{excesso}$ ). Se não houver excesso, o pH final será igual 7;
- Calcular a concentração em mol/L do excesso, dividindo o seu número de mol pelo volume total da mistura em litros;
- Se o excesso for de  $H^+$  calcular o pH.
- Se o excesso for de  $OH^-$  deve-se calcular o pOH e depois o pH.

Os exemplos a seguir ilustram o procedimento para a determinação do pH de misturas entre soluções de ácido forte e base forte.

**Exemplo 1:** Calcule o pH da solução resultante após a mistura de 20mL de solução aquosa de  $HNO_3$  0,30mol/L com 80mL de solução aquosa de NaOH 0,20mol/L, a 25°C.

**Resolução:**

**Etapa 1:** Cálculo do número de mol de  $H^+$ :

1L de solução aquosa de  $HNO_3$  ..... 0,3mol de  $HNO_3$   
 0,02L de solução aquosa de  $HNO_3$  ..... x mol de  $HNO_3$

$$x = 0,02 \cdot 0,3 \quad \therefore x = 0,006 \text{ mol de } HNO_3$$

Como cada 1 mol de HNO<sub>3</sub> tem 1 mol de H<sup>+</sup>, em 0,006mol de HNO<sub>3</sub> há:

$$n_{H^+} = \mathbf{0,006\text{mol de } H^+}$$

**Etapa 2:** Cálculo do número de mol de OH<sup>-</sup>:

1L de solução aquosa de NaOH..... 0,2mol de NaOH  
0,08L de solução aquosa de NaOH ..... **y** mol de NaOH

$$y = 0,08 \cdot 0,2 \quad \therefore y = 0,016 \text{ mol de NaOH}$$

Como cada 1 mol de NaOH tem 1 mol de OH<sup>-</sup>, em 0,016 mol de NaOH há:

$$n_{OH^-} = \mathbf{0,016\text{mol de } OH^-}$$

**Etapa 3:** Cálculo do número de mol do excesso:

$$n_{\text{excesso}} = 0,016 - 0,006 = \mathbf{0,01\text{mol de } OH^-}$$

**Etapa 4:** Cálculo da concentração em mol/L de OH<sup>-</sup> em excesso:

Divide-se 0,01mol de OH<sup>-</sup> que está em excesso pelo volume total da mistura em litros (= 0,08+0,02 = 0,1L):

$$[\text{OH}^-]_{\text{excesso}} = \frac{0,01}{0,1} = 0,1 \text{ mol/L}$$

**Etapa 5:** Cálculo do pOH:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]_{\text{excesso}} \therefore \text{pOH} = -\log 0,1 \therefore \text{pOH} = -\log 10^{-1} \therefore \text{pOH} = 1$$

**Etapa 6:** Cálculo do pH:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} \therefore \text{pH} = 14 - 1 \therefore \text{pH} = 13$$

**Exemplo 2:** Calcule o pH da solução resultante após a mistura de 800mL de solução aquosa de HCl 0,1mol/L com 200mL de solução aquosa de KOH 0,3 mol/L, a 25°C. (Dado: log 2 = 0,3)

**Resolução:**

**Etapa 1:** Cálculo do número de mol de H<sup>+</sup>:

1L de solução aquosa de HCl ..... 0,1mol de HCl  
 0,8L de solução aquosa de HCl ..... x mol de HCl

$$x = 0,8 \cdot 0,1 \therefore x = 0,08 \text{ mol de HCl}$$

Como cada 1mol de HCl tem 1mol de H<sup>+</sup>, em 0,08mol de HCl há:

$$n_{\text{H}^+} = 0,08 \text{ mol de H}^+$$

**Etapa 2:** Cálculo do número de mol de OH<sup>-</sup>:

1L de solução aquosa de KOH ..... 0,3mol de KOH  
 0,2L de solução aquosa de KOH ..... **y** mol de KOH

$$y = 0,2 \cdot 0,6 \quad \therefore y = 0,06 \text{ mol de KOH}$$

Como cada 1 mol de KOH tem 1 mol de OH<sup>-</sup>, em 0,06mol mol de KOH há:

$$n_{\text{OH}^-} = \mathbf{0,06 \text{ mol de OH}^-}$$

**Etapa 3:** Cálculo do número de mol do excesso:

$$n_{\text{excesso}} = 0,08 - 0,06 = \mathbf{0,02 \text{ mol de H}^+}$$

**Etapa 4:** Cálculo da concentração em mol/L de H<sup>+</sup> em excesso:

Divide-se 0,02 mol de H<sup>+</sup> que está em excesso pelo volume total da mistura em litros (= 0,8+0,2 = 1,0L):

$$[\text{H}^+]_{\text{excesso}} = \frac{0,02}{1} = \mathbf{0,02 \text{ mol/L}}$$

**Etapa 5:** Cálculo do pH:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]_{\text{excesso}} \therefore \text{pH} = -\log 0,02 \therefore \text{pH} = -\log 2 \cdot 10^{-2}$$

$$\text{pH} = -(\log 2 + \log 10^{-2}) \therefore \text{pH} = -(0,3 - 2) = \mathbf{1,7}$$

**Exemplo 3:** Calcule o pH da solução resultante após a mistura de 200mL de solução aquosa de NaOH 0,2mol/L com 200mL de solução aquosa de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0,1 mol/L, a 25°C. (Dado: log 2 = 0,3)

**Resolução:**

**Etapa 1:** Cálculo do número de mol de H<sup>+</sup>:

$$1\text{L de solução aquosa de H}_2\text{SO}_4 \dots\dots\dots 0,1\text{mol de H}_2\text{SO}_4$$

$$0,2\text{L de solução aquosa de H}_2\text{SO}_4 \dots\dots\dots \mathbf{x} \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

$$x = 0,2 \cdot 0,1 \therefore x = 0,02\text{mol de H}_2\text{SO}_4$$

Como cada 1 mol de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> tem 2 mol de H<sup>+</sup>, em 0,02 mol de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> há:

$$n_{\text{H}^+} = 0,02 \cdot 2 = \mathbf{0,04\text{mol de H}^+}$$

**Etapa 2:** Cálculo do número de mol de OH<sup>-</sup>:

1L de solução aquosa de NOH ..... 0,2mol de NaOH  
 0,2L de solução aquosa de NaOH ..... **y** mol de NaOH

$$y = 0,2 \cdot 0,2 \quad \therefore y = 0,04 \text{ mol de NaOH}$$

Como cada 1 mol de NaOH tem 1 mol de OH<sup>-</sup>, em 0,04mol mol de NaOH há:

$$n_{\text{OH}^-} = \mathbf{0,04 \text{ mol de OH}^-}$$

**Etapa 3:** Cálculo do pH

Como a quantidade de matéria de H<sup>+</sup> é igual à quantidade de matéria de OH<sup>-</sup>, o pH da solução resultante é **7**.

## Deslocamento de equilíbrio iônico

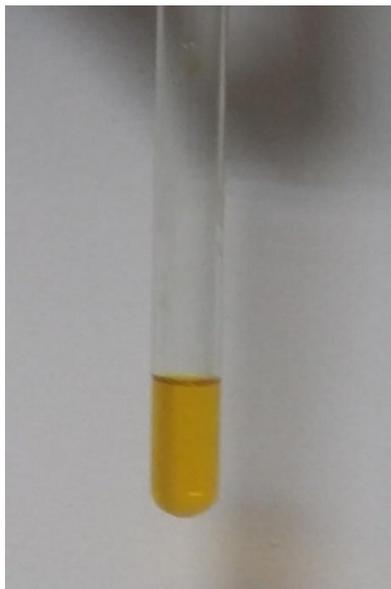
Vimos na unidade anterior que, segundo o Princípio de Le Chatelier, a adição de certa quantidade de um componente de uma reação reversível desloca o seu equilíbrio para o **lado contrário** ao do componente na equação química. De outra forma, a retirada ou consumo de certa quantidade de um componente da reação reversível desloca o seu equilíbrio para o **mesmo lado** do componente na equação química.

Considere a seguinte reação iônica reversível em equilíbrio que ocorre dentro de um tubo de ensaio:



O íon cromato ( $\text{CrO}_4^{2-}$ ) apresenta cor amarela e o íon dicromato ( $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ) tem cor laranja. A cor da solução depende do ânion que estiver presente em maior concentração em mol/L. Se a concentração do íon cromato ( $\text{CrO}_4^{2-}$ ) for maior, a solução será amarelada e se a do íon dicromato ( $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ) for maior concentração, a solução ficará alaranjada.

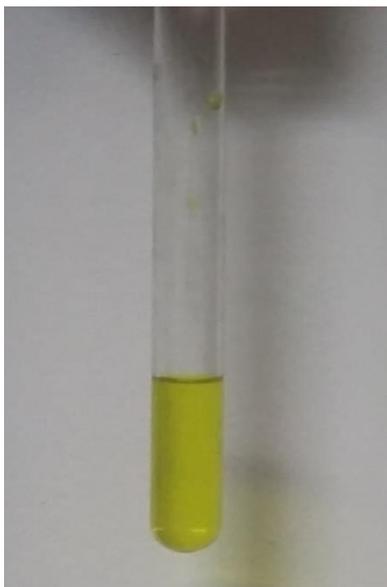
A adição de gotas de uma solução ácida a esse tubo de ensaio aumenta a concentração de íons  $\text{H}^+$  na solução, o que provoca o deslocamento do equilíbrio para a esquerda (lado contrário ao do  $\text{H}^+$ ). Como resultado, a concentração do íon dicromato ( $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ) aumenta e a solução fica mais alaranjada. Como o  $\text{H}^+$  é um íon comum à solução, o fenômeno provocado por sua adição ao sistema é denominado **efeito do íon comum**.



Marcelo Pinheiro

Cor alaranjada devido à maior concentração de  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ .

A adição de gotas de uma solução alcalina a esse tubo de ensaio aumenta a concentração de íons  $\text{OH}^-$  na solução. Esse íon reage com os íons  $\text{H}^+$ , consumindo-os para formar água. Isso provoca o deslocamento do equilíbrio para a direita (mesmo lado do  $\text{OH}^-$ ), o que aumenta a concentração do íon cromato ( $\text{CrO}_4^{2-}$ ) e a solução fica mais amarelada.



Marcelo Pinheiro

Cor alaranjada devido à maior concentração de  $\text{CrO}_4^{2-}$ .

Outro exemplo do efeito do íon comum é adição de etanoato de sódio ou acetado de sódio ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ ), um sal orgânico, a uma amostra de vinagre. O vinagre é uma solução aquosa de ácido etanoico ou ácido acético, e na amostra ocorre o seguinte equilíbrio:



Quando a sal adicionado se dissolve na solução, ele se ioniza segundo a equação:



O íon etanoato ou acetato ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ) é um íon comum, então a sua adição ao vinagre provoca um deslocamento do equilíbrio da reação reversível para a esquerda, o que aumenta a concentração do  $\text{CH}_3\text{COOH}$  e diminui a concentração de  $\text{H}^+$ . Em consequência, o vinagre torna-se menos ácido.

## Hidrólise salina

Um sal é produzido na reação de neutralização entre ácido e base. É um composto iônico e ao ser dissolvido em água sofre dissociação, liberando íons. Então, quando um sal do tipo  $\text{C}_x\text{A}_y$  se dissolve em água, ele se dissocia em  $\text{C}^{y+}$  e  $\text{A}^{x-}$ . Esses íons podem reagir com a água caso formem um ácido ou uma base fraca, segundo as seguintes equações:

**Hidrólise do cátion:**

Um cátion reage com uma ou mais moléculas de água (representadas por HOH) se juntando com OH<sup>-</sup>, produz uma base e deixa em excesso um ou mais íons H<sup>+</sup> na solução.

A reação de hidrólise de um cátion é representada por:



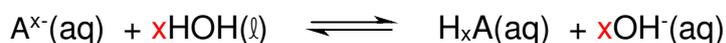
Essa reação só ocorre se C(OH)<sub>y</sub> for uma base fraca, pois pouco se dissocia, e como resultado há excesso de H<sup>+</sup> na solução, tornando-a ácida.

A reação de um cátion com água para formar base forte não ocorre, pois a mesma se manterá totalmente dissociada.

**Hidrólise do ânion:**

O ânion reage com uma ou mais moléculas de água (representadas por HOH) se juntando com H<sup>+</sup>, produz um ácido e deixa em excesso um ou mais íons OH<sup>-</sup>.

A reação de hidrólise de um ânion é representada por:



Essa reação só ocorre se  $H_xA$  for um ácido fraco, pois pouco se ioniza, e como resultado há excesso de  $OH^-$  na solução, tornando-a alcalina.

A reação de um ânion com água para formar ácido forte não ocorre, pois o mesmo se manterá totalmente ionizado.

Desta forma é possível prever se determinado sal, ao ser dissolvido em água, produzirá uma solução ácida, básica ou neutra.

## Solução de sal de ácido fraco e base forte

Considere a dissolução do hipoclorito de sódio ( $NaClO$ ) em água. Ele se dissocia segundo a equação:



O íon que sofre hidrólise é o  $ClO^-$ , pois ele forma o  $HClO$ , um ácido fraco, e é representada pela equação:



O excesso de íons  $OH^-$  na solução indica que ela é **alcalina**.

## Solução de ácido forte e base fraca

Considere a dissolução do nitrato de amônio ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ) em água. Ele se dissocia segundo a equação:



O íon que sofre hidrólise é o  $\text{NH}_4^+$ , pois ele forma o  $\text{NH}_4\text{OH}$ , uma base fraca, e é representada pela equação:



O excesso de íons  $\text{H}^+$  na solução indica que ela é **ácida**.

## Solução de ácido forte e base forte

Considere a dissolução do cloreto de sódio ( $\text{NaCl}$ ) em água. Ele se dissocia segundo a equação:



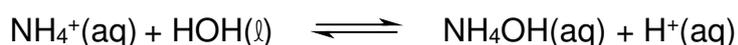
Nenhum íon sofre hidrólise, pois ambos originam ácido e bases fortes. Na água permanecem quantidades iguais de íons  $\text{H}^+$  e  $\text{OH}^-$ , então a solução aquosa desse sal é **neutra**.

## Solução de ácido fraco e base fraca

Considere a dissolução do cianeto de amônio ( $\text{NH}_4\text{CN}$ ) em água. Ele se dissocia segundo a equação:



Os íons  $\text{NH}_4^+$  e  $\text{CN}^-$  sofrem hidrólise, pois eles formam base e ácido fracos, respectivamente, conforme as equações:



Para saber se há excesso de  $\text{H}^+$  ou  $\text{OH}^-$ , deve-se comparar os valores de  $K_a$  e  $K_b$ . O valor de  $K_b$  do  $\text{NH}_4\text{OH}$  ( $1,8 \cdot 10^{-5}$ , a  $25^\circ\text{C}$ ) é maior do que o valor do  $K_a$  do  $\text{HCN}$  ( $4,9 \cdot 10^{-10}$ , a  $25^\circ\text{C}$ ). Isso indica que a base se dissocia em mais íons  $\text{OH}^-$  do que os íons  $\text{H}^+$  liberados pelo ácido. Então, nesse caso a maior quantidade em mol de íons  $\text{OH}^-$  na solução indica que ela é **alcalina**.

O quadro a seguir apresenta um resumo de cada caso de hidrólise salina:

Cátion proveniente de base:	Ânion proveniente de ácido:	Solução salina
<b>forte</b>	<b>forte</b>	neutra
<b>forte</b>	fraco	alcalina
fraca	<b>forte</b>	ácida
fraca	fraco	Depende da força do ácido e da base

Caráter das soluções salinas.

## Solução tampão

Uma solução tampão é aquela que praticamente não apresenta variação considerável de pH ao se adicionar pequenas quantidades de ácido ou de base fortes.

Além de água, uma solução tampão possui dissolvidos:

**um ácido fraco e um sal contendo o mesmo ânion que esse ácido**

ou

**uma base fraca e um sal contendo o mesmo cátion que essa base**

Os exemplos a seguir ilustram os dois casos citados e mostram como funciona uma solução tampão:

**Exemplo 1:** solução tampão formada por ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) e acetato de sódio ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ )

O sal se dissocia totalmente na água e o ácido acético, por ser fraco, se ioniza segundo uma reação reversível. As equações que representam esses fenômenos são:



A adição de ânion  $\text{OH}^-$  de uma base a essa solução, consome o  $\text{H}^+$ , e desloca o equilíbrio da reação reversível para a direita, repondo parte do  $\text{H}^+$ .

A adição de cátion  $\text{H}^+$  de um ácido a essa solução, reage principalmente com o  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  proveniente do sal, formando o  $\text{CH}_3\text{COOH}$  que pouco se ioniza.

Como esses íons adicionados são consumidos, o pH da solução sofre pequena variação.

**Exemplo 2:** solução tampão formada por hidróxido de magnésio ( $\text{Mg(OH)}_2$ ) e cloreto de magnésio ( $\text{MgCl}_2$ )

O sal se dissocia totalmente na água e o hidróxido de magnésio, por ser uma base fraca, se dissocia segundo uma reação reversível. As equações que representam esses fenômenos são:



A adição de cátion  $\text{H}^+$  de um ácido a essa solução, consome o  $\text{OH}^-$ , e desloca o equilíbrio da reação reversível para a direita, repondo parte do íon  $\text{OH}^-$ .

A adição de ânion  $\text{OH}^-$  de uma base a essa solução, reage principalmente com o  $\text{Mg}^{2+}$  proveniente do sal, formando o  $\text{Mg(OH)}_2$  que pouco se dissocia.

Como esses íons adicionados são consumidos, o pH da solução sofre pequena variação.

### Curiosidade

O pH do sangue humano é mantido entre 7,35 e 7,45, devido aos sistemas tampões presentes. Dentre eles, tem-se o tampão formado por ácido carbônico e íon bicarbonato, segundo a equação:



O ácido carbônico é formado pela reação entre o dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) e a água do sangue.

## Produto de solubilidade de sais

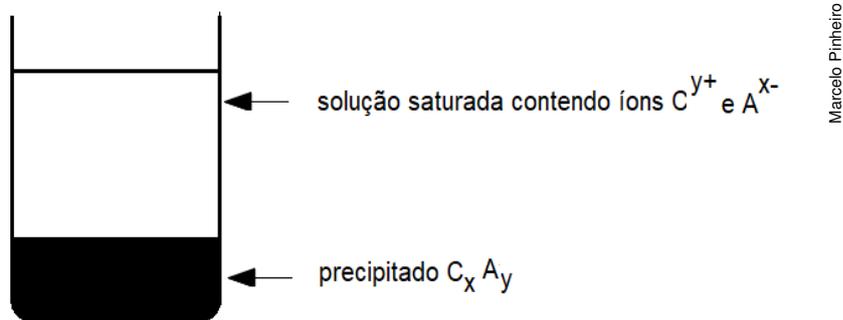
Como foi estudado na unidade sobre soluções, há uma quantidade máxima de cada sal que pode ser dissolvida em certo volume de água em determinada temperatura. Quando se dissolve em água exatamente a quantidade de sal que pode ser dissolvida, tem-se uma solução saturada. Se após a formação da solução saturada se tentar adicionar mais soluto, ocorre a precipitação ou deposição da quantidade excedente.

Admita que certa quantidade de um sal pouco solúvel do tipo  $\text{C}_x\text{A}_y$  seja colocada em água numa determinada temperatura. Esse sal sofre dissociação formando-se os íons  $\text{C}^{y+}$  e  $\text{A}^{x-}$ , segundo a reação reversível:



A solução torna-se saturada quando a quantidade de sal dissolvida é igual ao seu coeficiente de solubilidade, e neste momento a reação atinge o seu equilíbrio.

A adição de uma quantidade maior de sal produz mais íons que deslocam o equilíbrio da reação para a esquerda o que provoca a formação de precipitado, conforme a figura a seguir:



Solução saturada com precipitado.

À medida que o sal se dissolve na água, ocorre variação no produto das concentrações em mol/L dos íons elevadas aos seus respectivos coeficientes estequiométricos,  $[C^{y+}]^x \cdot [A^{x-}]^y$ , porém **na solução saturada**, ele se torna constante e é denominado **Produto de Solubilidade (Kps)**.

$$Kps = [C^{y+}]^x \cdot [A^{x-}]^y$$

$[C^{y+}]$  = concentração do cátion em mol/L na solução saturada.

$[A^{x-}]$  = concentração do ânion em mol/L na solução saturada.

O **Kps** nada mais é do que a constante de equilíbrio da dissolução do sal em função das concentrações em mol/L dos participantes e também não possui unidade. Note que a concentração do sal, que é sólido, não entra nessa expressão.

Os valores de Kps dependem da temperatura e são determinados experimentalmente. Como os sais são pouco solúveis, esses valores são muito pequenos.

Se em determinado momento da adição de sal, o produto  $[C^{+y}]^x \cdot [A^{-x}]^y$  for menor que o valor do Kps em certa temperatura, a solução é **insaturada**. Se ele for igual ao Kps a solução é **saturada** e, se for superior ao Kps, ocorre a formação de precipitado, gerando uma solução **saturada com depósito**.

**Exemplo 1:** Os produtos de solubilidade dos carbonatos de cálcio, estrôncio, magnésio e bário na mesma temperatura são fornecidos na tabela abaixo:

Substância	Kps
CaCO <sub>3</sub>	$4,8 \cdot 10^{-9}$
SrCO <sub>3</sub>	$9,4 \cdot 10^{-10}$
MgCO <sub>3</sub>	$4,0 \cdot 10^{-5}$
BaCO <sub>3</sub>	$5,1 \cdot 10^{-9}$

Qual desses sais é mais solúvel em água?

**Resposta:**

O sal mais solúvel é o carbonato de magnésio (MgCO<sub>3</sub>), pois possui o maior valor de Kps na temperatura considerada.

**Exemplo 2:** Em determinada temperatura, a solubilidade do sulfato de prata (Ag<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) em água é 2,0 . 10<sup>-2</sup>mol/L. Calcule o valor do produto de solubilidade (Kps) desse sal, segundo a equação a seguir:

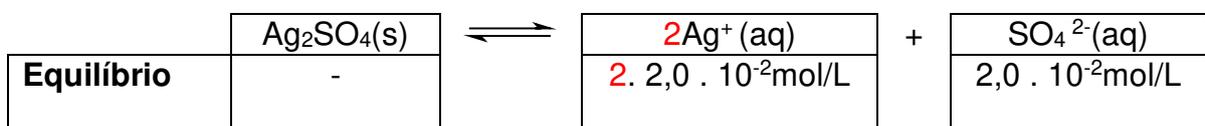


**Resolução:**

A expressão de cálculo do Kps para essa reação é a seguinte:

$$Kps = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$$

Na solução saturada (equilíbrio) tem-se:



Portanto,

$$Kps = [4,0 \cdot 10^{-2}]^2 \cdot [2,0 \cdot 10^{-2}] = 32,0 \cdot 10^{-6} = \mathbf{3,2 \cdot 10^{-5}}$$

**Exemplo 3:** O produto de solubilidade (Kps) do carbonato de cobalto (CoCO<sub>3</sub>(s)), a 25 °C, igual a 1,0.10<sup>-10</sup>. Considerando a reação reversível a seguir, determine a solubilidade do sal, em mol.L<sup>-1</sup>, nessa temperatura.



**Resolução:**

A expressão de cálculo do Kps para essa reação é a seguinte:

$$K_{ps} = [\text{Co}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]$$

Na solução saturada (equilíbrio) tem-se:

	CoCO <sub>3</sub> (s)	⇌	Co <sup>2+</sup> (aq)	+	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> (aq)
<b>Equilíbrio</b>	-		x mol/L		x mol/L

Portanto,

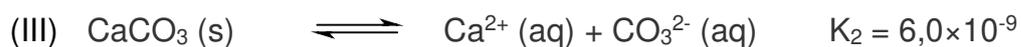
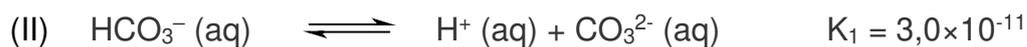
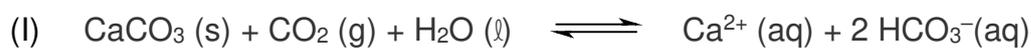
$$K_{ps} = x \cdot x \therefore x^2 = 1,0 \cdot 10^{-10} \therefore x = \sqrt{10^{-10}} = 10^{-5} \text{ mol/L}$$



## QUESTÕES DO ENEM – UNIDADE 7

Questões e imagens retiradas das provas disponibilizadas no *síte* do Inep (<http://www.inep.gov.br>).

1. (Enem 2015) Vários ácidos são utilizados em indústrias que descartam seus efluentes nos corpos d'água, como rios e lagos, podendo afetar o equilíbrio ambiental. Para neutralizar a acidez, o sal carbonato de cálcio pode ser adicionado ao efluente, em quantidades apropriadas, pois produz bicarbonato, que neutraliza a água. As equações envolvidas no processo são apresentadas:



Com base nos valores das constantes de equilíbrio das reações II, III e IV a 25°C, qual é o valor numérico da constante de equilíbrio da reação I?

- A)  $4,5 \times 10^{-26}$
- B)  $5,0 \times 10^{-5}$
- C)  $0,8 \times 10^{-9}$
- D)  $0,2 \times 10^5$
- E)  $2,2 \times 10^{26}$

2. (Enem 2010) O rótulo de uma garrafa de água mineral natural contém as seguintes informações:

Características físico-químicas	Valor	Composição química	mg/L
pH a 25 °C	7,54	bicarbonato	93,84
		cálcio	15,13
		sódio	14,24
condutividade elétrica a 25 °C	151 ( $\mu\text{S}/\text{cm}$ )	magnésio	3,62
		carbonatos	3,09
		sulfatos	2,30
resíduo da evaporação a 180 °C	126,71 (mg/L)	potássio	1,24
		fosfatos	0,20
		fluoretos	0,20

As informações químicas presentes no rótulo de vários produtos permitem classificar de acordo com seu gosto, seu cheiro, sua aparência, sua função, entre outras. As informações da tabela permitem concluir que essa água é

- A) gasosa.
- B) insípida.
- C) levemente azeda.
- D) um pouco alcalina.
- E) radioativa na fonte.

3. (Enem 2015) Cinco indústrias de ramos diferentes foram instaladas ao longo do curso de um rio. O descarte dos efluentes dessas indústrias acarreta impacto na qualidade de suas águas. O pH foi determinado em diferentes pontos desse rio, a 25°C, e os resultados são apresentados no quadro.

Pontos de coleta	Valor do pH
Antes da primeira indústria	5,5
Entre a primeira e a segunda indústria	5,5
Entre a terceira e a quarta indústria	7,5
Entre a quarta e a quinta indústria	7,0
Após a quinta indústria	6,5

A indústria que descarta um efluente com características básicas é a:

- A) primeira.
- B) segunda.
- C) terceira.
- D) quarta.
- E) quinta.

4. (Enem 2002) A chuva em locais não poluídos é levemente ácida. Em locais onde os níveis de poluição são altos, os valores do pH da chuva podem ficar abaixo de 5,5, recebendo, então, a denominação de “chuva ácida”. Este tipo de chuva causa prejuízos nas mais diversas áreas: construção civil, agricultura, monumentos históricos, entre outras.

A acidez da chuva está relacionada ao pH da seguinte forma: concentração de íons hidrogênio =  $10^{-\text{pH}}$ , sendo que o pH pode assumir valores entre 0 e 14.

Ao realizar o monitoramento do pH da chuva em Campinas (SP) nos meses de março, abril e maio de 1998, um centro de pesquisa coletou 21 amostras, das quais quatro têm seus valores mostrados na tabela:

Mês	Amostra	pH
Março	6 <sup>a</sup>	4
Abril	8 <sup>a</sup>	5
Abril	14 <sup>a</sup>	6
Maio	18 <sup>a</sup>	7

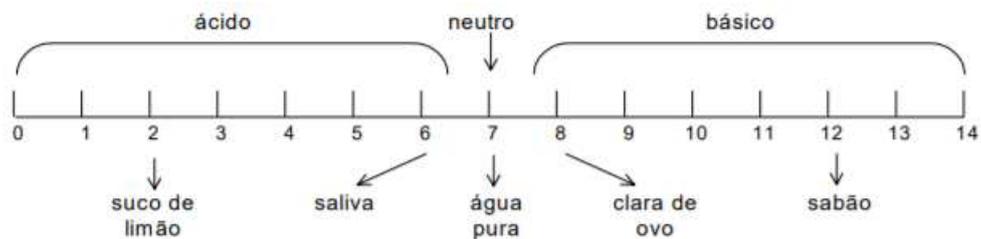
A análise da fórmula e da tabela permite afirmar que:

- I. da 6<sup>a</sup> para a 14<sup>a</sup> amostra ocorreu um aumento de 50% na acidez.
- II. a 18<sup>a</sup> amostra é a menos ácida dentre as expostas.
- III. a 8<sup>a</sup> amostra é dez vezes mais ácida que a 14<sup>a</sup>.
- IV. as únicas amostras de chuvas denominadas ácidas são a 6<sup>a</sup> e a 8<sup>a</sup>.

São corretas apenas as afirmativas

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

5. (Enem 1998) O pH informa a acidez ou a basicidade de uma solução. A escala abaixo apresenta a natureza e o pH de algumas soluções e da água pura, a 25°C.



Uma solução desconhecida estava sendo testada no laboratório por um grupo de alunos. Esses alunos decidiram que deveriam medir o pH dessa solução como um dos parâmetros escolhidos na identificação da solução. Os resultados obtidos estão na tabela abaixo.

Aluno	Valor de pH
Carlos	4,5
Gustavo	5,5
Simone	5,0
Valéria	6,0
Paulo	4,5
Wagner	5,0
Renata	5,0
Rodrigo	5,5
Augusta	5,0
Eliane	5,5

Da solução testada pelos alunos, o professor retirou 100mL e adicionou água até completar 200mL de solução diluída. O próximo grupo de alunos a medir o pH deverá encontrar para o mesmo:

- A) valores inferiores a 1,0.
- B) os mesmos valores.
- C) valores entre 5 e 7.
- D) valores entre 5 e 3.
- E) sempre o valor 7.

6. (Enem 2012) Uma dona de casa acidentalmente deixou cair na geladeira a água proveniente do degelo de um peixe, o que deixou um cheiro forte e desagradável dentro do eletrodoméstico. Sabe-se que o odor característico de peixe se deve às aminas e que esses compostos se comportam como bases.

Na tabela são listadas as concentrações hidrogeniônicas de alguns materiais encontrados na cozinha, que a dona de casa pensa em utilizar na limpeza da geladeira.

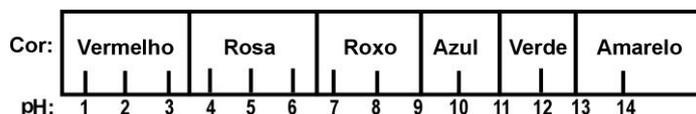
Material	Concentração de $H_3O^+$ (mol/L)
Suco de limão	$10^{-2}$
Leite	$10^{-6}$
Vinagre	$10^{-3}$
Álcool	$10^{-8}$
Sabão	$10^{-12}$
Carbonato de sódio/barrilha	$10^{-12}$

Dentre os materiais listados, quais são apropriados para amenizar esse odor?

- A) Álcool ou sabão.
- B) Suco de limão ou álcool.
- C) Suco de limão ou vinagre.
- D) Suco de limão, leite ou sabão.
- E) Sabão ou carbonato de sódio/barrilha.

(Enem 2000) **Utilize o texto a seguir para responder as questões 7 e 8.**

O suco extraído do repolho roxo pode ser utilizado como indicador do caráter ácido (pH entre 0 e 7) ou básico (pH entre 7 e 14) de diferentes soluções. Misturando-se um pouco de suco de repolho e da solução, a mistura passa a apresentar diferentes cores, segundo sua natureza ácida ou básica, de acordo com a escala abaixo.



Algumas soluções foram testadas com esse indicador, produzindo os seguintes resultados:

	Material	Cor
I	Amoníaco	Verde
II	Leite de magnésia	Azul
III	Vinagre	Vermelho
IV	Leite de vaca	Rosa

7. De acordo com esses resultados, as soluções I, II, III e IV têm, respectivamente, caráter:

- A) ácido/básico/básico/ácido.
- B) ácido/básico/ácido/básico.
- C) básico/ácido/básico/ácido.
- D) ácido/ácido/básico/básico.
- E) básico/básico/ácido/ácido.

8. Utilizando-se o indicador citado em sucos de abacaxi e de limão, pode-se esperar como resultado as cores:

- A) rosa ou amarelo.
- B) vermelho ou roxo.
- C) verde ou vermelho.
- D) rosa ou vermelho.
- E) roxo ou azul.

9. (Enem 2018) O suco de repolho-roxo pode ser utilizado como indicador ácido-base em diferentes soluções. Para isso, basta misturar um pouco desse suco à solução desejada e comparar a coloração final com a escala indicadora de pH, com valores de 1 a 14, mostrada a seguir:

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Vermelho			Rosa				Roxo			Azul		Verde	Amarelo

Utilizando-se o indicador ácido-base e a escola para determinar o pH da saliva humana e o do suco gástrico, têm-se, respectivamente, as cores:

- A) vermelha e vermelha.
- B) vermelha e azul.
- C) rosa e roxa.
- D) roxa e amarela.
- E) roxa e vermelha.

(Enem 1999) As informações abaixo foram extraídas do rótulo da água mineral de determinada fonte.

**ÁGUA MINERAL NATURAL**

Composição química provável em mg/L

Sulfato de estrôncio .....	0,04
Sulfato de cálcio .....	2,29
Sulfato de potássio .....	2,16
Sulfato de sódio .....	65,71
Carbonato de sódio .....	143,68
Bicarbonato de sódio .....	42,20
Cloreto de sódio .....	4,07
Fluoreto de sódio .....	1,24
Vanádio .....	0,07

Características físico-químicas

pH a 25°C .....	10,00
Temperatura da água na fonte .....	24°C
Condutividade elétrica .....	4,40x10 <sup>-4</sup> ohms/cm
Resíduo de evaporação a 180°C .....	288,00mg/L

CLASSIFICAÇÃO:

“ALCALINO-BICARBONATADA, FLURETADA, VANÁDICA”

Indicadores ácido-base são substâncias que em solução aquosa apresentam cores diferentes conforme o pH da solução.

O quadro abaixo fornece as cores que alguns indicadores apresentam à temperatura de 25°C.

Indicador	Cores conforme o pH
Azul de bromotimol	amarelo em $\text{pH} \leq 6$ ; azul em $\text{pH} \geq 7,6$
Vermelho de meila	vermelho em $\text{pH} \leq 4,8$ ; amarelo em $\text{pH} \geq 6$
Fenolftaleína	incolor em $\text{pH} \leq 8,2$ ; vermelho em $\text{pH} \geq 10$
Alaranjado de metila	vermelho em $\text{pH} \leq 3,2$ ; amarelo em $\text{pH} \geq 4,4$

**10.** Suponha que uma pessoa inescrupulosa guardou garrafas vazias dessa água mineral, enchendo-as com água de torneira (pH entre 6,5 e 7,5) para serem vendidas como água mineral. Tal fraude pode ser facilmente comprovada pingando-se na “água mineral fraudada”, à temperatura de 25°C, gotas de

- A) azul de bromotimol ou fenolftaleína.
- B) alaranjado de metila ou fenolftaleína.
- C) alaranjado de metila ou azul de bromotimol.
- D) vermelho de metila ou azul de bromotimol.
- E) vermelho de metila ou alaranjado de metila.

**11.** As seguintes explicações foram dadas para a presença do elemento vanádio na água mineral em questão:

I. No seu percurso até chegar à fonte, a água passa por rochas contendo minerais de vanádio, dissolvendo-os.

II. Na perfuração dos poços que levam aos depósitos subterrâneos da água, utilizaram-se brocas constituídas de ligas cromo-vanádio.

III. Foram adicionados compostos de vanádio à água mineral.

Considerando todas as informações do rótulo, pode-se concluir que apenas

A) a explicação I é plausível.

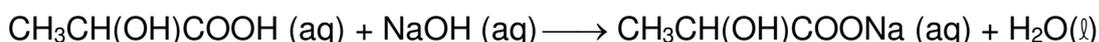
B) a explicação II é plausível.

C) a explicação III é plausível.

D) as explicações I e II são plausíveis.

E) as explicações II e III são plausíveis.

**12.** (Enem 2017) 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  $H^+$ .

**13.** (Enem 2010) O pH do solo pode variar em uma faixa significativa devido a várias causas. Por exemplo, o solo de áreas com chuvas escassas, mas com concentrações elevadas do sal solúvel carbonato de sódio ( $Na_2CO_3$ ), torna-se básico devido à reação de hidrólise do íon carbonato, segundo o equilíbrio:



Esses tipos de solo são alcalinos demais para fins agrícolas e devem ser remediados pela utilização de aditivos químicos.

BAIRD, C. Química ambiental. São Paulo: Artmed, 1995 (adaptado).

Suponha que, para remediar uma amostra desse tipo de solo, um técnico tenha utilizado como aditivo a cal virgem ( $CaO$ ). Nesse caso, a remediação

- A) foi realizada, pois o caráter básico da cal virgem promove o deslocamento do equilíbrio descrito para a direita, em decorrência da elevação de pH do meio.

- B) foi realizada, pois o caráter ácido da cal virgem promove o deslocamento do equilíbrio descrito para a esquerda, em decorrência da redução de pH do meio.
- C) não foi realizada, pois o caráter ácido da cal virgem promove o deslocamento do equilíbrio descrito para a direita, em decorrência da redução de pH do meio.
- D) não foi realizada, pois o caráter básico da cal virgem promove o deslocamento do equilíbrio descrito para a esquerda, em decorrência da elevação de pH do meio.
- E) não foi realizada, pois o caráter neutro da cal virgem promove o deslocamento do equilíbrio descrito para a esquerda, em decorrência da manutenção de pH do meio.

**14.** (Enem 2010) Decisão de asfaltamento da rodovia MG-010, acompanhada da introdução de espécies exóticas, e a prática de incêndios criminosos, ameaçam o sofisticado ecossistema do campo rupestre da reserva da Serra do Espinhaço. As plantas nativas desta região, altamente adaptadas a uma alta concentração de alumínio, que inibe o crescimento das raízes e dificulta a absorção de nutrientes e água, estão sendo substituídas por espécies invasoras que não teriam naturalmente adaptação para este ambiente, no entanto elas estão dominando as margens da rodovia, equivocadamente chamada de “estrada ecológica”. Possivelmente a entrada de espécies de plantas exóticas neste ambiente foi provocada pelo uso, neste empreendimento, de um tipo de asfalto (cimento-solo), que possui uma mistura rica em cálcio, que causou modificações químicas aos solos adjacentes à rodovia MG-010.

Scientific American Brasil, ano 7, n.º 79, 2008 (adaptado).

Essa afirmação baseia-se no uso de cimento-solo, mistura rica em cálcio que

- A) inibe a toxicidade do alumínio, elevando o pH dessas áreas.
- B) inibe a toxicidade do alumínio, reduzindo o pH dessas áreas.
- C) aumenta a toxicidade do alumínio, elevando o pH dessas áreas.
- D) aumenta a toxicidade do alumínio, reduzindo o pH dessas áreas.
- E) neutraliza a toxicidade do alumínio, reduzindo o pH dessas áreas.

**15.** (Enem 2018) O manejo adequado do solo possibilita a manutenção de sua fertilidade à medida que as trocas de nutrientes entre matéria orgânica, água, solo e o ar são mantidas para garantir a produção. Algumas espécies iônicas de alumínio são tóxicas, não só para a planta, mas para muitos organismos como as bactérias responsáveis pelas transformações no ciclo do nitrogênio. O alumínio danifica as membranas das células das raízes e restringe a expansão de suas paredes, com isso, a planta não cresce adequadamente. Para promover benefícios para a produção agrícola, é recomendada a remediação do solo utilizando calcário ( $\text{CaCO}_3$ ).

BRADY, N. C.; WEIL, R. R. **Elementos da natureza e propriedades dos solos**. Porto Alegre: Bookman, 2013 (adaptado).

Essa remediação promove no solo o(a)

- A) diminuição do pH, deixando-o fértil.
- B) solubilização do alumínio, ocorrendo sua lixiviação pela chuva.
- C) interação do íon calcário com o íon alumínio, produzindo uma liga metálica.
- D) reação do carbonato de cálcio com os íons alumínio, formando alumínio metálico.
- E) aumento da sua alcalinidade, tornando os íons alumínio menos disponíveis.

16. (Enem 2009) Sabões são sais de ácidos carboxílicos de cadeia longa utilizados com a finalidade de facilitar, durante processos de lavagem, a remoção de substâncias de baixa solubilidade em água, por exemplo, óleos e gorduras. A figura a seguir representa a estrutura de uma molécula de sabão.



Em solução, os ânions do sabão podem hidrolisar a água e, desse modo, formar o ácido carboxílico correspondente. Por exemplo, para o estearato de sódio, é estabelecido o seguinte equilíbrio:

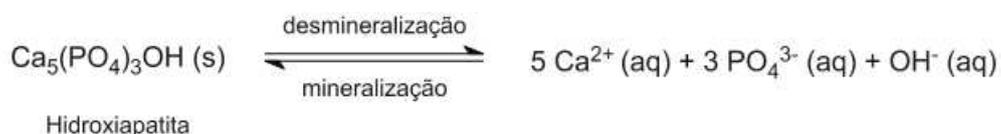


Uma vez que o ácido carboxílico formado é pouco solúvel em água e menos eficiente na remoção de gorduras, o pH do meio deve ser controlado de maneira a evitar que o equilíbrio acima seja deslocado para a direita.

Com base nas informações do texto, é correto concluir que os sabões atuam de maneira

- A) mais eficiente em pH básico.
- B) mais eficiente em pH ácido.
- C) mais eficiente em pH neutro.
- D) eficiente em qualquer faixa de pH.
- E) mais eficiente em pH ácido ou neutro.

17. (Enem 2011) Os refrigerantes têm-se tornado cada vez mais o alvo de políticas públicas de saúde. Os de cola apresentam ácido fosfórico, substância prejudicial à fixação de cálcio, o mineral que é o principal componente da matriz dos dentes. A cárie é um processo dinâmico de desequilíbrio do processo de desmineralização dentária, perda de minerais em razão da acidez. Sabe-se que o principal componente do esmalte do dente é um sal denominado hidroxiapatita. O refrigerante, pela presença da sacarose, faz decrescer o pH do biofilme (placa bacteriana), provocando a desmineralização do esmalte dentário. Os mecanismos de defesa salivar levam de 20 a 30 minutos para normalizar o nível do pH, remineralizando o dente. A equação química seguinte representa esse processo:



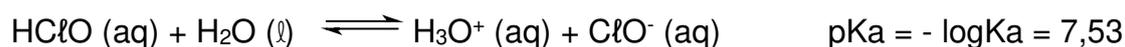
GROISMAN, S. *Impacto do refrigerante nos dentes é avaliado sem tirá-lo da dieta*. Disponível em: <http://www.isaude.net>. Acesso em: 1 maio 2010 (adaptado).

Considerando que uma pessoa consoma refrigerantes diariamente, poderá ocorrer um processo de desmineralização dentária, devido ao aumento da concentração de

- A)  $\text{OH}^-$ , que reage com os íons  $\text{Ca}^{2+}$ , deslocando o equilíbrio para a direita.
- B)  $\text{H}^+$ , que reage com as hidroxilas  $\text{OH}^-$ , deslocando o equilíbrio para a direita.
- C)  $\text{OH}^-$ , que reage com os íons  $\text{Ca}^{2+}$ , deslocando o equilíbrio para a esquerda.

- D)  $H^+$ , que reage com as hidroxilas  $OH^-$ , deslocando o equilíbrio para a esquerda.
- E)  $Ca^{2+}$ , que reage com as hidroxilas  $OH^-$ , deslocando o equilíbrio para a esquerda.

**18.** (Enem 2013) Uma das etapas do tratamento da água é a desinfecção, sendo a cloração o método mais empregado. Esse método consiste na dissolução do gás cloro numa solução sob pressão e sua aplicação na água a ser desinfetada. As equações das reações químicas envolvidas são:



A ação desinfetante é controlada pelo ácido hipocloroso, que possui um potencial de desinfecção cerca de 80 vezes superior ao ânion hipoclorito. O pH do meio é importante, porque influencia na extensão com que o ácido hipocloroso se ioniza.

Para que a desinfecção seja mais efetiva, o pH da água a ser tratada deve estar mais próximo de

- A) 0.
- B) 5.
- C) 7.
- D) 9.
- E) 14.

**19.** O sulfato de bário ( $\text{BaSO}_4$ ) é mundialmente utilizado na forma de suspensão como contraste em radiografias de esôfago, estômago e intestino. Por se tratar de um sal pouco solúvel, quando em meio aquoso estabelece o seguinte equilíbrio:



Por causa da toxicidade do bário ( $\text{Ba}^{2+}$ ), é desejado que o contraste não seja absorvido, sendo totalmente eliminado nas fezes. A eventual absorção de íons  $\text{Ba}^{2+}$ , porém, pode levar a reações adversas ainda nas primeiras horas após sua administração, como vômito, cólicas, diarreia, tremores, crises convulsivas e até mesmo a morte.

(PEREIRA, L, F. Entenda o caso da intoxicação por Celobar. Disponível em: [www.unifesp.br](http://www.unifesp.br).

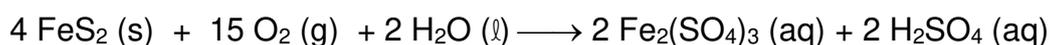
Acesso em: 20 nov. 2013 - adaptado)

Para garantir a segurança do paciente que fizer uso do contraste, deve-se preparar essa suspensão em:

- A) água destilada.
- B) soro fisiológico.
- C) solução de cloreto de bário,  $\text{BaCl}_2$ .
- D) solução de sulfato de bário,  $\text{BaSO}_4$ .
- E) solução de sulfato de potássio,  $\text{K}_2\text{SO}_4$

**20.** (Enem 2013) A formação frequente de grandes volumes de pirita ( $\text{FeS}_2$ ) em uma variedade de depósitos minerais favorece a formação de soluções ácidas ferruginosas, conhecidas como “drenagem ácida de minas”. Esse fenômeno tem

sido bastante pesquisado pelos cientistas e representa uma grande preocupação entre os impactos da mineração no ambiente. Em contato com oxigênio, a 25°C, a pirita sofre reação, de acordo com a equação química:



FIGUEIREDO, B. R. *Minérios e ambiente*. Campinas: Unicamp, 2000.

Para corrigir os problemas ambientais causados por essa drenagem, a substância mais recomendada a ser adicionada ao meio é o

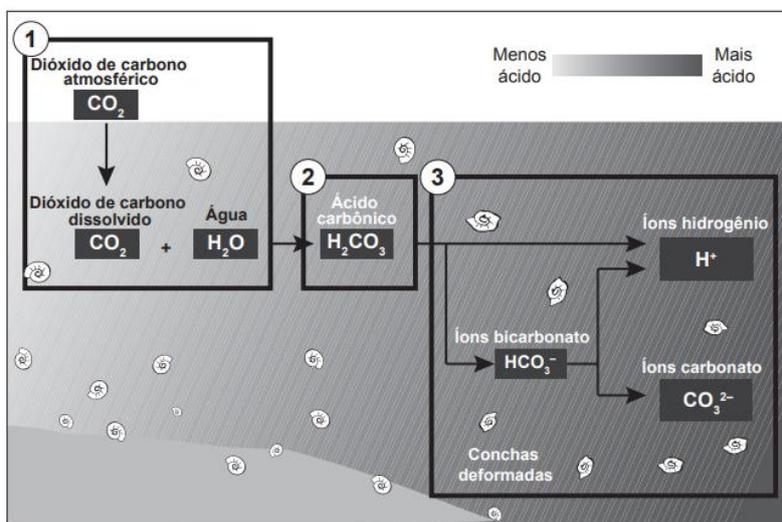
- A) sulfeto de sódio.
- B) cloreto de amônio.
- C) dióxido de enxofre.
- D) dióxido de carbono.
- E) carbonato de cálcio.

**21.** (Enem 2014) Visando minimizar impactos ambientais, a legislação brasileira determina que resíduos químicos lançados diretamente no corpo receptor tenham pH entre 5,0 e 9,0. Um resíduo líquido aquoso gerado em um processo industrial tem concentração de íons hidroxila igual a  $1 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$ . Para atender a legislação, um químico separou as seguintes substâncias, disponibilizadas no almoxarifado da empresa:  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{OH}$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ , e  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .

Para que o resíduo possa ser lançado diretamente no corpo receptor, qual substância poderia ser empregada no ajuste do pH?

- A)  $\text{CH}_3\text{COOH}$
- B)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$
- C)  $\text{CH}_3\text{OH}$
- D)  $\text{K}_2\text{CO}_3$
- E)  $\text{NH}_4\text{Cl}$

22. (Enem 2014) Parte do gás carbônico da atmosfera é absorvida pela água do mar. O esquema representa reações que ocorrem naturalmente, em equilíbrio, no sistema ambiental marinho. O excesso de dióxido de carbono na atmosfera pode afetar os recifes de corais.



Disponível em: <http://news.bbc.co.uk>. Acesso em: 20 maio 2014 (adaptado)

O resultado desse processo nos corais é o(a)

- A) seu branqueamento, levando à sua morte e extinção.
- B) excesso de fixação de cálcio, provocando calcificação indesejável.
- C) menor incorporação de carbono, afetando seu metabolismo energético.

- D) estímulo da atividade enzimática, evitando a descalcificação dos esqueletos.
- E) dano à estrutura dos esqueletos calcários, diminuindo o tamanho das populações.

**23.** (Enem 2015) 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 fenolftaleína. 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 fenolftaleína.
- 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.

**24.** (Enem 2016) Após seu desgaste completo, os pneus podem ser queimados para a geração de energia. Dentre os gases gerados na combustão completa da borracha vulcanizada, alguns são poluentes e provocam a 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	$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$1,3 \times 10^{-10}$
Piridina	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+ + \text{OH}^-$	$1,7 \times 10^{-9}$
Metilamina	$\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	$4,4 \times 10^{-4}$
Hidrogenofosfato de potássio	$\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{OH}^-$	$2,8 \times 10^{-2}$
Hidrogenosulfato de potássio	$\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$	$3,1 \times 10^{-2}$

Dentre as substâncias listadas no quadro, aquela capaz de remover com maior eficiência os gases poluentes é o(a)

- A) fenol.
- B) piridina.
- C) metilamina.
- D) hidrogenofosfato de potássio.
- E) hidrogenosulfato de potássio.

**25.** (Enem 2016) As águas dos oceanos apresentam uma alta concentração de íons e pH entre 8,0 e 8,3. Dentre esses íons estão em equilíbrio as espécies carbonato ( $\text{CO}_3^{2-}$ ) e bicarbonato ( $\text{HCO}_3^-$ ), representado pela equação química:



As águas dos rios, ao contrário, apresentam concentrações muito baixas de íons e substâncias básicas, com um pH em torno de 6. A alteração significativa do pH das águas dos rios e oceanos pode mudar suas composições químicas, por precipitação de espécies dissolvidas ou redissolução de espécie presente nos sólidos suspensos ou nos sedimentos.

A composição dos oceanos é menos afetada pelo lançamento de efluentes ácidos, pois os oceanos:

- A) contêm grande quantidade de cloreto de sódio.
- B) contêm um volume de água pura menor que o dos rios.
- C) possuem pH ácido, não sendo afetados pela adição de outros ácidos.
- D) têm a formação dos íons carbonato favorecida pela adição de ácido.
- E) apresentam um equilíbrio entre os íons carbonato e bicarbonato, que atuam como sistema-tampão.

**UNIDADE 8**

**REAÇÕES REDOX**

## Conhecendo uma reação redox

Quando se deixa uma fruta descascada, como banana, maçã, abacate, pera exposta ao ar, verifica-se que ocorre seu escurecimento após certo tempo. Um prego também sofre modificações em sua estrutura, ou seja, ele enferruja, ao ficar em contato com ar e umidade. Esses fenômenos químicos fazem parte de um grupo de reações classificadas como **reações redox**, que também ocorrem em outras situações como combustão, fotossíntese, fermentação, respiração, metabolismo de alimentos e obtenção de metais a partir de minérios.

Mas, o que é uma reação redox?

Para entender esse seu significado, considere o exemplo da reação entre o ferro presente numa palha de aço e o sulfato de cobre II em solução aquosa. Quando a palha de aço é colocada em contato com uma solução aquosa azulada de sulfato de cobre II ( $\text{CuSO}_4$ ), ocorre uma reação conforme se observa na figura a seguir.



Marcelo Pinheiro

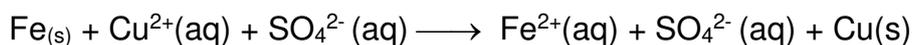
Reação entre ferro e sulfato de cobre II.

Observe que, depois de um tempo, ocorre a deposição de cobre metálico (Cu) sobre a palha de aço e a cor da solução fica mais clara.

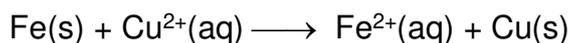
A equação química que representa a reação descrita é a seguinte:



Ela também pode ser escrita na forma iônica:



Como o íon  $\text{SO}_4^{2-}$  não participa da reação, pois ele permanece da mesma forma em ambos os lados da equação, ele é denominado **íon espectador** e pode ser retirado da equação, ficando da seguinte forma:



Outra representação é indicar que ferro e cobre metálicos têm Nox igual a zero:



Nessa reação química, verifica-se que o Nox do ferro aumentou e o do cobre diminuiu.

Em muitas reações químicas um ou mais elementos mudam seu número de oxidação, ou seja, apresentam um valor de número de oxidação (Nox) quando fazem parte dos reagentes e outro valor de número de oxidação quando fazem parte dos produtos. Isso ocorre devido à perda ou ganho de um ou mais elétrons que ocorre com esses elementos. O elemento cujo Nox **aumentou** sofreu **oxidação**, ou seja, **perdeu um ou mais elétrons**, e o elemento cujo Nox diminuiu, sofreu **redução**, ou seja, **ganhou um ou mais elétrons** provenientes do elemento que oxidou. Esse tipo de reação é denominado **reação de oxidação-redução** ou **reação de oxirredução** ou simplesmente **reação redox**.

Portanto, numa reação redox ocorre transferência de elétrons do elemento que sofre **oxidação** (perda de elétrons) para o elemento que sofre **redução** (ganho de elétrons).

A espécie química (substância ou íon) reagente que contém o elemento que sofreu **oxidação** é denominada **agente redutor**, pois ela provocou a **redução** de outra espécie química.

A espécie química reagente que contém o elemento que sofreu **redução** é denominada **agente oxidante**, pois ela provocou a **oxidação** de outra espécie química.

Agente redutor	Agente oxidante
sofre oxidação	sofre redução
reduz o outro	oxida o outro

Na reação descrita, cada átomo de ferro sofreu oxidação, perdendo dois elétrons, e cada cátion de cobre sofreu redução, ganhando os dois elétrons do ferro.

Quando a reação é representada pela equação química a seguir, tem-se:

Reação:	$\text{Fe(s)} + \text{CuSO}_4(\text{aq}) \longrightarrow \text{FeSO}_4(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$
Elemento que sofreu oxidação:	Fe
Elemento que sofreu redução:	Cu
Agente redutor:	Fe
Agente oxidante:	$\text{CuSO}_4$

Se a reação for representada na forma iônica, tem-se:

Reação:	$\text{Fe}^0(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}^0(\text{s})$
Elemento que sofreu oxidação:	Fe
Elemento que sofreu redução:	Cu
Agente redutor:	$\text{Fe}^0$
Agente oxidante:	$\text{Cu}^{2+}$

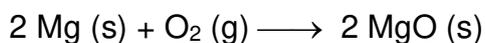
Outro exemplo de reação redox é a combustão de uma fita de magnésio. Ao colocar o magnésio metálico em contato com o fogo ocorre a reação com o gás oxigênio presente no ar, produzindo óxido de magnésio ( $\text{MgO}$ ) e liberando uma forte luz branca.



Marcelo Pinheiro

Combustão de uma fita de magnésio.

Esta reação é usada em fogos de artifício, para produzir faíscas brancas, e pode ser representada pela seguinte equação química:

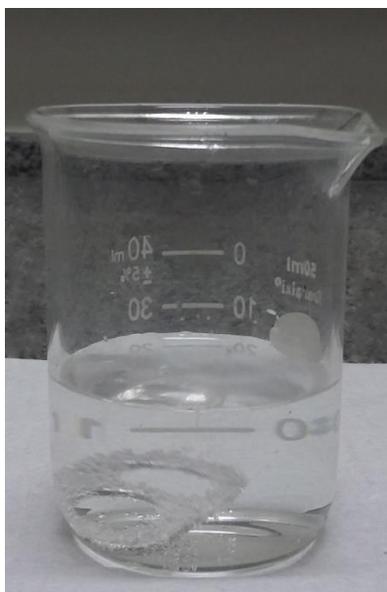


O número de oxidação (Nox) do magnésio metálico (Mg) e do oxigênio (O) é igual a zero, pois fazem parte de substâncias simples. No óxido de magnésio (MgO), o Mg tem Nox igual a +2 e o O tem Nox igual a -2. Portanto, o **magnésio** sofreu uma **oxidação** (aumento do Nox de 0 para +2), logo o **Mg** atuou como **agente redutor**, transferindo seus elétrons perdidos para o **oxigênio**, que sofreu uma **redução** (redução do Nox de 0 para -2). Por sua vez, para sofrer a redução, o oxigênio recebeu os elétrons do magnésio, logo o gás oxigênio(**O<sub>2</sub>**) atua como **agente oxidante**.

Resumindo:

<b>Reação:</b>	<b><math>2 \text{ Mg (s) + O}_2 \text{ (g)} \longrightarrow 2 \text{ MgO (s)}</math></b>
Elemento que sofreu oxidação:	Mg
Elemento que sofreu redução:	O
Agente redutor:	Mg
Agente oxidante:	O <sub>2</sub>

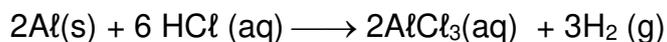
Quando anel de alumínio (Al) é mergulhado em ácido clorídrico (HCl) ocorre uma reação química que pode ser visualizada pelo desprendimento de bolhas de gás hidrogênio (H<sub>2</sub>) e pelo desgaste sofrido pelo anel.



Marcelo Pinheiro

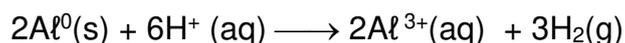
Reação entre alumínio e ácido clorídrico.

A equação química que representa essa reação é a seguinte:



Essa reação também é classificada como reação de simples troca. Aliás, toda reação de simples troca é uma reação redox.

A mesma equação pode ser representada na forma iônica, omitindo o ânion cloreto (Cl<sup>-</sup>) que é um íon espectador:



O elemento **alumínio** sofreu uma **oxidação** (seu Nox mudou de 0 para +3), logo o **Al<sup>0</sup>** atuou como **agente redutor**. O **elemento hidrogênio** sofreu uma **redução** (seu Nox mudou de +1 para 0), logo o **H<sup>+</sup>** (ou **HCl**) agiu como **agente oxidante**.

Resumindo:

<b>Reação:</b>	<b><math>2Al(s) + 6 HCl(aq) \longrightarrow 2AlCl_3(aq) + 3H_2(g)</math></b>
Elemento que sofreu oxidação:	Al
Elemento que sofreu redução:	H
Agente redutor:	Al
Agente oxidante:	HCl

Se a reação for representada na forma iônica:

<b>Reação:</b>	$2Al^0(s) + 6H^+(aq) \longrightarrow 2Al^{3+}(aq) + 3H_2(g)$
Elemento que sofreu oxidação:	Al
Elemento que sofreu redução:	H
Agente redutor:	$Al^0$
Agente oxidante:	$H^+$

## Balanceamento de equações redox

Uma equação química redox não pode ser balanceada pelo método das tentativas, pois ao se equilibrar uma equação desse tipo deve-se considerar que o número de elétrons perdidos pelo agente redutor é igual ao número de elétrons ganhos pelo agente oxidante.

Para balancear uma reação redox, pode-se utilizar uma técnica que é dividida em alguns passos:

**Passo 1:** determinar o Nox de cada elemento antes e depois da reação e identificar aqueles que sofreram alteração de Nox;

**Passo 2:** calcular a variação total ( $\Delta$ ) do Nox do elemento que sofreu redução e do elemento que sofreu oxidação, da seguinte maneira:

$$\Delta_{\text{red}} = \left( \begin{array}{l} \text{variação do Nox} \\ \text{do elemento que reduziu} \end{array} \right) \cdot \left( \begin{array}{l} \text{maior número de átomos do} \\ \text{elemento cujo nox reduziu na fórmula como} \\ \text{reagente ou produto} \end{array} \right)$$

$$\Delta_{\text{oxi}} = \left( \begin{array}{l} \text{variação do Nox} \\ \text{do elemento que oxidou} \end{array} \right) \cdot \left( \begin{array}{l} \text{maior número de átomos do} \\ \text{elemento cujo nox aumentou na fórmula como} \\ \text{reagente ou produto} \end{array} \right)$$

**Passo 3:** simplificar os valores de  $\Delta_{\text{red}}$  e  $\Delta_{\text{oxi}}$ , caso possível;

**Passo 4:** utilizar o  $\Delta_{\text{red}}$  como coeficiente da fórmula (ou símbolo, no caso de substância ou íons monoatômicos) que possui o **elemento que oxidou** e que possui maior quantidade de átomos desse elemento;

**Passo 5:** utilizar o  $\Delta_{\text{oxi}}$  como coeficiente da fórmula (ou símbolo, no caso de substância ou íons monoatômicos) que possui o **elemento que reduziu** e que possui maior quantidade de átomos desse elemento.

**Passo 6:** prosseguir o balanceamento com as regras do método por tentativas.

Os procedimentos realizados nos 4º e 5º passos, servem para igualar o número de elétrons perdidos pelo elemento que oxidou e recebidos pelo elemento que reduziu.

**Atenção!**

No caso do balanceamento de equação envolvendo íons (equação iônica), além do ajuste das quantidades de cada elemento químico, o somatório das cargas dos íons deve ser igual em ambos os lados da equação.

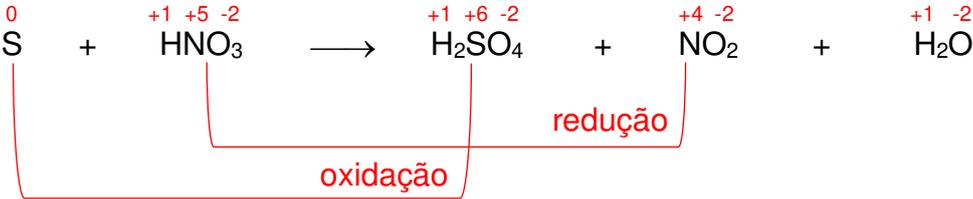
A seguir, alguns exemplos de balanceamento de equações pelo método redox.

**Exemplo 1:**



**Resolução:**

**Passo 1:** calculando-se os números de oxidação de todos os elementos, observa-se que o nitrogênio (N) sofreu redução e o enxofre (S) sofreu oxidação.



**Passo 2:**

**N:** reduziu de +5 para +4, logo  $\Delta_{\text{red}} = (5-4).1 = 1$

**S:** oxidou de 0 para +6, logo  $\Delta_{\text{oxi}} = (6-0).1 = 6$

**Passo 3:** não é possível simplificar os valores de  $\Delta_{\text{red}}$  e  $\Delta_{\text{oxi}}$ .

**Passo 4:** o valor de  $\Delta_{\text{red}}$  pode ser colocado na frente do S e do  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , pois o número de átomos de S é o mesmo em ambas as espécies;

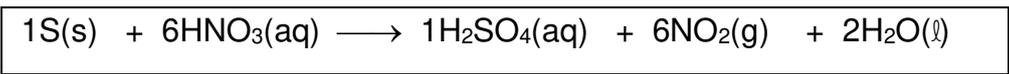


**Passo 5:** o valor de  $\Delta_{\text{oxi}}$  pode ser colocado na frente do  $\text{HNO}_3$  e do  $\text{NO}_2$ , pois o número de átomos de N é o mesmo em ambas as espécies;



**Passo 6:** os elementos hidrogênio(H) e oxigênio(O) devem ser balanceados nessa ordem segundo as regras do método das tentativas (ver o livro de Química Geral para o Enem).

Como no lado esquerdo da equação química há 6 átomos de H, e do lado direito já tem 2 átomos de H no  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , ainda faltam 4 átomos de H no lado direito. Isso é acertado colocando-se o coeficiente 2 na frente da  $\text{H}_2\text{O}$ .



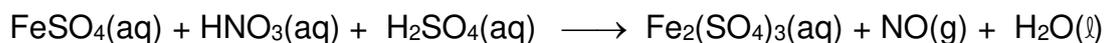
Observe que a equação já está balanceada, pois há 18 átomos de oxigênio em ambos os lados da equação.

O agente redutor é o S e o agente oxidante é o HNO<sub>3</sub>. Convém ressaltar que o nitrogênio no HNO<sub>3</sub> está em seu maior estado de oxidação (+5), logo ele sofreu uma redução.

O quadro a seguir apresenta o maior valor de Nox para os elementos das principais famílias da tabela periódica que apresentam variação de Nox:

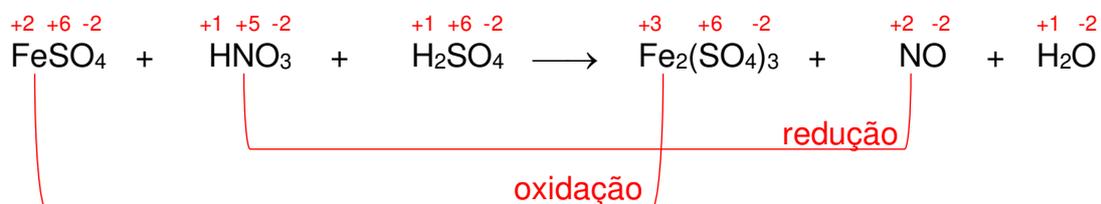
<b>Família</b>	14	15	16	17
<b>Maior valor de Nox</b>	+4	+5	+6	+7

**Exemplo 2:**



**Resolução:**

**Passo 1:** calculando-se os números de oxidação de todos os elementos, observa-se que o nitrogênio (N) sofreu redução e o ferro (Fe) sofreu oxidação.



**Passo 2:**

**N:** reduziu de +5 para +2, logo  $\Delta_{\text{red}} = (5-2).1 = 3$

**Fe:** oxidou de +2 para +3, logo  $\Delta_{\text{oxi}} = (3-2).2 = 2$

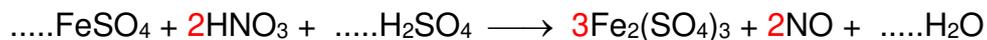
Observe que no  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  há 2 átomos de ferro, por isso o  $\Delta_{\text{oxi}}$  deve ser multiplicado por 2.

**Passo 3:** não é possível simplificar os valores de  $\Delta_{\text{red}}$  e  $\Delta_{\text{oxi}}$ .

**Passo 4:** o valor de  $\Delta_{\text{red}}$  deve ser colocado na frente do  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ , pois há mais átomos de ferro nessa fórmula.



**Passo 5:** o valor de  $\Delta_{\text{oxi}}$  pode ser colocado na frente do  $\text{HNO}_3$  e do  $\text{NO}$ , pois o número de átomos de N é o mesmo em ambas as espécies.



**Passo 6:** os elementos ferro (Fe), enxofre(S), hidrogênio(H) e oxigênio(O) devem ser balanceados nessa ordem segundo as regras do método das tentativas.

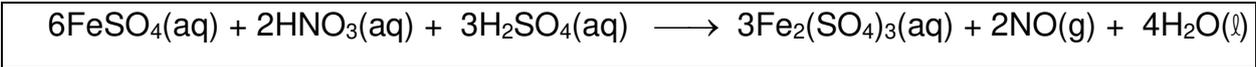
Como no lado esquerdo da equação química há 1 átomo de Fe e do lado direito há 6 átomos desse elemento, coloca-se o coeficiente 6 na frente do  $\text{FeSO}_4$  para ajustar o Fe.



Como no lado direito da equação há 9 átomos de enxofre, e no lado esquerdo há 6 átomos desse elemento ( $6 \text{FeSO}_4$ ) e do lado direito há 9 átomos desse elemento, coloca-se o coeficiente 3 na frente do  $\text{H}_2\text{SO}_4$  para ajustar o S.

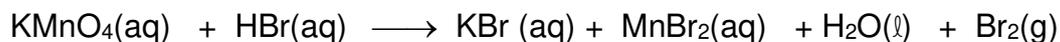


No lado esquerdo da equação química há 8 átomos de H ( $2\text{HNO}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4$ ), então colocando-se o coeficiente 4 na frente da  $\text{H}_2\text{O}$ , ajusta-se o H.

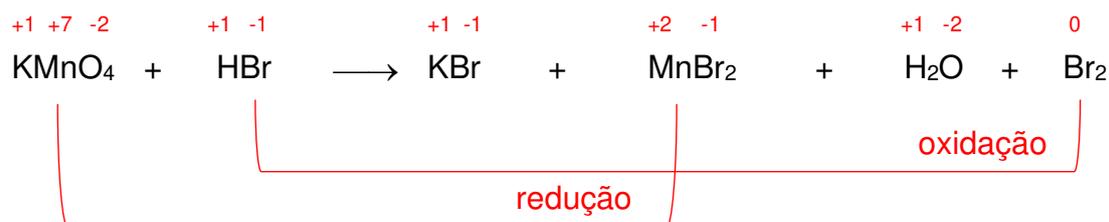


Observe que a equação já está balanceada, pois há 42 átomos de oxigênio em ambos os lados da equação.

O agente redutor é o  $\text{FeSO}_4$  e o agente oxidante é o  $\text{HNO}_3$ .

**Exemplo 3:****Resolução:**

**Passo 1:** calculando-se os números de oxidação de todos os elementos, observa-se que o manganês (Mn) sofreu redução e o bromo (Br) sofreu oxidação.

**Passo 2:**

**Mn:** reduziu de +7 para +2, logo  $\Delta_{\text{red}} = (7-2) \cdot 1 = 5$

**Br:** oxidou de -1 para 0, logo  $\Delta_{\text{oxi}} = (0 - (-1)) \cdot 2 = 2$

Observe que no  $\text{Br}_2$  há 2 átomos de cloro, por isso o  $\Delta_{\text{oxi}}$  deve ser multiplicado por 2.

**Passo 3:** não é possível simplificar os valores de  $\Delta_{\text{red}}$  e  $\Delta_{\text{oxi}}$ .

**Passo 4:** o valor de  $\Delta_{\text{red}}$  deve ser colocado na frente do  $\text{Br}_2$ , pois há mais átomos de bromo nessa fórmula.



**Passo 5:** o valor de  $\Delta_{\text{oxi}}$  pode ser colocado na frente do  $\text{KMnO}_4$  e do  $\text{MnBr}_2$ , pois o número de átomos de Mn é o mesmo em ambas as espécies.



**Passo 6:** os elementos potássio (K), bromo (Br), hidrogênio(H) e oxigênio(O) devem ser balanceados nessa ordem segundo as regras do método das tentativas.

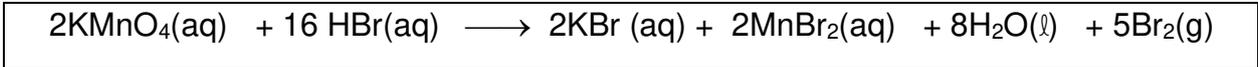
Como no lado esquerdo da equação química há 2 átomos de K, coloca-se o coeficiente 2 na frente do KBr para ajustar o K.



Como no lado esquerdo da equação há 16 átomos de Br, coloca-se o coeficiente 16 na frente do HBr para ajustar o Br.



No lado esquerdo da equação química há 16 átomos de H, coloca-se o coeficiente 8 na frente da H<sub>2</sub>O para ajustar o H.

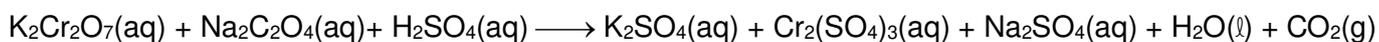


Observe que a equação já está balanceada, pois há 8 átomos de oxigênio em ambos os lados da equação.

FeSO<sub>4</sub>

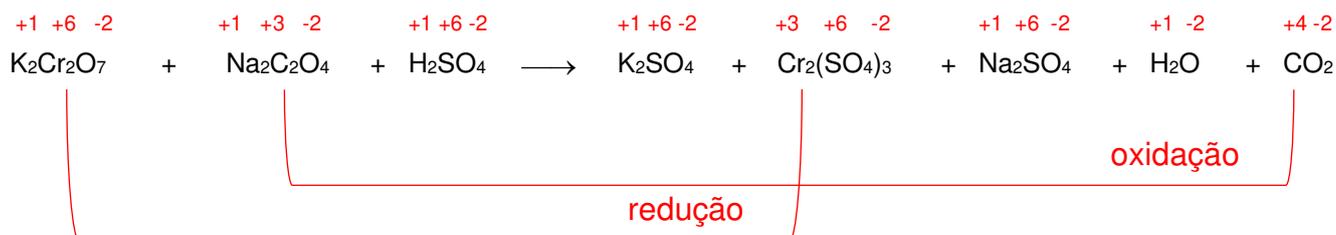
O agente redutor é o HBr e o agente oxidante é o KMnO<sub>4</sub>.

**Exemplo 4:**



**Resolução:**

**Passo 1:** calculando-se os números de oxidação de todos os elementos, observa-se que o crômio (Cr) sofreu redução e o carbono(C) sofreu oxidação.



**Passo 2:**

**Cr:** reduziu de +6 para +3, logo  $\Delta_{\text{red}} = (6-3).2 = 6$

Observe que no  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  e no  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  há 2 átomos de crômio, por isso o  $\Delta_{\text{red}}$  deve ser multiplicado por 2.

**C:** oxidou de +3 para +4, logo  $\Delta_{\text{oxi}} = (4-3).2 = 2$

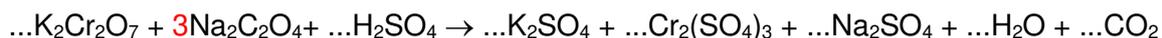
Observe que no  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$  há 2 átomos de carbono, por isso o  $\Delta_{\text{oxi}}$  deve ser multiplicado por 2.

**Passo 3:** os valores de  $\Delta_{\text{red}}$  e  $\Delta_{\text{oxi}}$  podem ser simplificados por 2, logo:

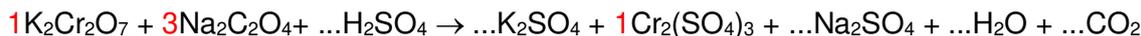
$$\Delta_{\text{red}} = 3$$

$$\Delta_{\text{oxi}} = 1$$

**Passo 4:** o valor de  $\Delta_{\text{red}}$  deve ser colocado na frente do  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ , pois há mais átomos de carbono nessa fórmula.

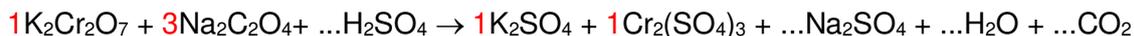


**Passo 5:** o valor de  $\Delta_{\text{oxi}}$  pode ser colocado na frente do  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  e do  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ , pois o número de átomos de Cr é o mesmo em ambas as espécies.



**Passo 6:** os elementos potássio (K), sódio (Na), enxofre(S), carbono (C), hidrogênio(H) e oxigênio(O) devem ser balanceados nessa ordem segundo as regras do método das tentativas.

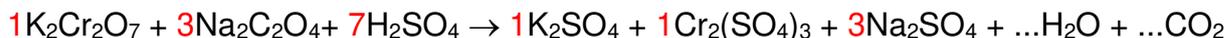
Como no lado esquerdo da equação química há 2 átomos de K, coloca-se o coeficiente 1 na frente do  $\text{K}_2\text{SO}_4$  para ajustar o K.



Como no lado esquerdo da equação química há 6 átomos de Na, coloca-se o coeficiente 3 na frente do  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  para ajustar o Na.



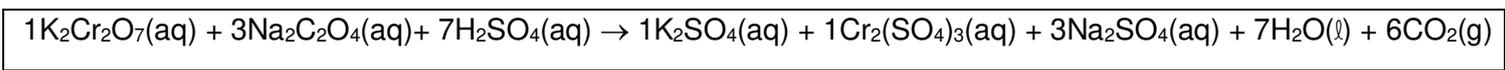
Como no lado direito da equação química há 7 átomos de S, coloca-se o coeficiente 7 na frente do  $\text{H}_2\text{SO}_4$  para ajustar o S.



Como no lado esquerdo da equação há 6 átomos de C, coloca-se o coeficiente 6 na frente do  $\text{CO}_2$  para ajustar o C.



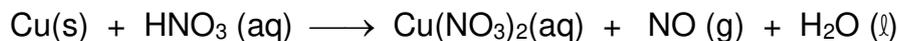
No lado esquerdo da equação química há 14 átomos de H, coloca-se o coeficiente 7 na frente da H<sub>2</sub>O para ajustar o H.



Observe que a equação já está balanceada, pois há 47 átomos de oxigênio em ambos os lados da equação.

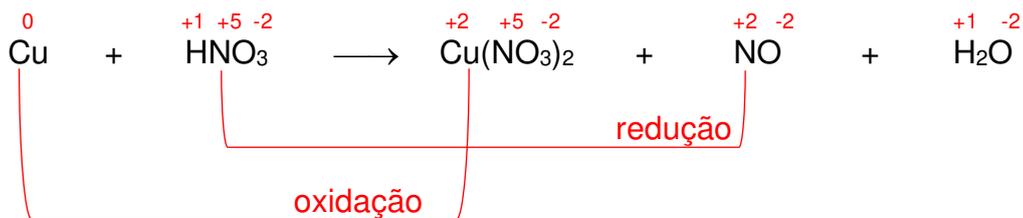
O agente redutor é o Na<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub> e o agente oxidante é o K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>.

**Exemplo 5:**



**Resolução:**

**Passo 1:** calculando-se os números de oxidação de todos os elementos, observa-se que o nitrogênio(N) sofreu redução e o cobre (Cu) sofreu oxidação.



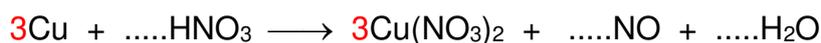
**Passo 2:**

**N:** reduziu de +5 para +2, logo  $\Delta_{\text{red}} = (5-2) \cdot 1 = 3$

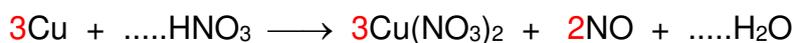
**Cu:** oxidou de 0 para +2, logo  $\Delta_{\text{oxi}} = (2-0) \cdot 1 = 2$

**Passo 3:** os valores de  $\Delta_{\text{red}}$  e  $\Delta_{\text{oxi}}$  não podem ser simplificados.

**Passo 4:** o valor de  $\Delta_{\text{red}}$  deve ser colocado na frente do Cu e do  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ , pois o número de átomos de Cu é o mesmo em ambas as espécies.

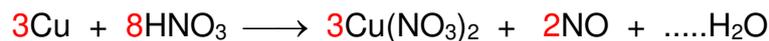


**Passo 5:** o valor de  $\Delta_{\text{oxi}}$  pode ser colocado na frente somente NO, pois apesar de ter o mesmo número de átomos de N no  $\text{HNO}_3$  e no NO, se o coeficiente 2 for colocado na frente do  $\text{HNO}_3$ , não será mais possível balancear a equação, pois já há 6 átomos de N no  $3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ . Então:

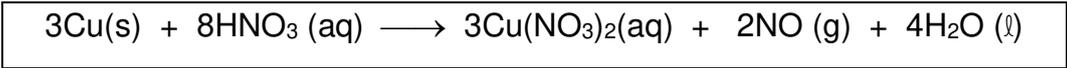


**Passo 6:** os elementos nitrogênio (N), hidrogênio(H) e oxigênio(O) devem ser balanceados nessa ordem segundo as regras do método das tentativas.

Como no lado direito da equação química há 8 átomos de N, coloca-se o coeficiente 8 na frente do  $\text{HNO}_3$  para ajustar o N.



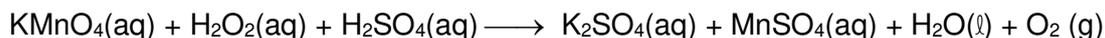
No lado esquerdo da equação química há 8 átomos de H, coloca-se o coeficiente 4 na frente da H<sub>2</sub>O para ajustar o H.



Observe que a equação já está balanceada, pois há 24 átomos de oxigênio em ambos os lados da equação.

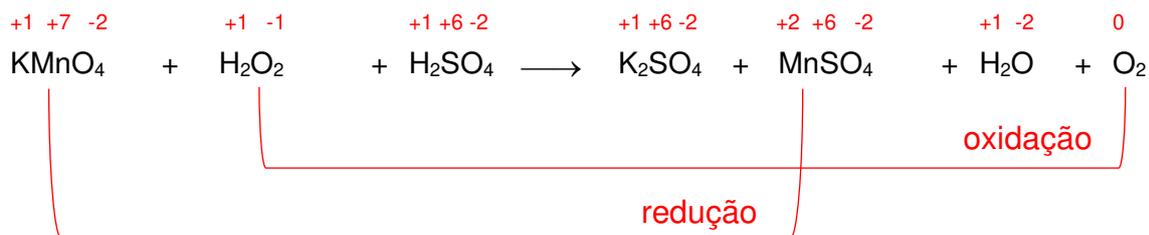
O agente redutor é o Cu e o agente oxidante é o HNO<sub>3</sub>.

### Exemplo 6:



### Resolução:

**Passo 1:** calculando-se os números de oxidação de todos os elementos, observa-se que manganês (Mn) sofreu redução e o oxigênio(O) sofreu oxidação. Quando o peróxido de hidrogênio (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>) é reagente de uma reação redox, o gás oxigênio produzido é proveniente apenas da oxidação do oxigênio do H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>.



**Passo 2:**

**Mn:** reduziu de +7 para +2, logo  $\Delta_{\text{red}} = (7-2).1 = 5$

**O:** oxidou de -1 para 0, logo  $\Delta_{\text{oxi}} = (0 - (-1)).2 = 2$

Observe que no H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> e no O<sub>2</sub> há 2 átomos de oxigênio, por isso o  $\Delta_{\text{oxi}}$  deve ser multiplicado por 2.

**Passo 3:** os valores de  $\Delta_{\text{red}}$  e  $\Delta_{\text{oxi}}$  não podem ser simplificados.

**Passo 4:** o valor de  $\Delta_{\text{red}}$  deve ser colocado na frente do H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> e do O<sub>2</sub>, pois o número de átomos de O é o mesmo em ambas as espécies.

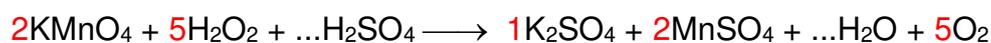


**Passo 5:** o valor de  $\Delta_{\text{oxi}}$  pode ser colocado na frente do KMnO<sub>4</sub> e do MnSO<sub>4</sub>, pois o número de átomos de Mn é o mesmo em ambas as espécies.



**Passo 6:** os elementos potássio (K), enxofre(S), hidrogênio(H) e oxigênio(O) devem ser balanceados nessa ordem segundo as regras do método das tentativas.

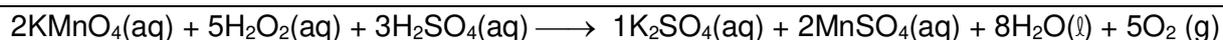
Como no lado esquerdo da equação química há 2 átomos de K, coloca-se o coeficiente 1 na frente do  $K_2SO_4$  para ajustar o K.



Como no lado direito da equação química há 3 átomos de S, coloca-se o coeficiente 3 na frente do  $H_2SO_4$  para ajustar o S.



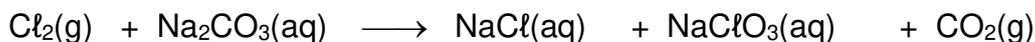
No lado esquerdo da equação química há 16 átomos de H, coloca-se o coeficiente 8 na frente da  $H_2O$  para ajustar o H.



Observe que a equação já está balanceada, pois há 47 átomos de oxigênio em ambos os lados da equação.

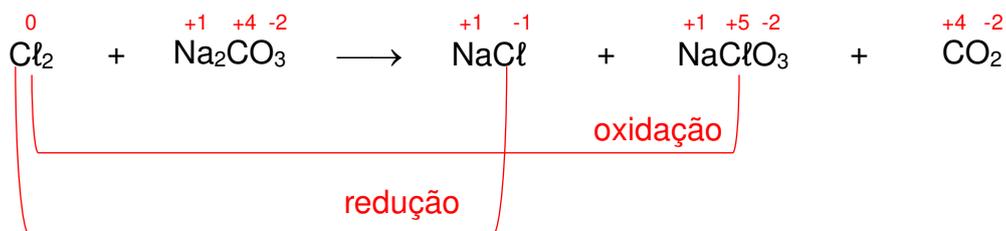
O agente redutor é o  $H_2O_2$  e o agente oxidante é o  $KMnO_4$ .

**Exemplo 7:**



**Resolução:**

**Passo 1:** calculando-se os números de oxidação de todos os elementos, observa-se que cloro (Cl) sofreu oxidação e redução.



**Passo 2:**

Cl: reduziu de 0 para -1, logo  $\Delta_{\text{red}} = (0 - (-1)) \cdot 2 = 2$

Cl: oxidou de 0 para +5, logo  $\Delta_{\text{oxi}} = (5 - 0) \cdot 2 = 10$

Note que há 2 átomos de cloro no  $\text{Cl}_2$  e que foi utilizado tanto para o cálculo de  $\Delta_{\text{red}}$  e  $\Delta_{\text{oxi}}$ , logo não há necessidade de multiplicar as variações de Nox por 2, pois os valores terão que ser simplificados novamente.

**Passo 3:** os valores de  $\Delta_{\text{red}}$  e  $\Delta_{\text{oxi}}$  devem ser simplificados por 2, resultando em:

$$\Delta_{\text{red}} = 1$$

$$\Delta_{\text{oxi}} = 5$$

**Passo 4:** os valores de  $\Delta_{\text{red}}$  e  $\Delta_{\text{oxi}}$  só podem ser usados como coeficientes do  $\text{NaClO}_3$  e  $\text{NaCl}$ , respectivamente, pois o no lado direito da equação química somente o elemento cloro do  $\text{Cl}_2$  sofreu redução e oxidação.

O valor de  $\Delta_{\text{red}}$  deve ser colocado na frente do  $\text{NaClO}_3$ , pois do  $\text{Cl}_2$  para o  $\text{NaClO}_3$  ocorreu a oxidação do cloro.



**Passo 5:** O valor de  $\Delta_{\text{oxi}}$  deve ser colocado na frente do  $\text{NaCl}$ , pois do  $\text{Cl}_2$  para o  $\text{NaCl}$  ocorreu a redução do cloro.



**Passo 6:** os elementos sódio (Na), cloro (Cl), carbono (C) e oxigênio(O), devem ser balanceados nessa ordem segundo as regras do método das tentativas.

Como no lado esquerdo da equação química há 6 átomos de Na, coloca-se o coeficiente 3 na frente do  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  para ajustar o Na.



Como no lado esquerdo da equação química há 6 átomos de Cl, coloca-se o coeficiente 3 na frente do Cl<sub>2</sub> para ajustar o Cl.



No lado esquerdo da equação química há 3 átomos de C, coloca-se o coeficiente 3 na frente do CO<sub>2</sub> para se ajustar o C.



Observe que a equação já está balanceada, pois há 9 átomos de oxigênio em ambos os lados da equação.

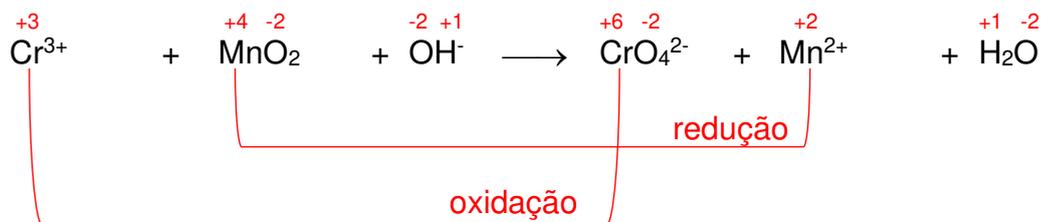
O agente redutor é o Cl<sub>2</sub> e o agente oxidante também é o Cl<sub>2</sub>.

**Exemplo 8:**



**Resolução:**

**Passo 1:** calculando-se os números de oxidação de todos os elementos, observa-se que manganês (Mn) sofreu redução e o crômio(Cr) sofreu oxidação.



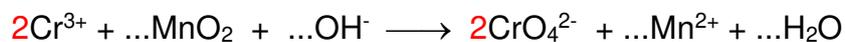
**Passo 2:**

**Mn:** reduziu de +4 para +2, logo  $\Delta_{\text{red}} = (4-2).1 = 2$

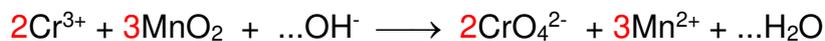
**Cr:** oxidou de +3 para +6, logo  $\Delta_{\text{oxi}} = (6-3).1 = 3$

**Passo 3:** os valores de  $\Delta_{\text{red}}$  e  $\Delta_{\text{oxi}}$  não podem ser simplificados.

**Passo 4:** o valor de  $\Delta_{\text{red}}$  deve ser colocado na frente do  $\text{Cr}^{3+}$  e do  $\text{CrO}_4^{2-}$ , pois o número de átomos de Cr é o mesmo em ambas as espécies.

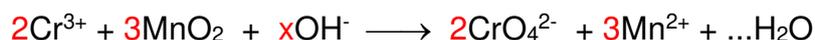


**Passo 5:** o valor de  $\Delta_{\text{oxi}}$  deve ser colocado na frente do  $\text{MnO}_2$  e do  $\text{Mn}^{2+}$ , pois o número de átomos e cátions de Mn é o mesmo em ambas as espécies.



**Passo 6:** os elementos hidrogênio(H) e oxigênio(O) devem ser balanceados nessa ordem segundo as regras do método das tentativas.

O problema é que o hidrogênio não está ajustado no lado direito e nem no lado esquerdo da equação química. O mesmo vale para o oxigênio. Para resolver esse impasse, deve-se saber que o somatório das cargas dos íons deve ser igual em ambos os lados da equação. Então, coloca-se uma variável  $x$  como coeficiente estequiométrico da hidroxila ( $\text{OH}^-$ ):



- Somatório das cargas dos íons do lado esquerdo da equação:

$$2 \cdot (+3) + x \cdot (-1) = 6 - x$$

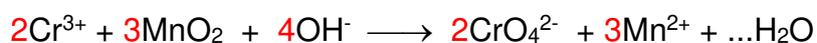
- Somatório das cargas dos íons do lado direito da equação:

$$2 \cdot (-2) + 3 \cdot (+2) = -4 + 6 = +2$$

Como o somatório das cargas dos íons deve ser igual em ambos os lados da equação:

$$6-x = 2 \quad \therefore -x = 2 - 6 \quad \therefore -x = -4 \quad \therefore \mathbf{x = 4}$$

Substituindo o valor de  $x$  na equação, tem-se:



No lado esquerdo da equação química há 4 átomos de H, coloca-se o coeficiente 2 na frente da  $\text{H}_2\text{O}$  para ajustar o H.



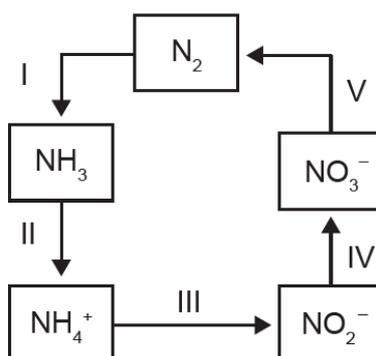
Observe que a equação já está balanceada, pois há 10 átomos de oxigênio em ambos os lados da equação.

O agente redutor é o  $\text{Cr}^{3+}$  e o agente oxidante é o  $\text{MnO}_2$ .

## QUESTÕES DO ENEM – UNIDADE 8

Questões e imagens retiradas das provas disponibilizadas no *site* do Inep (<http://www.inep.gov.br>).

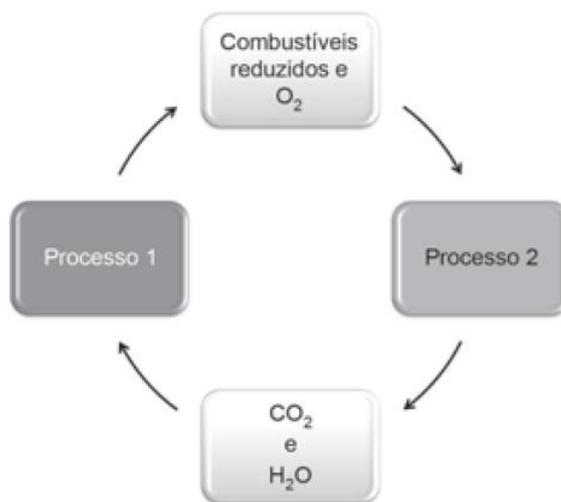
1. (Enem 2014) A aplicação excessiva de fertilizantes nitrogenados na agricultura pode acarretar alterações no solo e na água pelo acúmulo de compostos nitrogenados, principalmente a forma mais oxidada, favorecendo a proliferação de algas e plantas aquáticas e alterando o ciclo do nitrogênio, representado no esquema. A espécie nitrogenada mais oxidada tem sua quantidade controlada por ação de microrganismos que promovem a reação de redução dessa espécie, no processo denominado desnitrificação.



O processo citado está representado na etapa

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

2. (Enem 2018) As células e os organismos precisam realizar trabalho para permanecerem vivos e se reproduzirem. A energia metabólica necessária para a realização desse trabalho é oriunda da oxidação de combustíveis, gerados no ciclo do carbono, por meio de processos capazes de interconverter diferentes formas da energia.



NELSON, D. L.; COX, M. M. **Lehninger**: princípios de bioquímica. São Paulo: Sarvier, 2002 (adaptado).

Nesse ciclo, a formação de combustíveis está vinculada à conversão de energia

- A) térmica em cinética.
- B) química em térmica.
- C) eletroquímica em calor.
- D) cinética em eletromagnética.
- E) eletromagnética em química.

3. (Enem 2018) O sulfeto de mercúrio (II) foi usado como pigmento vermelho para pinturas de quadros e murais. Esse pigmento, conhecido como *vermilion*,

escurece com o passar dos anos, fenômeno cuja origem é alvo de pesquisas. Aventou-se a hipótese de que o *vermilion* seja decomposto sob a ação da luz, produzindo uma fina camada de mercúrio metálico na superfície. Essa reação seria catalisada por íon cloreto presente na umidade do ar.

WOGAN, T. *Mercury's Dark Influence on Art*. Disponível em: [www.chemistryworld.com](http://www.chemistryworld.com). Acesso em: 26 abr. 2018 (adaptado).

Segundo a hipótese proposta, o íon cloreto atua na decomposição fotoquímica do *vermilion*

- A) reagindo como agente oxidante.
- B) deslocando o equilíbrio químico.
- C) diminuindo a energia de ativação.
- D) precipitando cloreto de mercúrio.
- E) absorvendo a energia da luz visível.

# UNIDADE 9

# ELETROQUÍMICA

## O que estuda a eletroquímica?

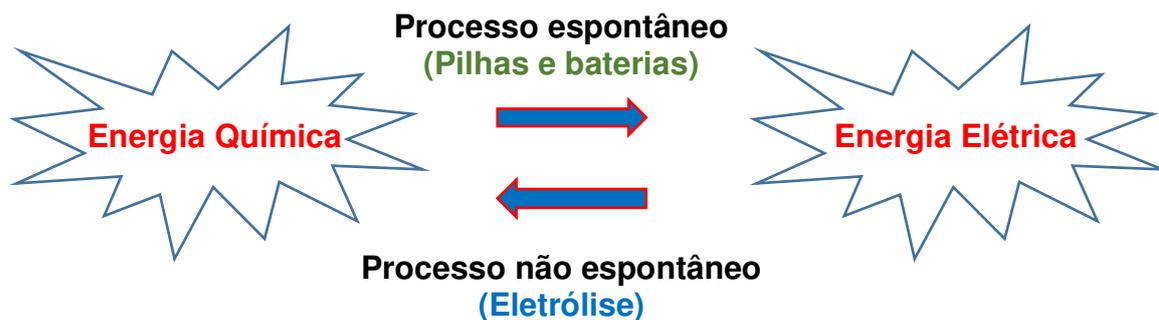
A **eletroquímica** é o ramo da Química que estuda a produção ou o consumo de energia elétrica envolvendo a realização de uma reação de oxirredução (reação redox), processo em que ocorre transferência de elétrons.

Com base na produção ou consumo de energia elétrica, pode-se classificar um sistema redox em:

- Pilha galvânica.
- Sistema eletrolítico.

As **pilhas galvânicas** (ou simplesmente pilhas) são sistemas geradores de corrente elétrica, que é produzida através da realização de uma reação redox espontânea. Um conjunto de pilhas é denominado **bateria**.

**Sistemas eletrolíticos** são aqueles onde a realização de uma reação redox não espontânea é provocada pela passagem de corrente elétrica.



## Pilhas

Em 1800, o físico e químico italiano Alessandro Giuseppe Antonio Anastasio Volta (1745-1827) construiu um equipamento capaz de produzir corrente elétrica continuamente e que foi denominado **pilha de Volta**. Ele empilhou (daí o nome pilha) alternadamente discos de zinco e de cobre, separando-os por pedaços de tecido embebidos em solução de ácido sulfúrico. Um fio de cobre foi utilizado para ligar os discos de zinco e de cobre, colocados na extremidade da pilha e isso provocou uma reação redox, produzindo energia elétrica.



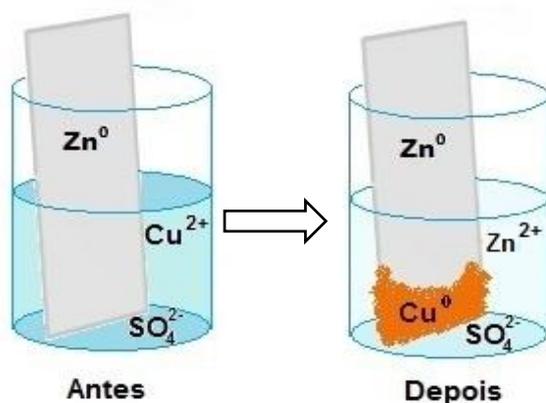
I. GuidoB

Pilha de Alessandro Volta.

Fonte: <https://pt.m.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:VoltaBattery.JPG>

Em 1836, o químico e meteorologista inglês John Frederic Daniell (1790-1845) inventou uma pilha constituída de placas de cobre e zinco interligadas por um fio condutor e imersas em solução de sulfato de cobre II ( $\text{CuSO}_4$ ) e sulfato de zinco ( $\text{ZnSO}_4$ ), respectivamente. Apesar de não haver metais empilhados como no equipamento criado por Volta, este sistema continuou a ser chamado de pilha, a **pilha de Daniell**.

O seu funcionamento se baseia no fato de que ao se colocar uma placa de zinco ( $\text{Zn}$  ou  $\text{Zn}^0$ ) em contato com uma solução aquosa azulada de sulfato de cobre II ( $\text{CuSO}_4$ ), com o tempo se observa a formação de cobre metálico ( $\text{Cu}$  ou  $\text{Cu}^0$ ) sobre a placa de zinco e a solução torna-se incolor.



Lidiane Almeida

Reação entre zinco metálico ( $\text{Zn}^0$ ) e sulfato de cobre II ( $\text{CuSO}_4$ ) em solução aquosa.

O fenômeno citado é uma reação redox que pode ser representada pela equação química a seguir:



Como o íon  $\text{SO}_4^{2-}$  é espectador, ele pode ser desconsiderado e a equação iônica para esta reação é a seguinte:



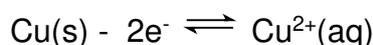
Nessa reação redox ocorre a transferência de elétrons do zinco, que sofre oxidação, para o cobre, que sofre redução.

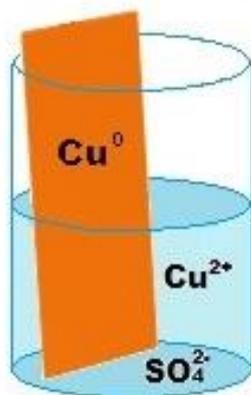
Ao montar a sua pilha, Daniell modificou o sistema fazendo com que os elétrons liberados pelo zinco passassem por um fio condutor antes de chegar ao  $\text{Cu}^{2+}$ . O caminho ordenado desses elétrons no fio é a corrente elétrica gerada pela pilha.

Para se entender o funcionamento da pilha de Daniell, vamos estudar primeiro o significado de potencial de eletrodo.

## Potencial de eletrodo

Quando se coloca uma placa de cobre em contato com uma solução aquosa contendo íons  $\text{Cu}^{2+}$ , depois de certo tempo se estabelece um equilíbrio entre o cobre metálico e os cátions em solução, conforme a equação química:



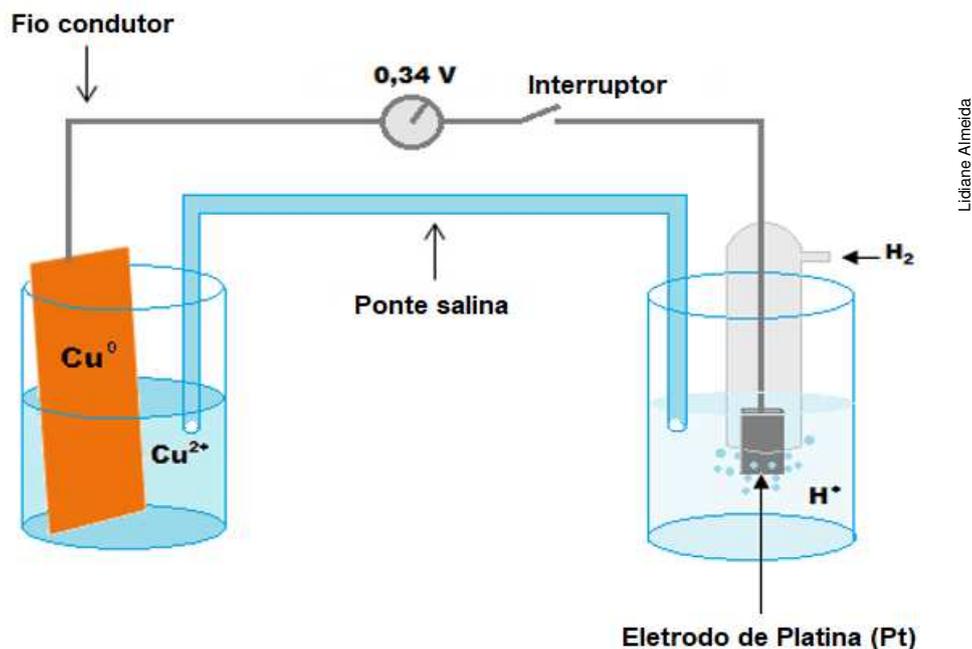


Lidiane Almeida

Placa de cobre mergulhada numa solução de sulfato de cobre II.

O sistema formado pela placa de cobre e a solução aquosa contendo cátions desse metal é denominado eletrodo de cobre.

Ao se ligar esse eletrodo a um eletrodo de hidrogênio, conforme o esquema a seguir, tem-se um sistema chamado pilha, pois nele ocorre uma reação redox que produz energia elétrica. Essa ligação faz com que no eletrodo de cobre haja maior tendência de ocorrer a redução do íon  $\text{Cu}^{2+}$ .



Pilha formada por cobre e gás hidrogênio.

O sistema é montado sob pressão externa de 1atm e temperatura igual a 25°C. No recipiente da esquerda tem-se o eletrodo de cobre, formado por uma placa de cobre mergulhada em uma solução aquosa contendo 1,0mol/L de íons  $\text{Cu}^{2+}$ . No recipiente da direita tem-se o eletrodo de hidrogênio, formado por um tubo de vidro contendo uma placa de platina e gás hidrogênio mergulhado numa solução ácida contendo 1,0mol/L de  $\text{H}^+$ . Os eletrodos estão ligados entre si por um fio condutor. Um tubo no formato de “U” contendo uma solução eletrolítica é denominado ponte salina, que serve para fechar o circuito possibilitando a troca de íons entre os recipientes. O funcionamento da ponte salina será explicado mais adiante.

Ao ligar o interruptor, observa-se que voltímetro acusa uma diferença de potencial elétrico (ddp) de +0,34V, o que indica a presença de corrente elétrica, e que a placa de cobre aumenta de tamanho. Isso ocorre porque os cátions  $\text{Cu}^{2+}$

da solução recebem elétrons provenientes do eletrodo de hidrogênio, que passam pelo fio condutor, e sofrem redução, se transformando em cobre metálico ( $\text{Cu}^0$ ). No outro recipiente ocorre a oxidação do gás hidrogênio produzindo mais íons  $\text{H}^+$  que passam para a solução.

Diante do gás hidrogênio, o cobre reduz porque ele tem maior tendência em atrair elétrons e se reduzir, ou seja, ele possui um maior potencial de sofrer redução em relação ao hidrogênio. Assim, há uma diferença de potencial nessa pilha.

A diferença de potencial da pilha (ddp) é definida como:

$$\text{ddp} = E^{\circ}_{\text{red (maior)}} - E^{\circ}_{\text{red (menor)}}$$

$E^{\circ}_{\text{red}}$  é o potencial padrão de redução (ou simplesmente potencial de redução) de um eletrodo sob temperatura igual a  $25^{\circ}\text{C}$ , pressão de 1 atm, e concentrações das soluções iônicas iguais a  $1,0\text{mol/L}$ , que são os valores correspondentes ao estado padrão eletroquímico. O potencial de redução é obtido em comparação com o eletrodo de hidrogênio, definido como padrão, cujo potencial é referenciado como zero. Numa reação redox, o elemento com maior potencial de redução tem maior tendência a sofrer redução.

Como a ddp apresentada no voltímetro é  $+ 0,34\text{ V}$ , pode-se determinar o potencial padrão de redução do cobre:

$$0,34 = E^{\circ}_{\text{red (maior)}} - E^{\circ}_{\text{red (menor)}} \therefore 0,34 = E^{\circ}_{\text{red (cobre)}} - E^{\circ}_{\text{red (hidrogênio)}}$$

$$0,34 = E^{\circ}_{\text{red (cobre)}} - 0,0 \therefore E^{\circ}_{\text{red (cobre)}} = +0,34 \text{ V}$$

Se ao reduzir, o cobre gera um potencial de +0,34V, ao oxidar, o potencial tem sinal contrário. Então o potencial padrão de oxidação do cobre é igual a -0,34 V.

Assim, há os seguintes potenciais padrão:

$E^{\circ}_{\text{red}}$ : potencial padrão de redução de um elemento, em volts. Numa reação redox, o elemento com maior potencial de redução tende a reduzir.

$E^{\circ}_{\text{oxi}}$ : potencial padrão de oxidação de um elemento, em volts. Numa reação redox, o elemento com maior potencial de oxidação, tende a oxidar. Esse potencial tem sinal contrário ao potencial padrão de redução.

Nesse livro, trabalharemos apenas com potenciais padrão de redução ( $E^{\circ}_{\text{red}}$ ).

Experimento semelhante pode ser feito com outros metais, possibilitando a confecção de uma tabela de potenciais padrão de redução ou simplesmente potenciais de redução. Nessa tabela, além desses potenciais, são apresentadas as reações reversíveis correspondentes, sendo a redução no sentido direto e a oxidação no sentido inverso:

TABELA DE POTENCIAS PADRÃO DE REDUÇÃO a 25° C (em V)	
$\text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Li}(\text{s})$	- 3,05
$\text{K}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{K}(\text{s})$	- 2,95
$\text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ba}(\text{s})$	- 2,91
$\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ca}(\text{s})$	- 2,87
$\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Na}(\text{s})$	- 2,71
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg}(\text{s})$	- 2,37
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}(\text{s})$	- 1,66
$\text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}(\text{s})$	- 1,18
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{s})$	- 0,76
$\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}(\text{s})$	- 0,74
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{s})$	- 0,44
$\text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cd}(\text{s})$	- 0,40
$\text{Co}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Co}(\text{s})$	- 0,28
$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ni}(\text{s})$	- 0,26
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}(\text{s})$	- 0,14
$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}(\text{s})$	- 0,13
<b><math>2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g})</math></b>	<b>0,00</b>
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$	+ 0,34
$\text{Cu}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$	+ 0,52
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{s})$	+0,80
$\text{Hg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Hg}(\text{l})$	+ 0,85
$\text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Au}(\text{s})$	+ 1,40

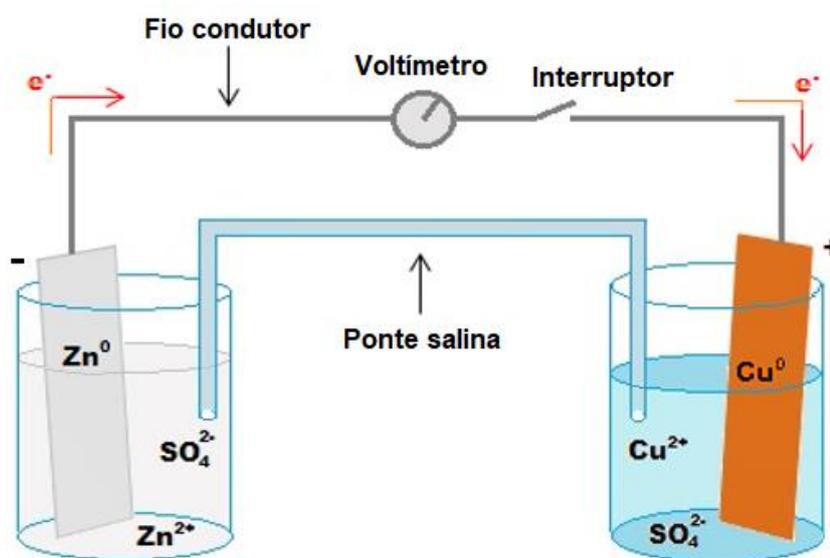
Tabela de potenciais padrão de redução.

Quanto mais para baixo na tabela, maior é o valor do potencial de redução.

## Pilha de Daniell

A pilha de Daniell pode ser montada em laboratório utilizando-se uma placa de zinco e outra de cobre, um fio condutor, dois béqueres, uma solução aquosa 1mol/L de sulfato de zinco ( $ZnSO_4$ ), uma solução aquosa 1mol/L de sulfato de cobre II ( $CuSO_4$ ), um interruptor, um voltímetro e um tubo de vidro no formato de “U” contendo uma solução aquosa eletrolítica.

Observe o esquema da pilha de Daniell que possibilita compreender o funcionamento do sistema após o fechamento do interruptor.

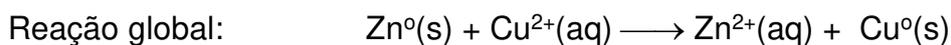
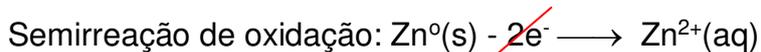


Lidiane Almeida

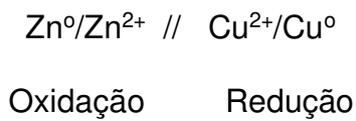
Pilha de Daniell.

Consultando os valores da tabela de potenciais de redução, verifica-se que o potencial de redução do zinco é igual a  $-0,76V$  e o do cobre é igual a  $+0,34V$ . Como o cobre tem potencial de redução maior que o do zinco, o cobre sofre redução e o de zinco sofre oxidação.

Então, escrevendo as equações das reações (ou semi-reações) de redução e oxidação, determina-se a equação da reação global do processo.



Outra forma de representar essa pilha é indicar as espécies envolvidas na oxidação e redução separadas por barras paralelas:



A equação da reação de oxidação mostra que o zinco metálico está perdendo elétrons, enquanto que a equação da reação de redução mostra que o cátion de cobre está ganhando elétrons. Então, o fluxo de elétrons através do fio condutor é do eletrodo de zinco para o eletrodo de cobre.

A partir dos valores dos potenciais elétricos, calcula-se a **diferença de potencial** (ddp) ou força eletromotriz da pilha:

$$\text{ddp} = E^{\circ}_{\text{red maior}} - E^{\circ}_{\text{red menor}} = 0,34 - (-0,76) = 1,10 \text{ V}$$

A pilha tem um **polo positivo**, denominado **catodo**, e um **polo negativo**, denominado **anodo**.

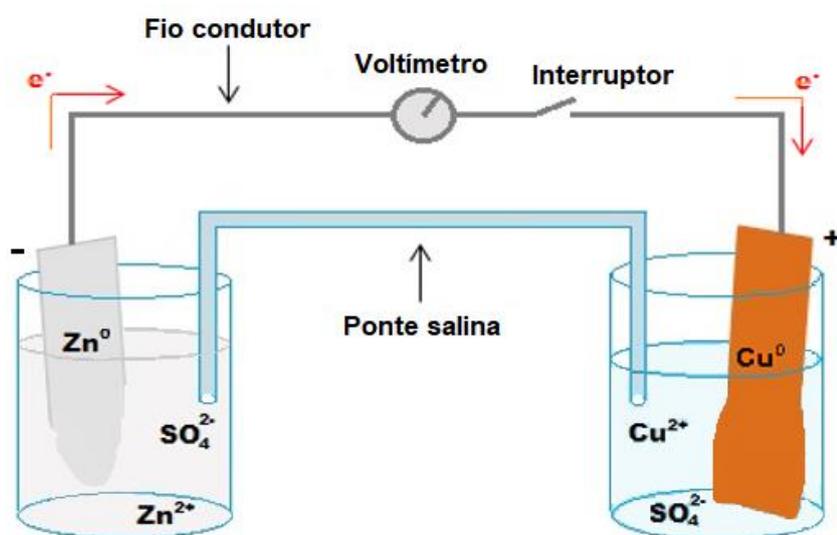
O polo positivo (catodo) é o eletrodo que recebe os elétrons, ou seja, onde ocorre a redução. Portanto, o catodo é o eletrodo de cobre.

O polo negativo (anodo) é o eletrodo que fornece os elétrons, ou seja, onde ocorre a oxidação. Portanto, o anodo é o eletrodo de zinco.

À medida que a pilha funciona, observa-se que um eletrodo sofre corrosão e o outro aumenta de tamanho.

Analisando a reação de oxidação, verifica-se que o zinco está passando da placa ( $Zn^0$ ) para a solução ( $Zn^{2+}$ ), logo a placa de zinco diminui com o tempo. Conclui-se que o eletrodo que sofre **oxidação** é o **corroído**.

Analisando a reação de redução, verifica-se que o cobre está passando da solução ( $Cu^{2+}$ ) para a placa ( $Cu^0$ ), logo a placa de cobre aumenta de tamanho com o tempo. Conclui-se que o eletrodo que sofre **redução** é o **umentado**.



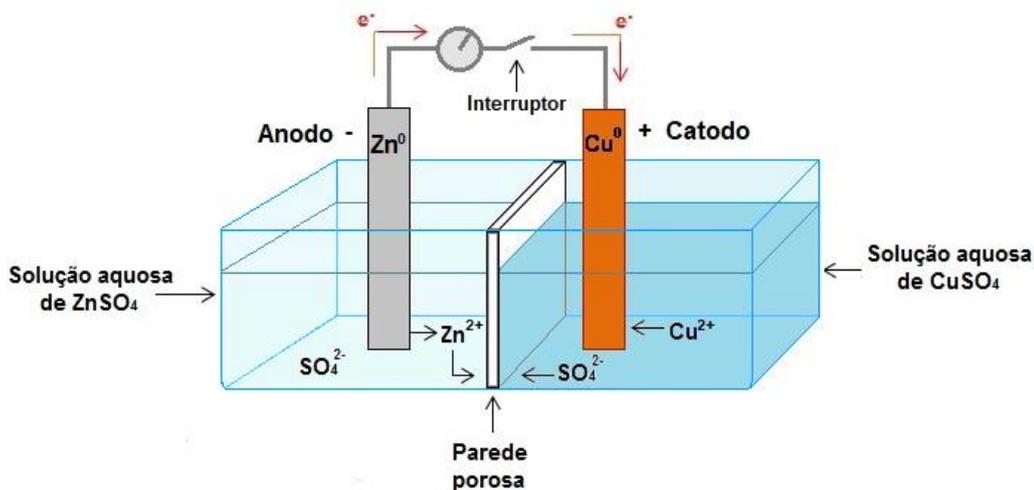
Lidiane Almeida

Desgaste da placa de zinco e aumento da placa de cobre.

Na pilha de Daniell há um tubo em formato de “U” denominado ponte salina. Esse tubo contém uma solução aquosa de um eletrólito, geralmente cloreto de potássio (KCl), contendo os íons  $K^+$  e  $Cl^-$ . Nas extremidades do tubo há um pedaço de algodão para evitar que a solução salina escape.

À medida que o tempo vai passando, há a formação de um excesso de íons  $Zn^{2+}$  no eletrodo de zinco, o que pode provocar a redução desses cátions e a pilha para de funcionar, já que os íons  $Cu^{2+}$  não receberão os elétrons provenientes do zinco. No eletrodo de cobre, os íons  $SO_4^{2-}$  também ficam em excesso. A ponte salina evita esse desequilíbrio iônico, pois possibilita o escoamento de seus cátions para o eletrodo de cobre e de seus ânions para o eletrodo de zinco. Assim, ela restabelece o equilíbrio elétrico nos eletrodos, acarretando a continuidade da reação e o consequente funcionamento da pilha.

Outra forma de montar uma pilha é utilizar um único recipiente e substituir a ponte salina por uma placa ou parede porosa, cuja função é não deixar as soluções aquosas entrarem em contato e possibilitar o fluxo dos íons em excesso  $Zn^{2+}$  e  $SO_4^{2-}$  para manter o equilíbrio iônico.



Pilha de Daniell com parede porosa.

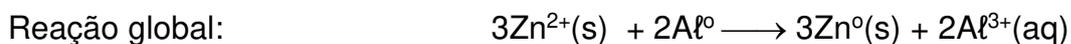
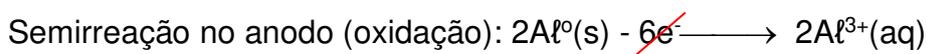
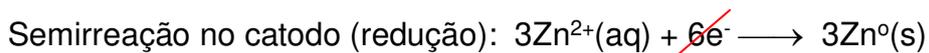
Podem ser montadas outras pilhas semelhantes, trocando-se os metais utilizados nas placas e as soluções aquosas. Por exemplo, considere uma pilha formada por placas de alumínio e zinco mergulhadas em soluções aquosas 1,0mol/L de sulfato de alumínio (Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>) e sulfato de zinco (ZnSO<sub>4</sub>), respectivamente, a 25°C e 1atm.

Consultando os valores da tabela de potenciais de redução, verifica-se que o potencial de redução do zinco é igual a -0,76V e o do alumínio é igual a -1,66V. Como o zinco tem potencial de redução maior que o do alumínio, o zinco sofre redução e o de alumínio sofre oxidação.

Então, pode-se escrever as equações das reações (ou semirreações) de redução e oxidação:



As equações não podem ser somadas da forma como estão escritas, porque o número de elétrons perdidos pelo alumínio metálico deve ser igual ao número de elétrons ganhos pelo cátion de zinco. Então para se determinar a equação química global do processo, deve-se multiplicar toda a equação de redução do zinco por 3 e a de oxidação do alumínio por 2, resultando em:



A partir dos valores dos potenciais elétricos, calcula-se a **diferença de potencial** (ddp) ou força eletromotriz da pilha:

$$\text{ddp} = E^{\circ}_{\text{red maior}} - E^{\circ}_{\text{red menor}} = -0,76 - (-1,66) = 0,90 \text{ V}$$

**Atenção!**

Quando duas ou mais pilhas são conectadas **em série** formando uma bateria, a diferença de potencial (ddp) do conjunto é o somatório dos valores de ddp de cada pilha, e a corrente elétrica fornecida é igual a de uma pilha individual. Neste tipo de ligação, o polo positivo de uma pilha deve ser ligado ao polo negativo da outra e vice-versa.

Se as pilhas forem conectadas **em paralelo**, ligado-se polos iguais, a voltagem fornecida é igual a de uma única pilha, porém a corrente elétrica total é a soma das correntes geradas pelas pilhas do conjunto.

## Pilhas e baterias atuais

As pilhas comercializadas atualmente funcionam de forma parecida com a antiga pilha de Daniell, porém não utilizam soluções aquosas e nem a ponte salina.

A **pilha comum** utilizada em equipamentos eletrônicos também é conhecida como **pilha seca**, pois em sua composição não há uma solução aquosa eletrolítica, que é substituída por uma pasta úmida contendo íons. A pilha seca foi inventada em 1866 pelo engenheiro elétrico francês Georges Leclanché (1839-1882).

O polo negativo ou anodo dessa pilha é formado por zinco que envolve a pilha. O polo positivo ou catodo é uma barra de grafite (condutora de corrente elétrica) imersa numa pasta contendo água, carvão em pó, dióxido de manganês ( $MnO_2$ ) e cloreto de amônio ( $NH_4Cl$ ), que confere acidez à mistura.



Marcelo Pinheiro

Pilha seca comum.

A pilha seca comum possui alguns problemas como a produção de gás amoníaco ou amônia ( $NH_3$ ) no catodo que diminui a voltagem e a possibilidade de vazamento provocada pela acidez da pasta úmida que com o tempo corrói o envoltório de zinco. Na **pilha alcalina**, esses problemas são minimizados, pois no lugar do cloreto de amônio se utiliza hidróxido de potássio ( $KOH$ ), responsável pelo seu caráter alcalino. Essa substituição faz com ela tenha maior vida útil que a pilha comum.



Marcelo Pinheiro

Pilha alcalina.

A pilha seca comum e a alcalina não são recarregáveis, mas uma pilha feita de **níquel e um hidreto metálico (Ni-MH)** pode ser recarregada muitas

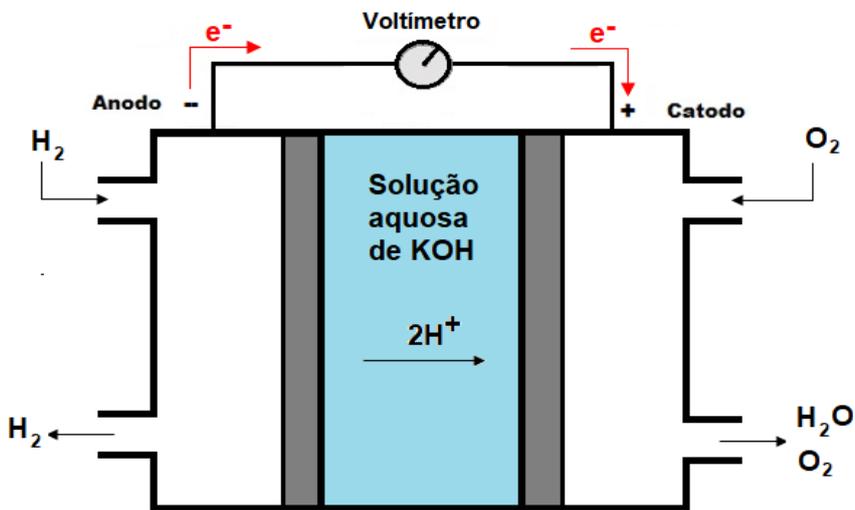
vezes, pois o fornecimento adequado de energia elétrica de outra fonte favorece a reação inversa.



Marcelo Pinheiro

Pilha Ni-MH.

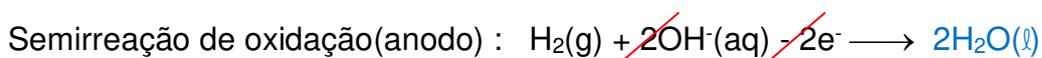
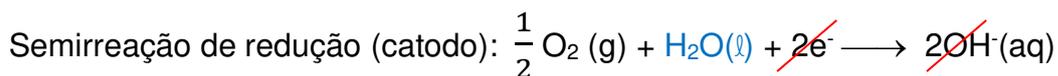
Em veículos espaciais utiliza-se a **pilha de combustível** que funciona com a introdução contínua de gás hidrogênio( $H_2$ ) e gás oxigênio( $O_2$ ) em diferentes compartimentos. No compartimento central há uma solução eletrolítica alcalina.



Marcelo Pinheiro

Esquema de uma pilha de combustível.

As reações que ocorrem no catodo e no anodo dessa pilha são:



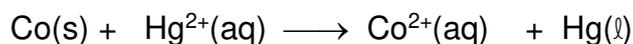
Esse tipo de pilha tem um custo elevado, mas possui a vantagem de ter uma alimentação contínua dos reagentes e de não poluir o meio ambiente, pois produz apenas água.

As baterias são formadas por um conjunto de pilhas. Nos automóveis se utiliza uma bateria contendo pilhas ligadas em série, cujos anodos são placas de chumbo (Pb) e os catodos são placas de óxido de chumbo IV (PbO<sub>2</sub>). Ela também é conhecida como acumulador de chumbo conhecidas como Essas placas ficam imersas em solução aquosa de ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>). Como cada pilha fornece 2V, uma bateria de 12V contém 6 pilhas conectadas em série.

## Espontaneidade de uma reação redox

Numa pilha ocorre uma reação redox espontânea. Para verificar se uma determinada reação redox é ou não espontânea no sentido dado, basta consultarmos a tabela de potenciais padrão e observarmos se a tendência a sofrer oxidação ou redução de cada eletrodo está sendo obedecida no sentido indicado.

Por exemplo, considere a seguinte reação redox:



Consultando a tabela de potenciais de redução, verifica-se que o potencial de redução  $\text{Co}^{2+}/\text{Co}$  é igual a  $-0,28\text{ V}$ , enquanto que o potencial de redução  $\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}$  é igual a  $+0,85\text{ V}$ . Então, diante do cobalto, é o mercúrio que sofre redução, pois tem potencial de redução maior. Como na equação dada o mercúrio está sofrendo redução e o cobalto está sofrendo oxidação, a reação é espontânea.

Já a reação a seguir,



não é espontânea, pois o potencial de redução da prata é maior que o do zinco, logo a prata é que reduz diante do zinco e não o contrário como está escrito na equação.

## Protegendo um metal contra a corrosão

Um metal pode sofrer corrosão (desgaste) devido a sua oxidação. Por exemplo, quando um objeto de ferro é exposto durante certo tempo ao gás oxigênio presente no ar e à umidade, sua cor muda para vermelho alaranjado, devido a uma reação de oxirredução que produz o íon  $\text{Fe}^{3+}$ , um processo de corrosão que é conhecido como ferrugem.

Para se evitar esse fenômeno, o ferro pode ser protegido utilizando-se alguns materiais como graxa, tinta, esmalte, que o protegem do contato com o ar e umidade. Há ainda a possibilidade de se utilizar outro metal para cumprir esse papel de proteção.

O **metal de sacrifício** é uma substância metálica utilizada para proteger outro metal da corrosão. O metal protetor sofre oxidação (corrosão), pois possui maior potencial de oxidação (ou menor potencial de redução) que o metal a ser protegido, que permanece na forma reduzida.

Em tanques de combustível e navios, por exemplo, utiliza-se um metal de sacrifício para proteger o ferro da corrosão (oxidação). O metal escolhido não deve reagir com a água e deve ter um potencial de redução menor do que o do ferro.

Parafusos feitos de ferro, costumam ser revestidos por zinco, num processo chamado galvanização. O potencial de redução do zinco é  $-0,76V$ , valor menor que o potencial de redução do ferro que é igual a  $-0,44V$ .

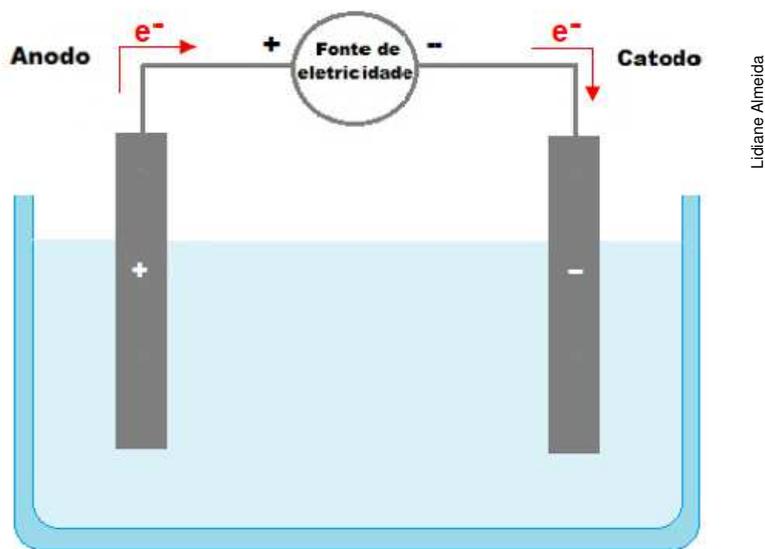
Uma película de zinco reveste a superfície de ferro de forma a protegê-lo da oxidação provocada pelo contato com o gás oxigênio presente na água e no ar. Portanto, na galvanização com zinco, esse metal funciona como anodo, se oxidando, e o ferro é o catodo, permanecendo na forma metálica reduzida. Assim, o zinco age como um metal de sacrifício preservando o ferro da oxidação.

Alguns alimentos são acondicionados em latas fabricadas com folha de flandres, que é um material feito de aço revestido com estanho. O estanho tem menor tendência de oxidar do que o ferro do aço e impede o contato do ar e umidade com esse metal. Se alguma região da lata for amassada, a camada protetora de estanho pode se romper e o ferro ficará exposto à oxidação, contaminando o alimento.

## Sistemas eletrolíticos

**Eletrólise** é a realização de uma reação redox não-espontânea, provocada pelo uso de corrente elétrica. Esse processo ocorre num recipiente denominado cuba eletrolítica, onde a corrente elétrica proveniente de um gerador fornece energia suficiente para promover uma reação não-espontânea de oxirredução.

Na cuba eletrolítica, há um eletrólito, que pode ser uma substância iônica fundida ou uma solução iônica e dois eletrodos ligados a um gerador de eletricidade que retira elétrons de um dos eletrodos (polo positivo), injetando-os no outro eletrodo (polo negativo), conforme o esquema a seguir:

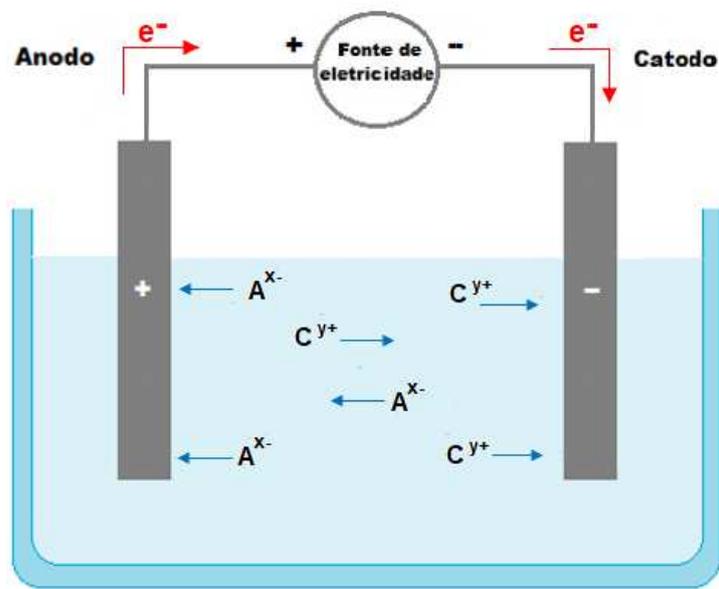


Cuba eletrolítica.

O eletrodo pode ser **inerte** (ou **inativo**), quando apenas serve para conduzir a corrente elétrica ou **não inerte** (ou **ativo**), quando participa da reação.

Inicialmente, vamos estudar os processos eletrolíticos realizados com eletrodos inertes de grafite, material que conduz eletricidade.

Ao se aplicar corrente elétrica sobre um líquido contendo íons de um eletrólito do tipo  $C_xA_y$ , cada íon presente no líquido tende a se mover em direção ao eletrodo de carga oposta, ou seja, os cátions ( $C^{y+}$ ) migram para o eletrodo negativo e os ânions ( $A^{x-}$ ) para o eletrodo positivo, conforme o esquema:



Lidiane Almeida

Cátions são atraídos para o polo negativo e ânions são atraídos para o polo positivo.

No polo negativo, os cátions  $C^{y+}$  recebem os elétrons do gerador e sofrem redução. Logo, o **polo negativo** é o **catodo** do sistema eletrolítico.



No polo positivo, os ânions  $A^{x-}$  perdem elétrons para o gerador e sofrem oxidação. Logo, o **polo positivo** é o **anodo** do sistema eletrolítico.



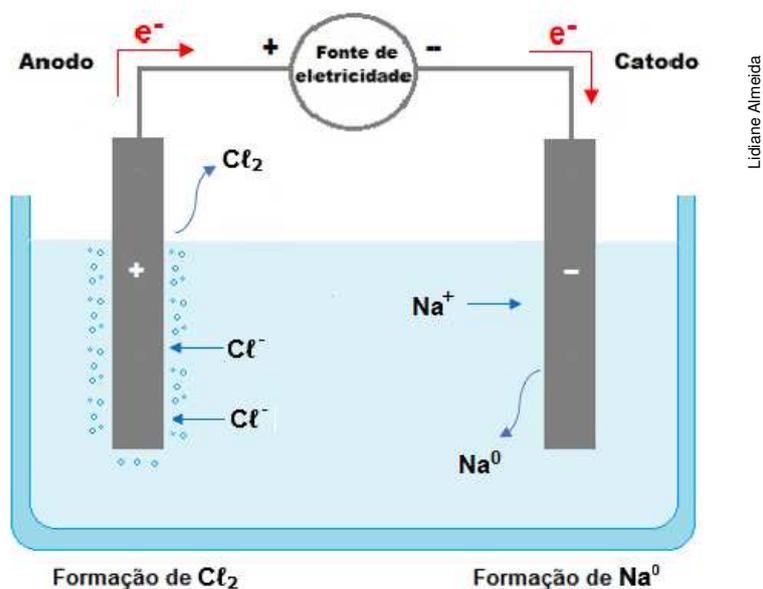
Conclui-se que num sistema eletrolítico, os cátions migram para o catodo e os ânions migram para o anodo.

Durante as reações nos eletrodos há a neutralidade elétrica, ou seja, quando um elétron é enviado para o eletrodo positivo, um outro elétron é retirado do eletrodo negativo.

## Eletrólise ígnea

A **eletrólise ígnea** é realizada utilizando um composto iônico puro no estado líquido, ou seja, o eletrólito sólido é aquecido para sofrer fusão, o que possibilita uma liberdade de movimento para os íons separados.

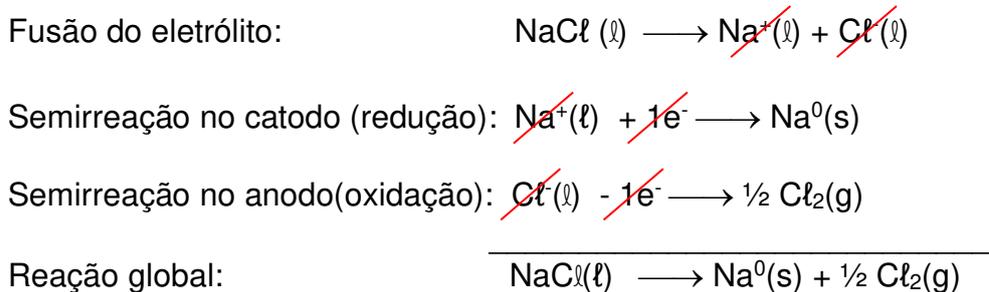
Como exemplo, seja a eletrólise ígnea do cloreto de sódio ( $\text{NaCl}$ ). Neste processo, os íons  $\text{Na}^+$  movem-se para o eletrodo negativo e se transformam em  $\text{Na}^0$  e os íons  $\text{Cl}^-$  movem-se para o eletrodo positivo e se transformam em  $\text{Cl}_2$ , conforme a figura a seguir:



Lidiane Almeida

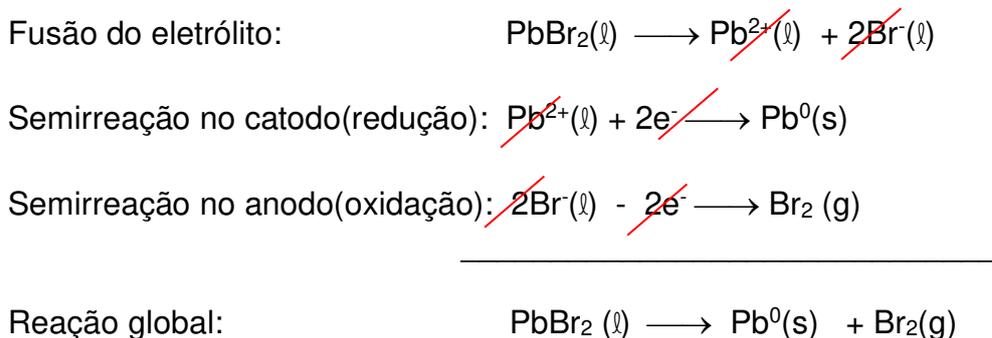
Eletrólise ígnea do  $\text{NaCl}$ .

Este processo pode ser representado pelas equações:

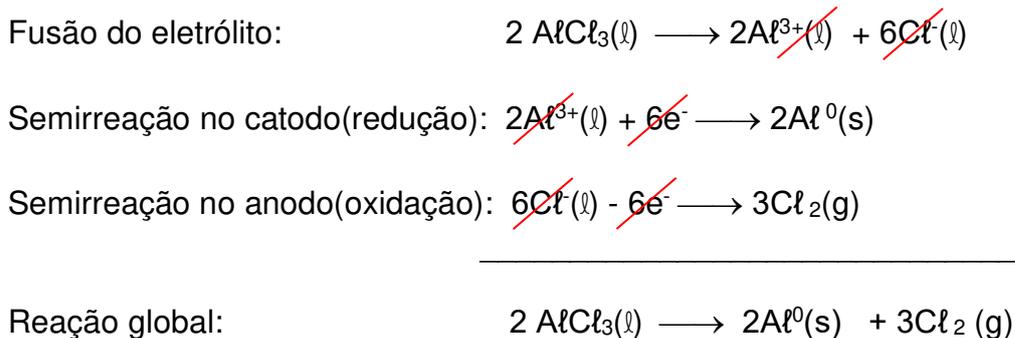


São apresentados a seguir, outros exemplos de eletrólise ígnea:

**Exemplo 1:** eletrólise ígnea do brometo de chumbo II (PbBr<sub>2</sub>).



**Exemplo 2:** eletrólise ígnea do cloreto de alumínio (AlCl<sub>3</sub>).



Caso se queira montar a equação global da eletrólise ígnea diretamente, pode-se usar a técnica a seguir, lembrando que a equação global deve ser balanceada após o seu uso.

TÉCNICA PARA SE MONTAR RAPIDAMENTE EQUAÇÃO GLOBAL		
	Produzido no catodo	Produzido no anodo
<b>Eletrólito</b> $\longrightarrow$ <b>(M<sub>x</sub>X<sub>y</sub>)</b>	<b>M<sup>0</sup></b>	<b>+</b> <b>F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>, O<sub>2</sub></b>
<b>M</b> = metal <b>X</b> = F <sup>-</sup> , Cl <sup>-</sup> , Br <sup>-</sup> , I <sup>-</sup> , O <sup>2-</sup>		

Os exemplos a seguir apresentam a utilização da técnica:

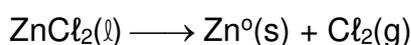
**Exemplo 1:** eletrólise ígnea do hidróxido de sódio (NaF).

O eletrólito é o NaF líquido, seu cátion se transforma em Na<sup>0</sup>(s) no catodo e seu ânion se transforma em F<sub>2</sub>(g) no anodo, logo a equação global da eletrólise balanceada é:



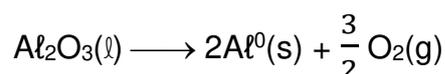
**Exemplo 2:** eletrólise ígnea do cloreto de zinco (ZnCl<sub>2</sub>).

O eletrólito é o ZnCl<sub>2</sub> líquido, seu cátion se transforma em Zn<sup>0</sup>(s) no catodo e seu ânion se transforma em Cl<sub>2</sub>(g) no anodo, logo a equação global da eletrólise balanceada é:



**Exemplo 3:** eletrólise ígnea do óxido de alumínio ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ).

O eletrólito é o  $\text{Al}_2\text{O}_3$  líquido, seu cátion se transforma em  $\text{Al}^0(\text{s})$  no catodo e seu ânion se transforma em  $\text{O}_2(\text{g})$  no anodo, logo a equação global da eletrólise balanceada é:



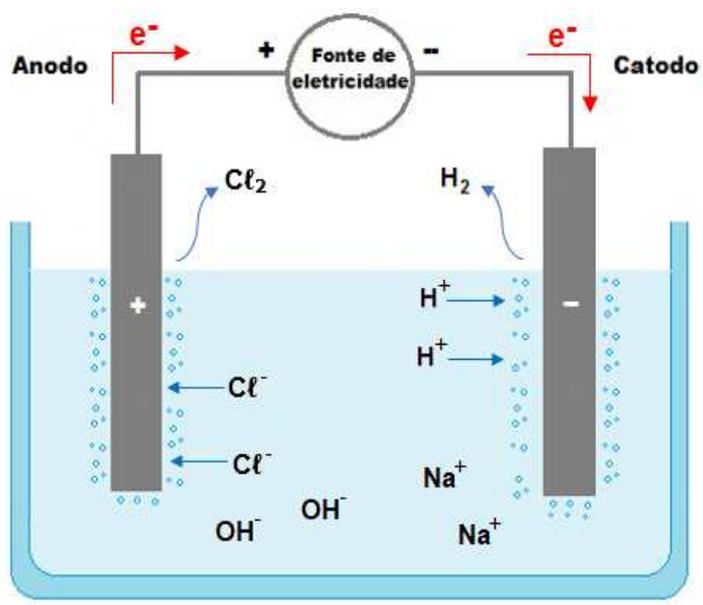
## Eletrólise em solução aquosa

Considere uma solução aquosa de um eletrólito genérico do tipo  $\text{C}_x\text{A}_y$ . Além dos íons  $\text{C}^{y+}$  e do ânion  $\text{A}^{x-}$  resultantes da dissolução do soluto, estão presentes os íons  $\text{H}^+$  e  $\text{OH}^-$  provenientes da ionização da água ( $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ ). Neste caso haverá uma disputa entre os cátions ( $\text{C}^+$  e  $\text{H}^+$ ) para reduzir no catodo, e entre os ânions ( $\text{A}^-$  e  $\text{OH}^-$ ) para oxidar no anodo.

Se o cátion  $\text{C}^{y+}$  proveniente do eletrólito for de metal das famílias 1, 2 ou  $\text{Al}$ , quem reduz no catodo é o  $\text{H}^+$  produzindo  $\text{H}_2$ . Caso contrário, quem reduz é o  $\text{C}^{y+}$  produzindo um metal de Nox igual a zero ( $\text{C}^0$ ).

Se o ânion  $\text{A}^{x-}$  proveniente do eletrólito for o  $\text{F}^-$  ou ânion oxigenado, quem oxida é o íon  $\text{OH}^-$  produzindo  $\text{H}_2\text{O} + \frac{1}{2} \text{O}_2$ . Caso contrário, quem oxida é o  $\text{A}^{x-}$  produzindo  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$  ou  $\text{I}_2$ .

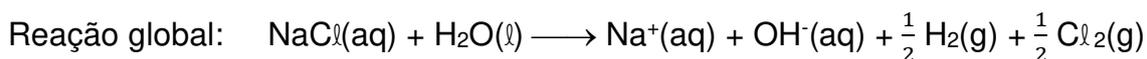
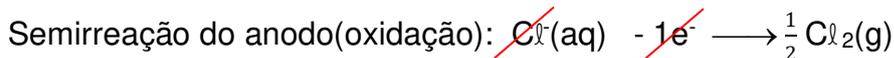
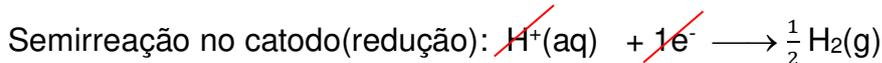
Por exemplo, numa solução aquosa de cloreto de sódio ( $\text{NaCl}$ ), o sal está dissociado em  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$ . Nesta solução também há os íons  $\text{H}^+$  e  $\text{OH}^-$  resultantes da ionização da água. Na eletrólise dessa solução aquosa, a disputa para reagir no catodo é entre os cátions  $\text{Na}^+$  do sal e  $\text{H}^+$  da água. Como o sódio é um elemento da família 1, o  $\text{H}^+$  vence, reduzindo e se transformando em  $\text{H}_2$ . A disputa para reagir no anodo é entre os ânions  $\text{Cl}^-$  do sal e  $\text{OH}^-$  da água. O  $\text{Cl}^-$  vence, oxidando e se transformando em  $\text{Cl}_2$ .



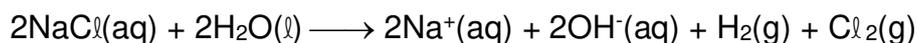
Lidiane Almeida

Eletrólise de solução aquosa de  $\text{NaCl}$ .

As equações que representam esse fenômeno são:



Caso se deseje eliminar as frações, multiplica-se a equação da reação global por 2:



Observe que na solução da cuba eletrolítica permanecem dissolvidos os íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{OH}^-$ , ou seja, a solução torna-se alcalina.

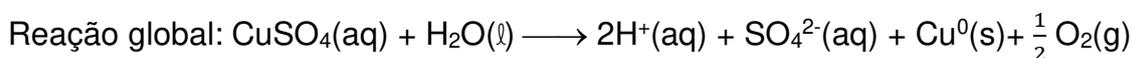
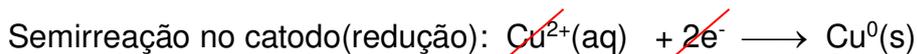
Um detalhe importante sobre a equação da reação global da eletrólise em solução aquosa é que no lado dos reagentes deve ter as fórmulas do eletrólito e da água, diferente da eletrólise ígnea em que no lado esquerdo da equação só há a fórmula do eletrólito.

São apresentados a seguir, outros exemplos de eletrólise em solução aquosa:

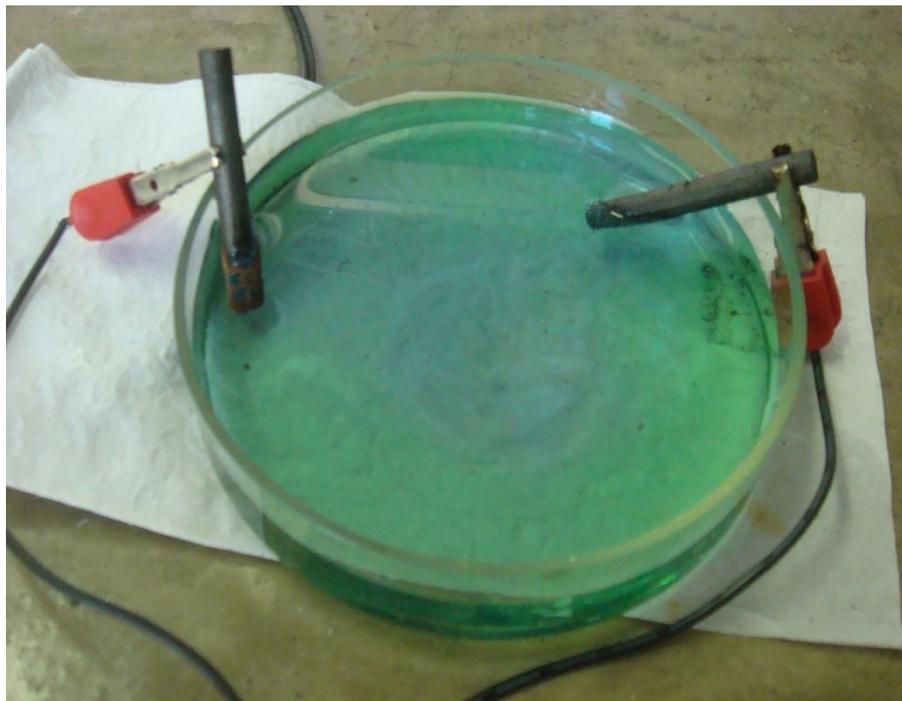
**Exemplo 1:** eletrólise da solução aquosa de sulfato de cobre II (CuSO<sub>4</sub>).

Na solução aquosa de sulfato de cobre II (CuSO<sub>4</sub>), o sal está dissociado em Cu<sup>2+</sup> e SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>. Na eletrólise dessa solução aquosa, a disputa para reagir no catodo é entre os cátions Cu<sup>2+</sup> do sal e H<sup>+</sup> da água, e o Cu<sup>2+</sup> vence, reduzindo e se transformando em Cu<sup>0</sup>. A disputa para reagir no anodo é entre os ânions SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> do sal e OH<sup>-</sup> da água. Como o SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> é um ânion oxigenado, o OH<sup>-</sup> vence, oxidando e se transformando em H<sub>2</sub>O +  $\frac{1}{2}$  O<sub>2</sub>.

As equações que representam esse fenômeno são apresentadas a seguir. A equação de ionização da água deve ser multiplicada por 2, para que no somatório das quatro equações o ânion OH<sup>-</sup> seja cancelado.



Neste caso, solução da cuba eletrolítica torna-se ácida devido à presença dos íons H<sup>+</sup> e SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ionizado).

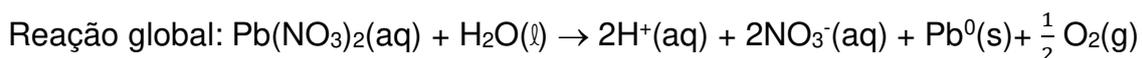
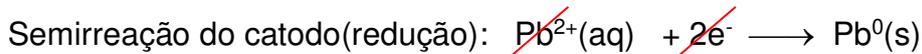
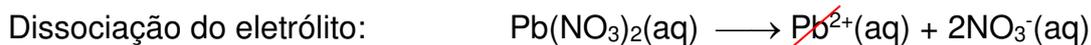


Eletrólise de solução aquosa de  $\text{CuSO}_4$ : observa-se a o cobre metálico depositado no catodo e gás oxigênio sendo liberado no anodo

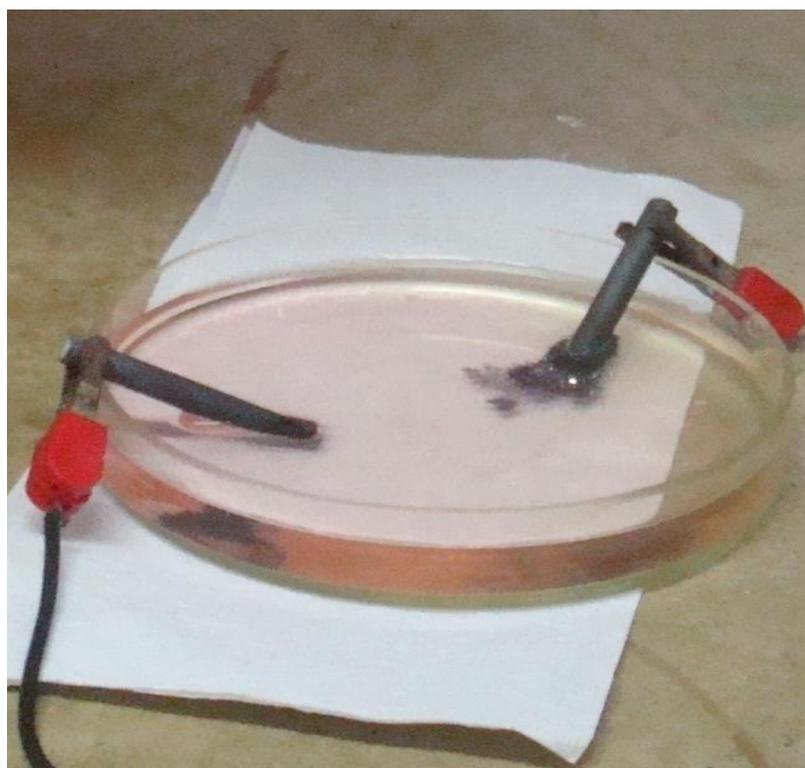
**Exemplo 2:** eletrólise da solução aquosa de nitrato de chumbo II ( $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ).

Na solução aquosa de nitrato de chumbo II ( $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ), o sal está dissociado em  $\text{Pb}^{2+}$  e  $\text{NO}_3^-$ . Na eletrólise dessa solução aquosa, a disputa para reagir no catodo é entre os cátions  $\text{Pb}^{2+}$  do sal e  $\text{H}^+$  da água, e o  $\text{Pb}^{2+}$  vence, reduzindo e se transformando em  $\text{Pb}^0$ . A disputa para reagir no anodo é entre os ânions  $\text{NO}_3^-$  do sal e  $\text{OH}^-$  da água. Como o  $\text{NO}_3^-$  é um ânion oxigenado, o  $\text{OH}^-$  vence, oxidando e se transformando em  $\text{H}_2\text{O} + \frac{1}{2} \text{O}_2$ .

As equações que representam esse fenômeno são apresentadas a seguir. A equação de ionização da água deve ser multiplicada por 2, para que no somatório das quatro equações o ânion  $\text{OH}^-$  seja cancelado.



Neste caso, solução da cuba eletrolítica torna-se ácida devido à presença dos íons  $\text{H}^{+}$  e  $\text{NO}_3^{-}$  ( $\text{HNO}_3$  ionizado).



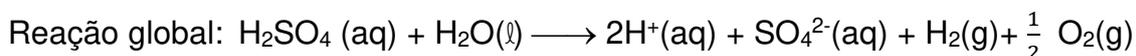
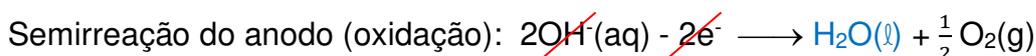
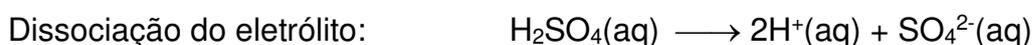
Marcelo Pinheiro

Eletrólise de solução aquosa de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ : observa-se a o chumbo metálico depositado no catodo e gás oxigênio sendo liberado no anodo. O indicador vermelho de metila foi adicionado para indicar a acidez da solução.

**Exemplo 3:** eletrólise da solução aquosa de ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>).

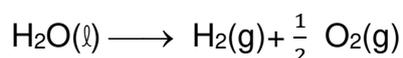
Na solução aquosa de ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>), o ácido está dissociado em H<sup>+</sup> e SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>. Na eletrólise dessa solução aquosa, não há disputa para reagir no catodo, pois o ácido e a água fornecem o mesmo cátion, o H<sup>+</sup>, que reduz e se transforma em H<sub>2</sub>. A disputa para reagir no anodo é entre os ânions SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> do ácido e OH<sup>-</sup> da água. Como o SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> é um ânion oxigenado, o OH<sup>-</sup> vence, oxidando e se transformando em H<sub>2</sub>O +  $\frac{1}{2}$  O<sub>2</sub>.

As equações que representam esse fenômeno são apresentadas a seguir. A equação de ionização da água deve ser multiplicada por 2, para que no somatório das quatro equações os íons H<sup>+</sup> e OH<sup>-</sup> sejam cancelados.



Neste caso, solução da cuba eletrolítica torna-se ácida devido à presença dos íons H<sup>+</sup> e SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ionizado).

No lado esquerdo da equação há  $\text{H}_2\text{SO}_4$  e do lado direito ele também está presente, podendo ser cancelado em ambos os lados. A equação resultante mostra que só ocorreu a eletrólise da água:



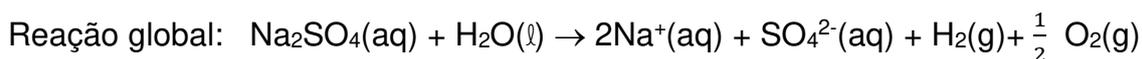
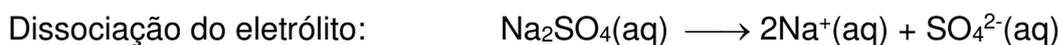
Contudo, a eletrólise só ocorreu devido à presença do ácido sulfúrico, que possibilitou as competições no catodo e no anodo, então preferimos mantê-lo na equação química da reação global.

Como a água está sendo consumida na eletrólise, a solução torna-se cada vez mais concentrada em  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

**Exemplo 4:** eletrólise da solução aquosa de sulfato de sódio ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ).

Na solução aquosa de sulfato de sódio ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ), o sal está dissociado em  $\text{Na}^+$  e  $\text{SO}_4^{2-}$ . Na eletrólise dessa solução aquosa, a disputa para reagir no catodo é entre os cátions  $\text{Na}^+$  do sal e  $\text{H}^+$  da água. Como o sódio é um elemento da família 1, o cátion  $\text{H}^+$  vence, reduzindo e se transformando em  $\text{H}_2$ . A disputa para reagir no anodo é entre os íons  $\text{SO}_4^{2-}$  do sal e  $\text{OH}^-$  da água. Como o  $\text{SO}_4^{2-}$  é um ânion oxigenado, vence o  $\text{OH}^-$ , oxidando e se transformando em  $\text{H}_2\text{O} + \frac{1}{2} \text{O}_2$ .

As equações que representam esse fenômeno são apresentadas a seguir. A equação de ionização da água deve ser multiplicada por 2, para que no somatório das quatro equações os íons  $H^+$  e  $OH^-$  sejam cancelados.



Neste caso, solução da cuba eletrolítica torna-se neutro, pois os íons  $H^+$  e  $OH^-$  são consumidos no processo, sobrando os íons  $Na^+$  e  $SO_4^{2-}$ .

Esse é mais um exemplo de eletrólise da água, pois há  $Na_2SO_4$  em ambos os lados da equação, podendo ser cancelado. Porém, é melhor mantê-lo na equação química da equação global enfatizando sua participação no processo.

A solução aquosa de  $Na_2SO_4$ , à medida que a eletrólise prossegue, vai tornando-se cada vez mais concentrada, pois a água é consumida na reação.

Caso se queira montar a equação global da eletrólise em solução aquosa diretamente, pode-se usar a técnica a seguir, lembrando que a equação global deve ser balanceada após o seu uso.

### TÉCNICA PARA MONTAR RAPIDAMENTE A EQUAÇÃO GLOBAL

<b>Eletrólito + H<sub>2</sub>O</b> →	<b>Cátion que não reduziu no catodo</b>	+	<b>Ânion que não oxidou no anodo</b>	+	<b>Substância produzida no catodo: Metal<sup>o</sup> ou H<sub>2</sub></b>	+	<b>Substância produzida no anodo: Cl<sub>2</sub> ou Br<sub>2</sub> ou I<sub>2</sub> ou O<sub>2</sub>.</b>
--------------------------------------	---	---	--------------------------------------	---	---	---	---

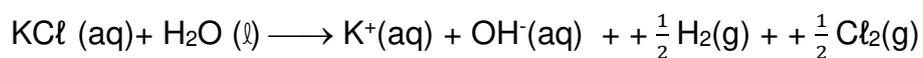
Quando a hidroxila reage no anodo, formam-se H<sub>2</sub>O e O<sub>2</sub>, porém a H<sub>2</sub>O não aparece no lado direito da equação, pois ela é cancelada ao serem somadas as quatro equações envolvidas no processo, como foi visto anteriormente.

Os exemplos a seguir apresentam a utilização da técnica:

**Exemplo 1:** eletrólise da solução aquosa de cloreto de potássio (KCl).

Na solução aquosa de cloreto de potássio (KCl), o sal está dissociado em K<sup>+</sup> e Cl<sup>-</sup>. Na eletrólise dessa solução aquosa, a disputa para reagir no catodo é entre os íons K<sup>+</sup> do sal e H<sup>+</sup> da água. Como o potássio é um elemento da família 1, o H<sup>+</sup> vence, reduzindo e se transformando em H<sub>2</sub>. A disputa para reagir no anodo é entre os ânions Cl<sup>-</sup> do sal e OH<sup>-</sup> da água. O Cl<sup>-</sup> vence, oxidando e se transformando em Cl<sub>2</sub>. Então a reação global pode ser montada da seguinte maneira:



**Equação da reação global:**

Neste caso, solução da cuba eletrolítica torna-se alcalina devido à presença dos íons  $\text{K}^+$  e  $\text{OH}^-$  na solução (KOH dissociado).

**Exemplo 2:** eletrólise da solução aquosa de sulfato de níquel ( $\text{NiSO}_4$ ).

Na solução aquosa de sulfato de níquel ( $\text{NiSO}_4$ ), o sal está dissociado em  $\text{Ni}^{2+}$  e  $\text{SO}_4^{2-}$ . Na eletrólise dessa solução aquosa, a disputa para reagir no catodo é entre os íons  $\text{Ni}^{2+}$  do sal e  $\text{H}^+$  da água, e o  $\text{Ni}^{2+}$  vence, reduzindo e se transformando em  $\text{Ni}^0$ . A disputa para reagir no anodo é entre os ânions  $\text{SO}_4^{2-}$  do sal e  $\text{OH}^-$  da água. Como o  $\text{SO}_4^{2-}$  é um ânion oxigenado, o  $\text{OH}^-$  vence, oxidando e se transformando em  $\text{H}_2\text{O} + \frac{1}{2} \text{O}_2$ .

**Eletrólito +  $\text{H}_2\text{O}$  =  $\text{NiSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$**

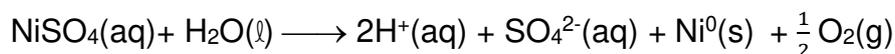
**Cátion que não reduziu no catodo =  $\text{H}^+$**

**Ânion que não oxidou no anodo =  $\text{SO}_4^{2-}$**

**Substância produzida no catodo =  $\text{Ni}^0$**

**Substância produzida no anodo =  $\text{H}_2\text{O} + \frac{1}{2} \text{O}_2$  (não colocar  $\text{H}_2\text{O}$  no lado**

direito da equação química global)

**Equação da reação global:**

Neste caso, solução da cuba eletrolítica torna-se ácida devido à presença dos íons  $\text{H}^+$  e  $\text{SO}_4^{2-}$  na solução ( $\text{H}_2\text{SO}_4$  ionizado).

**Exemplo 3:** eletrólise da solução aquosa de nitrato de prata ( $\text{AgNO}_3$ ).

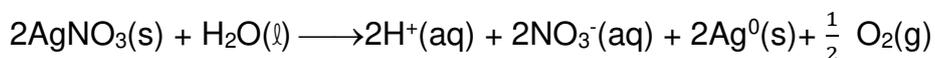
**Eletrólito +  $\text{H}_2\text{O}$**  =  $\text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

**Cátion que não reduziu no catodo** =  $\text{H}^+$

**Ânion que não oxidou no anodo** =  $\text{NO}_3^-$

**Substância produzida no catodo** =  $\text{Ag}^0$

**Substância produzida no anodo** =  $\text{H}_2\text{O} + \frac{1}{2} \text{O}_2$  (não colocar  $\text{H}_2\text{O}$  no lado direito da equação química global)

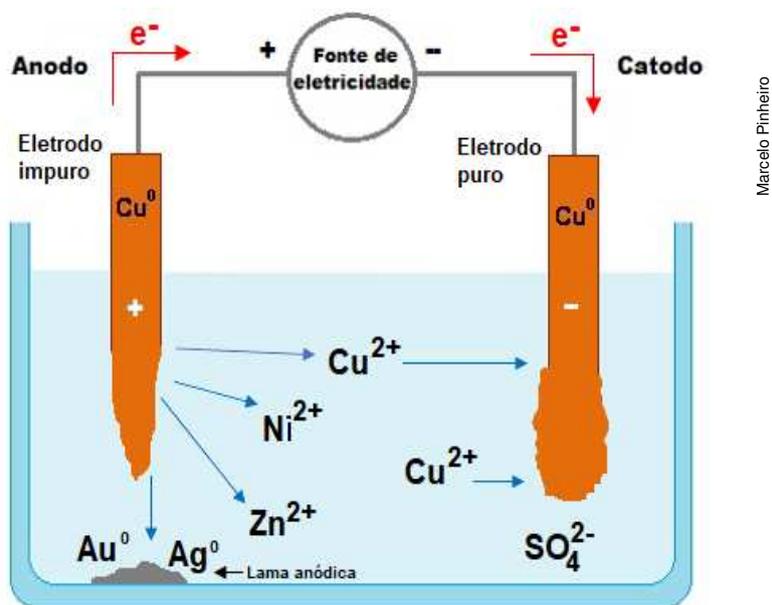
**Equação da reação global:**

Neste caso, solução da cuba eletrolítica torna-se ácida devido à presença dos íons  $\text{H}^+$  e  $\text{NO}_3^-$  na solução ( $\text{HNO}_3$  ionizado).

## Eletrólise em solução aquosa com eletrodos não inertes

Estudamos anteriormente casos em que os eletrodos não participavam da eletrólise, e eles eram chamados de eletrodos inertes ou não ativos. Porém podem ser utilizados eletrodos não inertes ou ativos, que reagem durante o processo eletrolítico.

Como exemplo, considere a eletrólise de uma solução aquosa de sulfato de cobre II, utilizando-se eletrodos de cobre, um deles puro (no catodo) e outro contendo impurezas metálicas (no anodo) como zinco (Zn), níquel (Ni), ouro (Au) e prata (Ag). Esse processo tem como objetivo purificar o cobre, separando-o dos metais contaminantes.



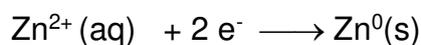
Eletrólise de solução aquosa de  $\text{CuSO}_4$  usando eletrodos não inertes.

A fonte de eletricidade retira elétrons do anodo e ocorre a oxidação dos metais cobre, zinco e níquel, formando os íons  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$  e  $\text{Ni}^{2+}$ , que passam para a solução aquosa. Prata e ouro (metais nobres) possuem potencial de redução maior que o do cobre, se mantêm na forma reduzida e depositam no fundo da cuba eletrolítica formando a lama anódica. Como o  $\text{Cu}^{2+}$  que está na solução possui maior potencial de redução que os íons  $\text{Ni}^{2+}$  e  $\text{Zn}^{2+}$ , ele é atraído para o catodo e sofre redução e os outros íons permanecem em solução. Sobre o catodo deposita cobre puro na forma metálica, enquanto que a placa de cobre contaminada se desgasta com o tempo.

## Cálculos envolvendo eletrólise

O cientista inglês Michael Faraday (1791-1867) descobriu que a massa de qualquer substância depositada ou liberada em um eletrodo durante a eletrólise pode ser calculada utilizando um simples cálculo estequiométrico.

Por exemplo, a prata se deposita quando usamos uma solução salina de cloreto de prata ( $\text{AgCl}$ ), e o metal zinco se deposita quando usamos uma solução salina de sulfato de zinco ( $\text{ZnSO}_4$ ). As semirreações que representam as deposições desses metais são:



Observe que 1 mol de elétrons provoca a deposição de 1 mol de Ag(s), mas são necessários 2 mol de elétrons para depositar 1 mol de Zn(s). Sabendo-se o número de mol de elétrons que passa pela cuba em certa unidade de tempo, pode-se calcular a quantidade de material depositado ou liberado.

A quantidade de elétrons que circula depende da corrente elétrica. Usando-se a relação  $Q = i \cdot t$ , sendo **Q** a carga elétrica em coulombs (C) que passa por um ponto na unidade de tempo, **i** é a velocidade de fluxo de uma corrente elétrica em ampère (A), e **t** é o tempo em segundos(s), pode-se determinar a carga que atravessa a cuba eletrolítica.

Como a carga elétrica de um elétron é igual a  $1,6 \cdot 10^{-19}\text{C}$  e, como 1 mol de elétrons corresponde a  $6,0 \cdot 10^{23}$  elétrons, a quantidade de carga transportada pela passagem de 1 mol de elétrons é dada pela multiplicação entre esses dois valores, ou seja:

$$1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} \cdot 6,0 \cdot 10^{23} = \mathbf{96500\text{C}}$$

Assim, 96500C é a quantidade de carga transportada por 1 mol de elétrons e essa quantidade é denominada constante de **Faraday**, correspondendo a 1 faraday (**1F**).

Considere o seguinte problema:

Uma corrente de 10A é utilizada para se realizar a eletrólise de uma solução aquosa de sulfato de cobre II (CuSO<sub>4</sub>) durante 965 segundos. Determine a massa de cobre depositada no catodo.

**Resolução:**

O problema forneceu como dados a corrente elétrica utilizada (= 10 A) e o tempo de eletrólise (=965s). Como a carga que passa pela cuba eletrolítica não foi fornecida, ela deve ser calculada utilizando-se essas informações.

$$Q = i.t \therefore Q = 10. 965 = \mathbf{9650C}$$

A equação que ocorre no catodo,  $Cu^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow Cu^0(s)$ , nos mostra que a cada 2 mol de elétrons, ou seja, 2.96500C produz-se 1 mol de Cu<sup>0</sup>. Como a massa molar do cobre é igual a 63,5g/mol, pode-se fazer a seguinte relação:

	$2 e^-$	$1 Cu^0$
Dados da equação:	$2. 96500C$	63,5g
Dados do enunciado:	9650C	<b>x g</b>

Cálculo da variação:  $\frac{9650}{2.96500} = \mathbf{0,05}$

$x = \mathbf{0,05} \cdot (63,5) = \mathbf{3,175g \text{ de } Cu^0}$

## Curiosidade

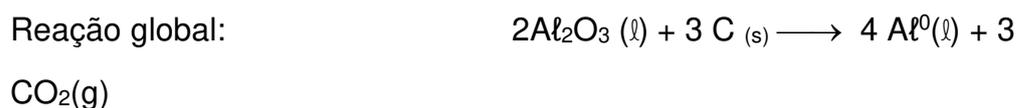
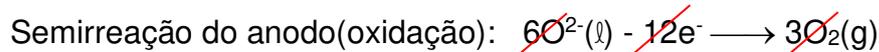
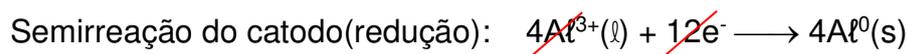
Você já parou para pensar quanto lixo o ser humano produz em um dia?

Um estudo realizado pelo Fundo Mundial para a Natureza (WWF) concluiu que o Brasil é o quarto país produtor de lixo no mundo. De acordo com o IBGE (Instituto Brasileiro de Geografia e Estatística) a população do Brasil ultrapassou a marca de 210 milhões de habitantes em 2018, o que indica a produção de uma quantidade demasiadamente grande de lixo por dia no país.

Um dos problemas ambientais relacionados aos resíduos produzidos são as pilhas e baterias que costumam ser misturadas ao lixo comum, pois elas possuem metais tóxicos, tais como, zinco, manganês, mercúrio, chumbo, níquel, etc. A oxidação desses metais que ocorre num aterro acarreta na formação de um chorume ainda mais tóxico, que pode contaminar o solo e águas subterrâneas. Por isso, as pilhas e baterias usadas, devem ser descartadas em lixeiras próprias para esse tipo de material, de forma que eles possam ser reaproveitados sem que prejudiquem o meio ambiente.

Outro problema é o enorme desperdício quando não se aproveita o lixo para gerar energia.

Pode-se citar, por exemplo, o caso da reciclagem do alumínio. Esse metal é extraído do mineral bauxita. Ela passa por diversas etapas de purificação até chegar a um material sólido denominado alumina, que contém óxido de alumínio ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ). Esse óxido é misturado com criolita ( $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ ) que diminui a sua temperatura de fusão. A mistura é derretida sob temperatura de  $1000^\circ\text{C}$  e sobre eletrólise ígnea numa cuba eletrolítica revestida com carvão ou grafite que reage com o gás oxigênio formado e produz alumínio metálico. As equações envolvidas nesse processo são:



Esse processo utiliza um recurso finito que é a bauxita, envolve o uso de corrente elétrica cujo custo é elevado, e além disso emite de dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) para o ar, o que contribui para o aumento do efeito estufa.

A quantidade de energia necessária para produzir 1 mol de alumínio (=27g) a partir do processo de eletrólise é em torno de 297 kJ.

Para obter o alumínio a partir da reciclagem de latinhas é necessário aquecer o material até atingir a temperatura de fusão do alumínio, que corresponde a 660 °C. A energia necessária para reciclar 1 mol de alumínio a partir de latinhas, corresponde a 26,1 kJ.

Portanto, a energia gasta na reciclagem de latinhas de alumínio é cerca de 8,8% daquela que é gasta no processo de eletrólise da bauxita, e além disso tem a vantagem de não produzir CO<sub>2</sub>.

## QUESTÕES DO ENEM – UNIDADE 9

Questões e imagens retiradas das provas disponibilizadas no *síte* do Inep (<http://www.inep.gov.br>).

1. (Enem 2009) Pilhas e baterias são dispositivos tão comuns em nossa sociedade que, sem percebermos, carregamos vários deles junto ao nosso corpo; elas estão presentes em aparelhos de MP3, relógios, rádios, celulares etc. As semirreações descritas a seguir ilustram o que ocorre em uma pilha de óxido de prata.

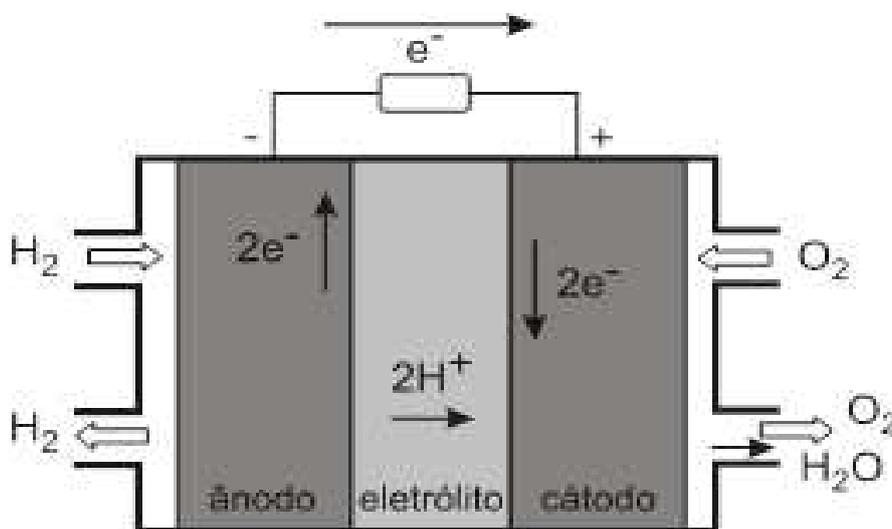


Pode-se afirmar que esta pilha

- A) é uma pilha ácida.
- B) apresenta o óxido de prata como o anodo.
- C) apresenta o zinco como o agente oxidante.
- D) tem como reação da célula a seguinte reação:  $\text{Zn(s)} + \text{Ag}_2\text{O(s)} \rightarrow \text{ZnO(s)} + 2\text{Ag (s)}$ .
- E) apresenta fluxo de elétrons na pilha do eletrodo de  $\text{Ag}_2\text{O}$  para o Zn.

2. (Enem 2010) O crescimento da produção de energia elétrica ao longo do tempo tem influenciado decisivamente o progresso da humanidade, mas também tem criado uma séria preocupação: o prejuízo ao meio ambiente. Nos

próximos anos, uma nova tecnologia de geração de energia elétrica deverá ganhar espaço: as células a combustível hidrogênio/oxigênio.



VILLULLAS, H.M.; TICIANELLI, E.A.; GONZÁLEZ, E.R. Química Nova na Escola. Nº15, maio 2002.

Com base no texto e na figura, a produção de energia elétrica por meio da célula a combustível hidrogênio/oxigênio diferencia-se dos processos convencionais porque

- A) transforma energia química em energia elétrica, sem causar danos ao meio ambiente, porque o principal subproduto formado é a água.
- B) converte a energia química contida nas moléculas dos componentes em energia térmica, sem que ocorra a produção de gases poluentes nocivos ao meio ambiente.
- C) transforma energia química em energia elétrica, porém emite gases poluentes da mesma forma que a produção de energia a partir dos combustíveis fósseis.

- D) converte energia elétrica proveniente dos combustíveis fósseis em energia química, retendo os gases poluentes produzidos no processo sem alterar a qualidade do meio ambiente.
- E) converte a energia potencial acumulada nas moléculas de água contidas no sistema em energia química, sem que ocorra a produção de gases poluentes nocivos ao meio ambiente.

### 3. (Enem 2016)

#### Texto I

Biocélulas combustíveis são uma alternativa tecnológica para substituição das baterias convencionais. Em uma biocélula microbiológica, bactérias catalisam reações de oxidação de substratos orgânicos. Liberam elétrons produzidos na respiração celular para um eletrodo, onde fluem por um circuito externo até o cátodo do sistema, produzindo corrente elétrica. Uma reação típica que ocorre em biocélulas microbiológicas utiliza o acetato como substrato.

AQUINO NETO. S. *Preparação e caracterização de bioanodos para biocélula e combustível etanol/O<sub>2</sub>* Disponível em: [www.teses.usp.br](http://www.teses.usp.br). Acesso em: 23 jun. 2015 (adaptado).

#### Texto II

Em sistemas bioeletroquímicos, os potenciais padrão ( $E^{\circ}$ ) apresentam valores característicos. Para as biocélulas de acetato, considere as seguintes semirreações de redução e seus respectivos potenciais:



SCOTT, K.; YU, E. H. Microbial electrochemical and fuel cells: fundamentals and applications.

*Woodhead Publishing Series in Energy*. n. 88, 2016 (adaptado).

Nessas condições, qual é o número mínimo de biocélulas de acetato, ligadas em série, necessárias para se obter uma diferença de potencial de 4,4V?

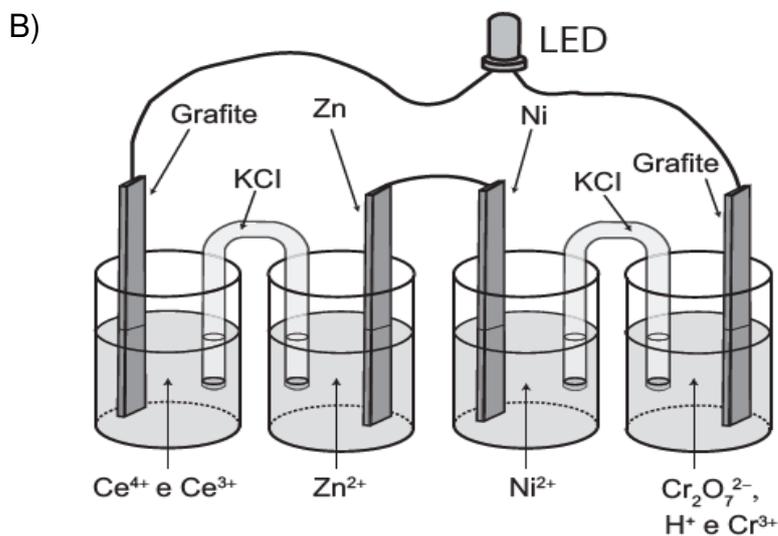
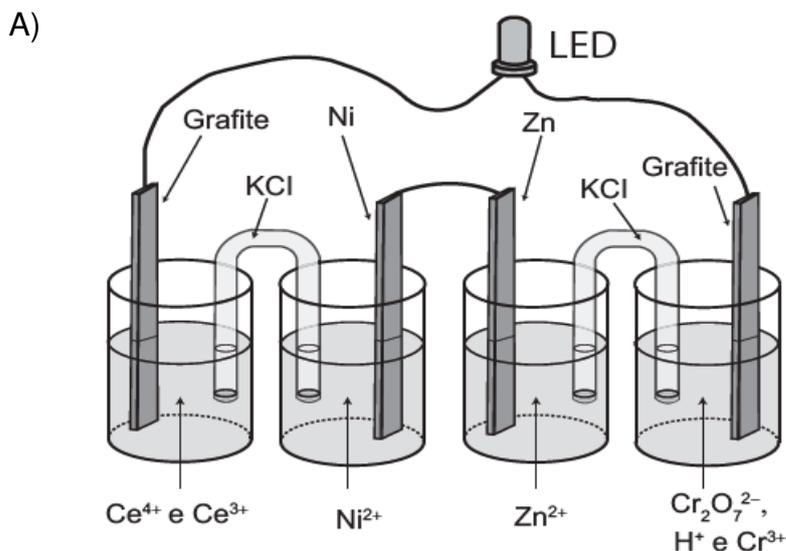
- A) 3
- B) 4
- C) 6
- D) 9
- E) 15

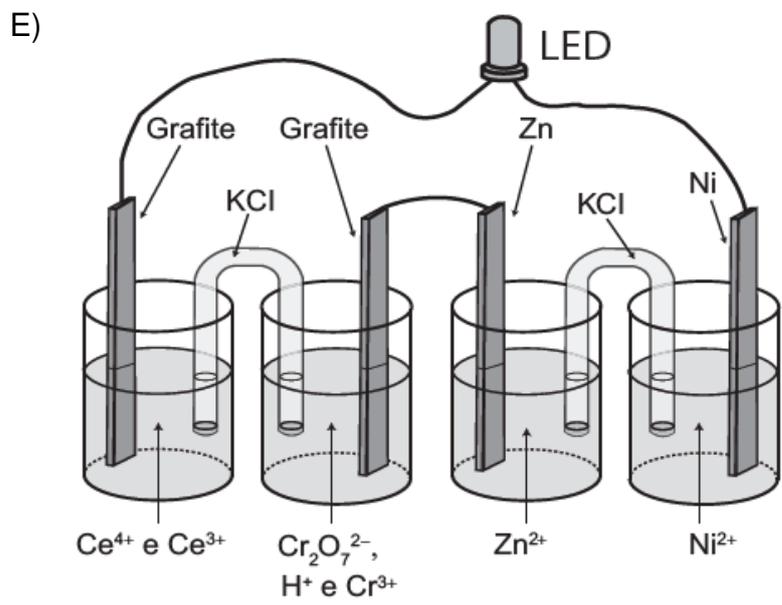
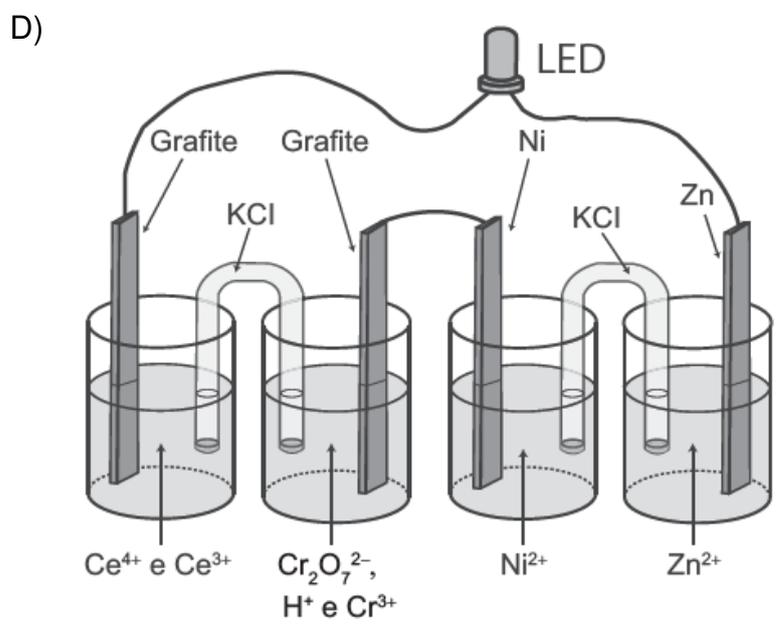
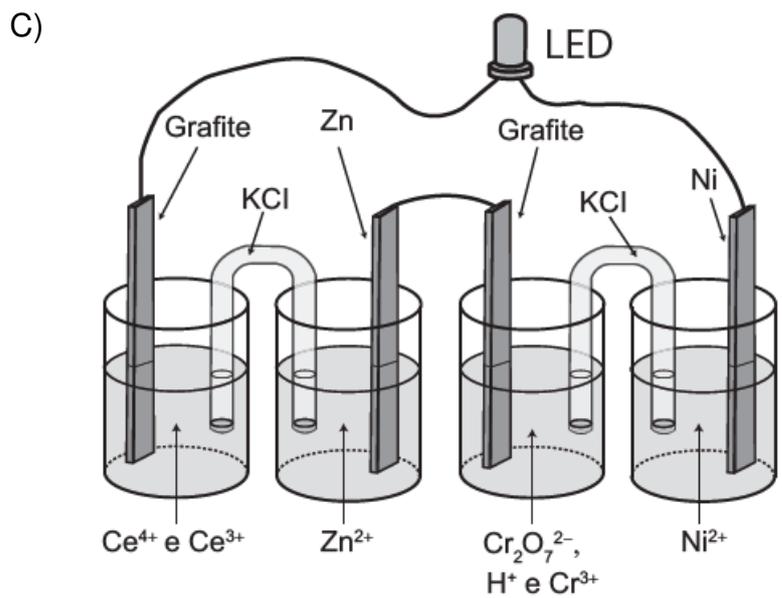
4. (Enem 2017) A invenção do LED azul, que permite a geração de outras cores para compor a luz branca, permitiu a construção de lâmpadas energeticamente mais eficientes e mais duráveis do que as incandescentes e fluorescentes. Em um experimento de laboratório, pretende-se associar duas pilhas em série 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 <sup>0</sup> (V)
$\text{Ce}^{4+}(\text{aq}) + \text{e}^{-} \longrightarrow \text{Ce}^{3+}(\text{aq})$	+1,61
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14 \text{H}^{+}(\text{aq}) + 6 \text{e}^{-} \longrightarrow 2 \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+ 1,33
$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \longrightarrow \text{Ni}(\text{s})$	-0,25
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \longrightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-0,76

Qual associação em série de pilhas fornece diferença de potencial, nas condições-padrão, suficiente para acender o LED azul?





5. (Enem 2015) A calda bordalesa é uma alternativa empregada no combate a doenças que afetam folhas de plantas. Sua produção consiste na mistura de uma solução aquosa de sulfato de cobre (II),  $\text{CuSO}_4$ , com óxido de cálcio,  $\text{CaO}$ , e sua aplicação só deve ser realizada se estiver levemente básica. A avaliação rudimentar da basicidade dessa solução é realizada pela adição de três gotas sobre uma faca de ferro limpa. Após três minutos, caso surja uma mancha avermelhada no local da aplicação, afirma-se que a calda bordalesa ainda não está com a basicidade necessária. O quadro apresenta os valores de potenciais padrão de redução ( $E^0$ ) para algumas semirreações de redução.

Semirreação de redução	$E^0(\text{V})$
$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Ca}$	-2,87
$\text{Fe}^{3+} + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}$	-0,04
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$	+0,34
$\text{Cu}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$	+0,52
$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}$	+0,77

MOTTA, I. S. Calda bordalesa: utilidades e preparo. Dourados: Embrapa, 2008 (adaptado).

A equação química que representa a reação de formação da mancha avermelhada é:

- A)  $\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Cu}^+(\text{aq}) \longrightarrow \text{Ca}(\text{s}) + 2\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$
- B)  $\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Ca}(\text{s}) + 2\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$
- C)  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Cu}(\text{s}) + 2\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$
- D)  $3\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Fe}(\text{s}) \longrightarrow 3\text{Ca}(\text{s}) + 2\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$
- E)  $3\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Fe}(\text{s}) \longrightarrow 3\text{Cu}(\text{s}) + 2\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$

6. (Enem 2014) A revelação das chapas de raios X gera uma solução que contém íons prata na forma de  $\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2^{3-}$ . Para evitar a descarga desse metal no ambiente, a recuperação de prata metálica pode ser feita tratando eletroquimicamente essa solução com uma espécie adequada. O quadro apresenta semirreações de redução de alguns íons metálicos.

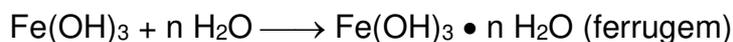
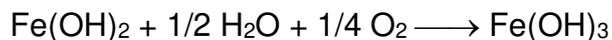
Semirreação de redução	$E^0(\text{V})$
$\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2^{3-}(\text{aq}) + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{s}) + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$	+0,02
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$	+0,34
$\text{Pt}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \rightleftharpoons \text{Pt}(\text{s})$	+1,20
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3e^- \rightleftharpoons \text{Al}(\text{s})$	-1,66
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \rightleftharpoons \text{Sn}(\text{s})$	-0,14
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{s})$	-0,76

BENDASSOLLI, J. A. et al. "Procedimentos para a recuperação de Ag de resíduos líquidos e sólidos". *Química Nova*, v. 26, n. 4, 2003 (adaptado).

Das espécies apresentadas, a adequada para essa recuperação é

- A)  $\text{Cu}(\text{s})$ .
- B)  $\text{Pt}(\text{s})$ .
- C)  $\text{Al}^{3+}(\text{aq})$ .
- D)  $\text{Sn}(\text{s})$ .
- E)  $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$ .

7. (Enem 2004) Ferramentas de aço podem sofrer corrosão e enferrujar. As etapas químicas que correspondem a esses processos podem ser representadas pelas equações:



Uma forma de tornar mais lento esse processo de corrosão e formação de ferrugem é engraxar as ferramentas. Isso se justifica porque a graxa proporciona

- A) lubrificação, evitando o contato entre as ferramentas.
- B) impermeabilização, diminuindo seu contato com o ar úmido.
- C) isolamento térmico, protegendo-as do calor ambiente.
- D) galvanização, criando superfícies metálicas imunes.
- E) polimento, evitando ranhuras nas superfícies.

**8.** (Enem 2012) O boato de que os lacres das latas de alumínio teriam um alto valor comercial levou muitas pessoas a juntarem esse material na expectativa de ganhar dinheiro com sua venda. As empresas fabricantes de alumínio esclarecem que isso não passa de uma “lenda urbana”, pois ao retirar o anel da lata, dificulta-se a reciclagem do alumínio. Como a liga do qual é feito o anel contém alto teor de magnésio, se ele não estiver junto com a lata, fica mais fácil ocorrer a oxidação do alumínio no forno. A tabela apresenta as semirreações e os valores de potencial padrão de redução de alguns metais:

Semirreação	Potencial Padrão de Redução (V)
$\text{Li}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{Li}$	-3,05
$\text{K}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{K}$	-2,93
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Mg}$	-2,36
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{Al}$	-1,66
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Zn}$	-0,76
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$	+0,34

Disponível em: [www.sucatas.com](http://www.sucatas.com). Acesso em: 28 fev. 2012 (adaptado).

Com base no texto e na tabela, que metais poderiam entrar na composição do anel das latas com a mesma função do magnésio, ou seja, proteger o alumínio da oxidação nos fornos e não deixar diminuir o rendimento da sua reciclagem?

- A) Somente o lítio, pois ele possui o menor potencial de redução.
- B) Somente o cobre, pois ele possui o maior potencial de redução.
- C) Somente o potássio, pois ele possui potencial de redução mais próximo do magnésio.
- D) Somente o cobre e o zinco, pois eles sofrem oxidação mais facilmente que o alumínio.
- E) Somente o lítio e o potássio, pois seus potenciais de redução são menores do que o do alumínio.

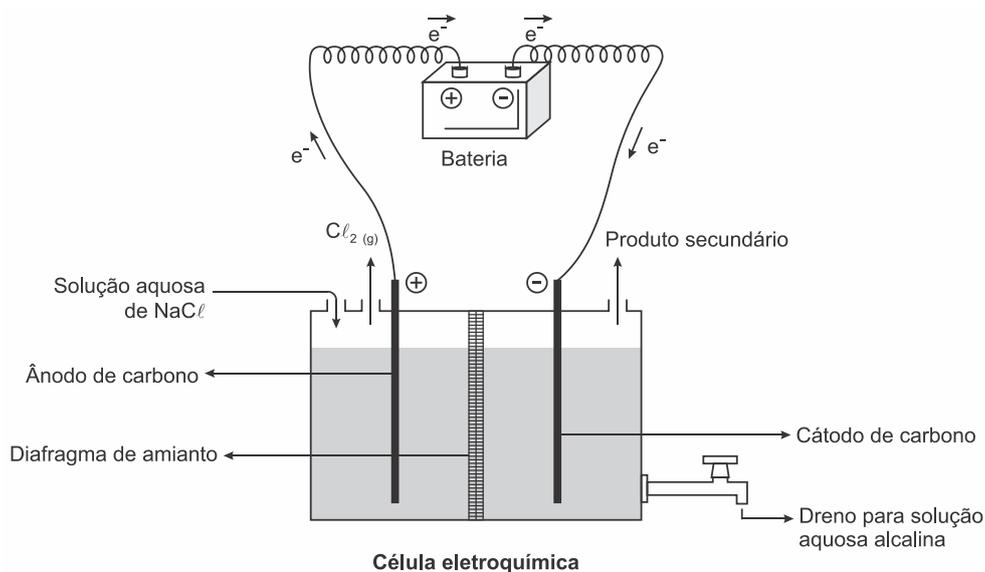
9. (Enem 2015) Alimentos em conserva são frequentemente armazenados em latas metálicas seladas, fabricadas com um material chamado folha de flandres, que consiste de uma chapa de aço revestida com uma fina camada de estanho, metal brilhante e de difícil oxidação. É comum que a superfície interna seja 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.

10. (Enem 2017) A eletrólise é um processo não espontâneo de grande importância para a indústria química. Uma de suas aplicações é a obtenção do gás cloro e do hidróxido de sódio, a partir de uma solução aquosa de cloreto de sódio. Nesse procedimento, utiliza-se uma célula eletroquímica, como ilustrado.



SHREVE, R. N.; BRINK Jr., J. A. *Indústrias de processos químicos*, Rio de Janeiro: Guanabara Koogan, 1997 (adaptado).

No processo eletrolítico ilustrado, o produto secundário obtido é o

- A) vapor de água.
- B) oxigênio molecular.
- C) hipoclorito de sódio.
- D) hidrogênio molecular.
- E) cloreto de hidrogênio.

11. (Enem 2009) Para que apresente condutividade elétrica adequada a muitas aplicações, o cobre bruto obtido por métodos térmicos é purificado eletroliticamente. Nesse processo, o cobre bruto impuro constitui o ânodo da célula, que está imerso em uma solução de  $\text{CuSO}_4$ . À medida que o cobre impuro é oxidado no ânodo, íons  $\text{Cu}^{2+}$  da solução são depositados na forma pura no cátodo. Quanto às impurezas metálicas, algumas são oxidadas, passando à solução, enquanto outras simplesmente se desprendem do ânodo e se sedimentam abaixo dele. As impurezas sedimentadas são posteriormente processadas, e sua comercialização gera receita que ajuda a cobrir os custos do processo. A série eletroquímica a seguir lista o cobre e alguns metais presentes como impurezas no cobre bruto de acordo com suas forças redutoras relativas.



Entre as impurezas metálicas que constam na série apresentada, as que se sedimentam abaixo do ânodo de cobre são

- A) Au, Pt, Ag, Zn, Ni e Pb.
- B) Au, Pt e Ag.
- C) Zn, Ni e Pb.
- D) Au e Zn.
- E) Ag e Pb.

12. (Enem 2010) A eletrólise é muito empregada na indústria com o objetivo de reaproveitar parte dos metais sucateados. O cobre, por exemplo, é um dos metais com maior rendimento no processo de eletrólise, com uma recuperação de aproximadamente 99,9%. Por ser um metal de alto valor comercial e de múltiplas aplicações, sua recuperação torna-se viável economicamente.

Suponha que, em um processo de recuperação de cobre puro, tenha-se eletrolisado uma solução de sulfato de cobre (II) ( $\text{CuSO}_4$ ) durante 3 h, empregando-se uma corrente elétrica de intensidade igual a 10A. A massa de cobre puro recuperada é de aproximadamente

Dados: Constante de Faraday  $F = 96\,500\text{ C/mol}$ ; Massa molar em g/mol:  $\text{Cu} = 63,5$ .

- A) 0,02g.
- B) 0,04g.
- C) 2,40g.
- D) 35,5g.
- E) 71,0g.

**13.** (Enem 2013) Eu também podia decompor a água, se fosse salgada ou acidulada, usando a pilha de Daniell como fonte de força. Lembro o prazer extraordinário que sentia ao decompor um pouco de água em uma taça para ovos quentes, vendo-a separar-se em seus elementos, o oxigênio em um eletrodo, o hidrogênio no outro. A eletricidade de uma pilha de 1 volt parecia tão fraca, e, no entanto podia ser suficiente para desfazer um composto químico, a água...

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

O fragmento do romance de Oliver Sacks relata a separação dos elementos que compõem a água. O princípio do método apresentado é utilizado industrialmente na

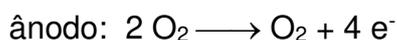
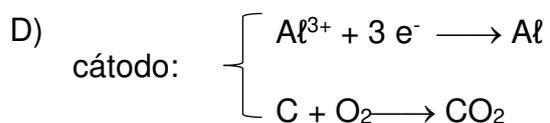
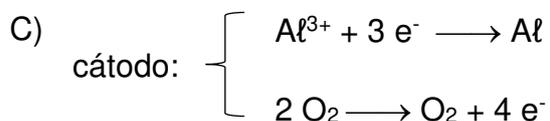
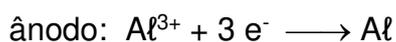
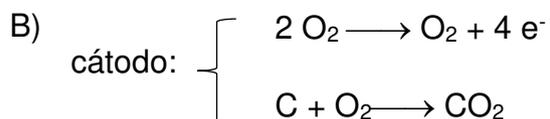
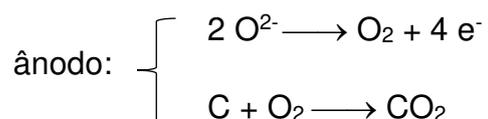
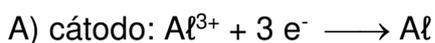
- A) obtenção de ouro a partir de pepitas.
- B) obtenção de calcário a partir de rochas.
- C) obtenção de alumínio a partir da bauxita.
- D) obtenção de ferro a partir de seus óxidos.
- E) obtenção de amônia a partir de hidrogênio e nitrogênio.

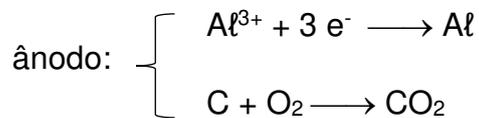
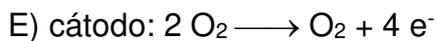
**14.** (Enem 2015) O alumínio é um metal bastante versátil, pois, a partir dele, podem-se confeccionar materiais amplamente utilizados pela sociedade. A obtenção do alumínio ocorre a partir da bauxita, que é purificada e dissolvida em criolita fundida ( $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ ) e eletrolisada a cerca de  $1000^\circ\text{C}$ . Há a liberação do gás dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ), formado a partir da 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:

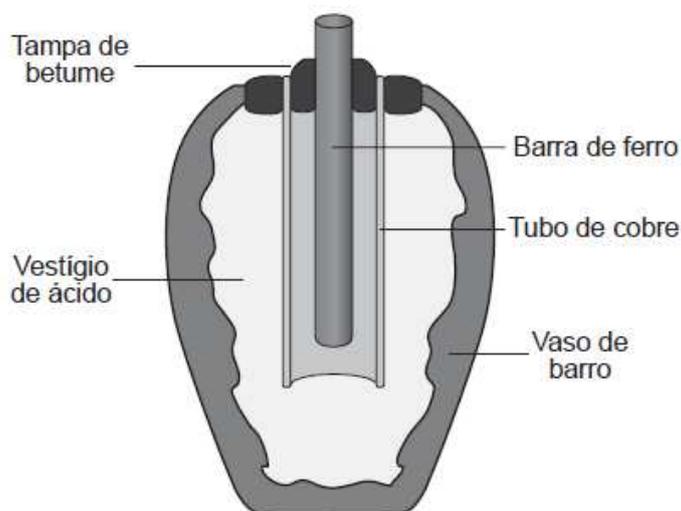


Na etapa de obtenção do alumínio líquido, as reações que ocorrem no cátodo e ânodo são:





15. (Enem 2018) Em 1938 o arqueólogo alemão Wilhelm Kōnlg, diretor do Museu Nacional do Iraque, encontrou um objeto estranho na coleção da Instituição, que poderia ter sido usado como uma pilha, similar às utilizadas em nossos dias. A suposta pilha, datada de cerca de 200 a.C., é constituída de um pequeno vaso de barro (argila) no qual foram instalados um tubo de cobre, uma barra de ferro (aparentemente corroída por ácido) e uma tampa de betume (asfalto), conforme ilustrado. Considere os potenciais-padrão de redução:  $E^0 (\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$ ;  $E^0 (\text{H}^+|\text{H}_2) = 0,00 \text{ V}$ ; e  $E^0 (\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$ .



As pilhas de Bagdá e a acupuntura. Disponível em: <http://jornalggm.com.br>. Acesso em: 14 de dez. 2014. (Adaptado)

Nessa suposta pilha, qual dos componentes atuaria como cátodo?

- A) A tampa de betume.
- B) O vestígio de ácido.
- C) A barra de ferro.
- D) O tubo de cobre.
- E) O vaso de barro.

# RESOLUÇÕES DAS QUESTÕES DO ENEM

## Unidade 2

**1. A**

O sal menos solúvel na água do mar precipita antes que um sal mais solúvel. Portanto, haverá primeiro a formação de precipitado do sal que tiver menor solubilidade na água do mar.

A ordem crescente de solubilidade apresentada na tabela é: carbonato de cálcio, sulfato de cálcio, cloreto de sódio e sulfato de magnésio, cloreto de magnésio e, por último, brometo de sódio.

**2. B**

Usando-se uma regra de três, calcula-se a massa ,em gramas, de resíduo de naftaleno máxima que pode estar presente em 500g de solo agrícola. Segundo a legislação, o limite é 30mg de resíduo de naftaleno em cada 1kg(=1000g) de solo agrícola, então:

30mg de resíduo de naftaleno.....1000g de solo agrícola  
 x mg ..... 500 g de solo agrícola

$$1000 \cdot x = 30 \cdot 500 \therefore x = \frac{15000}{1000} = 15\text{mg} = 15 \times 10^{-3} \text{ g} = 1,5 \times 10^{-2} \text{ g}.$$

No solo II, a massa de resíduo de naftaleno ( $2,0 \times 10^{-2}g$ ) é maior que esse valor, logo este solo necessita de biorremediação.

Da mesma forma calcula-se a massa ,em gramas, de resíduo de naftaleno máxima que pode estar presente em 100mL de água subterrânea. Segundo a legislação, o limite é 0,14mg de resíduo de naftaleno em cada 1L(=1000mL) de água subterrânea, então:

0,14mg de resíduo de naftaleno .....1000mL de água subterrânea  
**y** mg de resíduo de naftaleno ..... 100mL de água subterrânea

$$1000. y = 100. 0,14 \therefore y = \frac{14}{1000} = 0,014 \text{ mg} = 14 \cdot 10^{-6} \text{ g}$$

Todas as amostras de água estão dentro do limite.

**3. B**

Primeiro pode-se calcular o volume de vinhaça gerado na produção de 27000L de etanol. Como cada 1 litro de etanol produz 18 litros de vinhaça, tem-se:

1L de etanol .....18L de vinhaça  
 27000L de etanol ..... **x** L de vinhaça

$$x \cdot 1 = 27000 \cdot 18 \therefore x = 486000L \text{ de vinhaça}$$

Uma vez que cada 1L de vinhaça contém 60mg de fósforo (P), calcula-se a massa de fósforo presente em 486000L de vinhaça:

60mg de fósforo ..... 1L de vinhaça  
 y mg de fósforo ..... 486000L de vinhaça

$$y \cdot 1 = 486000 \cdot 60 \therefore y = \mathbf{29160000 \text{ mg de fósforo}}$$

Como que 1kg = 1000000mg,

1kg de fósforo ..... 1000000mg de fósforo  
 z kg de fósforo ..... 29160000mg de fósforo

$$z \cdot 1000000 = 29160000 \cdot 1 \therefore z = \frac{29160000}{1000000} \therefore z = \mathbf{29,16 \text{ kg de fósforo}}$$

**4. B**

Como há 3,42g de sacarose em 50mL de solução, calcula-se a massa de sacarose presente em cada 1 litro (=1000mL) de solução:

3,42g de sacarose ..... 50mL de solução  
 x g de sacarose ..... 1000mL de solução

$$x \cdot 50 = 3,42 \cdot 1000 \therefore x = \frac{3420}{50} \therefore x = \mathbf{68,4 \text{ g de sacarose}}$$

Então a concentração de sacarose é 68,4 g/ L.

Como 1mol de sacarose possui 342g, calcula-se a quantidade de matéria correspondente a 68,4g de sacarose:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de sacarose} \dots\dots\dots 342\text{g de sacarose} \\ y \text{ mol de sacarose} \dots\dots\dots 68,4\text{g de sacarose} \end{array}$$

$$y \cdot 342 = 68,4 \cdot 1 \quad \therefore y = \frac{68,4}{342} \quad \therefore y = \mathbf{0,2 \text{ mol de sacarose}}$$

Portanto, a concentração de sacarose é **0,2mol/L**.

**5. B**

Segundo o esquema, as algas e outros organismos fixadores assimilam C, N e P nas razões 106:16:1.

Multiplicando-se cada valor da razão por 0,2mol/L, tem-se para o fósforo o valor 0,2mol/L, exatamente igual à concentração desse elemento nas águas residuais. Realizando a mesma multiplicação para os outros elementos, tem-se 16.0,2 = 3,2mol/L para o nitrogênio e 106.0,2= 21,2mol/L para o carbono.

Assim, o nitrogênio é o elemento limitrofe, pois sua concentração na água está abaixo da concentração especificada pela proporção, ou seja, 1,2mol/L é menor que 3,2mol/L.

**6. B**

Calcula-se inicialmente a quantidade de matéria de  $\text{NO}_3^-$  que deve ter em 5000L de solução no tanque:

$$\begin{aligned} 0,009 \text{ mol de } \text{NO}_3^- & \dots\dots\dots 1 \text{ L de solução} \\ \mathbf{x} \text{ mol de } \text{NO}_3^- & \dots\dots\dots 5000 \text{ L de solução} \end{aligned}$$

$$\mathbf{x \cdot 1 = 0,009 \cdot 5000 \quad \therefore \quad \mathbf{x = 45 \text{ mol de } \text{NO}_3^-}$$

Como cada 1 mol de  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  possui 2 mol de  $\text{NO}_3^-$ , determina-se a quantidade de matéria de  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  necessária para se ter 45 mol de  $\text{NO}_3^-$ :

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 & \dots\dots\dots 2 \text{ mol de } \text{NO}_3^- \\ \mathbf{y} \text{ mol de } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 & \dots\dots\dots 45 \text{ mol de } \text{NO}_3^- \end{aligned}$$

$$\mathbf{y \cdot 2 = 45 \cdot 1 \quad \therefore \quad \mathbf{y = \frac{45}{2} \quad \therefore \quad \mathbf{y = 22,5 \text{ mol de } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2}$$

Como 1 mol de  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  é igual a 164g, a massa correspondente a 22,5mol de  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  é igual a:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 & \dots\dots\dots 164 \text{ g de } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \\ 22,5 \text{ mol de } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 & \dots\dots\dots \mathbf{z} \text{ g de } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \end{aligned}$$

$$\mathbf{z \cdot 1 = 22,5 \cdot 164 \quad \therefore \quad \mathbf{z = 3690 \text{ g de } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2}$$

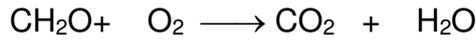
Como cada 1L da solução comercial nutritiva tem 90g de  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ , o volume dessa solução que contém 3690g desse sal é calculado da seguinte maneira:

1L de solução nutritiva ..... 90g de Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>  
 w L de solução nutritiva ..... 3690g de Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>

$$w \cdot 90 = 3690 \cdot 1 \quad \therefore w = \frac{3690}{90} \quad \therefore w = 41L \text{ de solução nutritiva}$$

**7. E**

A equação química da oxidação do CH<sub>2</sub>O é a seguinte:



A partir dela se estabelece a seguinte relação:

	1CH <sub>2</sub> O	1O <sub>2</sub>
Dados da equação:	30g	32g
Dados do enunciado:	10mg	x mg

Cálculo da variação:  $\frac{10}{30} = 0,33$

$x = 0,33 \cdot 32 = 10,7mg$

Então a massa de gás oxigênio (O<sub>2</sub>) necessária para a oxidação total do carbono presente no açúcar do problema é 10,7mg em 1 litro da solução.

**8. D**

Na mistura etanol/água há 20% de etanol em massa, logo a massa de etanol (m<sub>1 etanol</sub>) presente em 800kg da mistura é igual a:

$$m1_{\text{etanol}} = \frac{20.800}{100} = \mathbf{160kg}$$

No álcool hidratado obtido através da destilação, há 96% de etanol em massa, logo a massa de etanol ( $m2_{\text{etanol}}$ ) presente em 100kg de álcool hidratado é igual a:

$$m2_{\text{etanol}} = \frac{96.100}{100} = \mathbf{96kg}$$

Se na mistura inicial havia 160kg de etanol e no álcool hidratado tem 96kg de etanol, a diferença entre esses valores é a massa de etanol que sobrou no resíduo da destilação, ou seja,  $160 - 96 = \mathbf{64kg}$ .

A mistura inicial tinha massa total igual a 800kg e a massa do álcool hidratado obtido foi igual a 100kg, logo a massa do resíduo resultante da destilação foi de  $800-100 = \mathbf{700kg}$ .

Para se calcular a % de etanol que ainda está presente nesses 700kg de resíduo, faz a relação:

700kg de resíduo ..... 100%

64 Kg de etanol ..... **x** %

$$700.x = 64.100 \therefore x = \frac{6400}{700} \therefore \mathbf{x = 9,1\%}$$

**9. D**

O enunciado informa que em cada 1g de ração há 3mg de pesticida. Então, pode-se calcular a massa de pesticida consumida por cada rato em 100g de ração:

1g de ração ..... 3mg de pesticida  
100g de ração ..... **x** mg de pesticida

**$x \cdot 1 = 100 \cdot 3 \therefore x = 300 \text{mg de pesticida}$**

Para que haja uma mortalidade de pelo menos 10 ratos (metade de 20), o consumo de pesticida deve ser igual ou maior ao limite indicado na tabela do DL<sub>50</sub>.

Como 1 rato tem massa igual a 200g (=0,2kg) pode-se calcular o valor da dose letal DL<sub>50</sub> de cada pesticida para essa massa:

**Diazinon:**

70mg de Diazinon ..... 1kg de rato  
**x** mg de Diazinon ..... 0,2kg de rato

**$x \cdot 1 = 70 \cdot 0,2 \therefore x = 14 \text{mg de Diazinon}$**

**Malation:**

1000mg de Malation ..... 1kg de rato  
**x** mg de Malation ..... 0,2kg de rato

**$x \cdot 1 = 1000 \cdot 0,2 \therefore x = 200 \text{mg de Malation}$**

**Atrazina:**

3100mg de Atrazina ..... 1kg de rato  
 x mg de Atrazina ..... 0,2kg de rato

$$x \cdot 1 = 3100 \cdot 0,2 \therefore x = \mathbf{620mg \text{ de Atrazina}}$$

Como cada rato consumiu 300mg de pesticida, os grupos de ratos que ingeriram Diazinon e Malation consumiram mais do que a dose letal desses pesticidas.

**10. D**

Como o plasma representa 60% do sangue, calcula-se o volume de plasma ( $V_{\text{plasma}}$ ) presente em 5L de sangue de um indivíduo adulto:

$$V_{\text{plasma}} = \frac{60}{100} \cdot 5 = \mathbf{3L \text{ de plasma}}$$

A concentração máxima de varfarina é de 4mg por cada litro de plasma, logo a massa máxima de varfarina que pode estar em 3L de plasma é determinada por:

1L de plasma ..... 4mg de varfarina  
 3 L de plasma ..... x mg de varfarina

$$x \cdot 1 = 4 \cdot 3 \therefore x = \mathbf{12mg \text{ de varfarina}}$$

Como o medicamento tem concentração 3 mg de varfarina em cada 1 mL da solução, calcula-se o volume de medicamento que contém 12mg de varfarina:

1mL de medicamento ..... 3mg de varfarina  
 x mL de medicamento..... 12 mg de varfarina

$$x \cdot 3 = 1 \cdot 12 \therefore x = \frac{12}{3} \therefore x = 4\text{mL de medicamento}$$

**11. C**

No café descartado há 15% de óleo, então utilizando-se a relação a seguir, calcula-se a massa de óleo ( $m_{\text{óleo}}$ ) presente em 8 bilhões de quilogramas ( $8 \cdot 10^9\text{kg}$ ) de café jogados no lixo por ano:

$$m_{\text{óleo}} = \frac{15}{100} \cdot 8 \cdot 10^9\text{kg} = 1,2 \cdot 10^9\text{kg de óleo}$$

Essa massa de óleo pode ser convertida em  $1,2 \cdot 10^9\text{kg}$  de biodiesel.

A densidade do biodiesel informa que em cada  $1\text{m}^3$  (=1000L) desse material há 900kg, então:

1000 L de biodiesel ..... 900kg  
 x L de biodiesel .....  $1,2 \cdot 10^9\text{kg}$

$$x \cdot 900 = 1000 \cdot 1,2 \cdot 10^9 \therefore x = \frac{1,2 \cdot 10^{12}}{9 \cdot 10^2} \therefore x = 1,33 \cdot 10^9\text{L de biodiesel}$$

$1,33 \cdot 10^9\text{L}$  de biodiesel equivale a 1,33 bilhões de litros de biodiesel.

**12. C**

A densidade de uma mistura é calculada pela média ponderada entre as densidades dos componentes da mistura. Então calcula-se a densidade de cada amostra multiplicando-se a percentagem de estanho (Sn) pela sua densidade (7,3g/mL) e soma-se com o produto da percentagem de chumbo (Pb) pela sua densidade (11,3g/mL). O resultado dessa soma é dividido por 100.

$$\text{Amostra I: } d_I = \frac{60 \cdot 7,3 + 40 \cdot 11,3}{100} \therefore d_I = 8,90 \text{g/mL}$$

$$\text{Amostra II: } d_{II} = \frac{(62 \cdot 7,3 + 38 \cdot 11,3)}{100} \therefore d_{II} = 8,82 \text{g/mL}$$

$$\text{Amostra III: } d_{III} = \frac{65 \cdot 7,3 + 35 \cdot 11,3}{100} \therefore d_{III} = 8,70 \text{g/mL}$$

$$\text{Amostra IV: } d_{IV} = \frac{63 \cdot 7,3 + 37 \cdot 11,3}{100} \therefore d_{IV} = 8,78 \text{g/mL}$$

$$\text{Amostra V: } d_V = \frac{59 \cdot 7,3 + 41 \cdot 11,3}{100} \therefore d_V = 8,94 \text{g/mL}$$

As amostras cujas densidades estão entre os valores mínimo de 8,74g/mL e máximo de 8,82g/mL são as amostras II e IV.

**13. D**

Como a densidade de uma mistura é maior que a densidade da água pura, o densímetro deve estar numa posição mais elevada quando for colocado numa solução do que quando está em água pura. Tal fato ocorre nos desenhos apresentados nas opções D e E. Para se saber então a resposta correta, deve-se calcular as densidades das soluções nos recipientes A e B.

A densidade de uma solução é dada pela relação:

$$d_{\text{solução}} = \frac{m_{\text{solução}} \text{ (g)}}{V_{\text{solução}} \text{ (mL ou cm}^3\text{)}}$$

A massa da solução é a soma da massa de água com a massa de NaCl.

Como a densidade da água é igual a 1,0g/mL, em 2 litros (=2000mL) de água há 2000g de água.

A adição de 100g de NaCl a 2 litros de água aumenta a massa da solução, mas o aumento de volume pode ser desconsiderado, já que o volume de água no recipiente é muito maior que o do NaCl adicionado. Então a densidade da solução do recipiente A é calculada por:

$$d_A = \frac{(2000+100)g}{2000 \text{ mL}} = \mathbf{1,05g/mL}$$

A diferença entre a densidade da solução do recipiente A e a densidade da água é  $1,05 - 1,0 = 0,05 \text{ g/mL}$  ou  $0,05 \text{ g/cm}^3$ . Esse valor corresponde à diferença entre duas marcações consecutivas, logo quando o densímetro é colocado nessa solução, o nível da solução estará **uma marcação abaixo** daquela do nível da água pura.

A adição de 200g de NaCl a 2 litros de água aumenta a massa da solução, mas o aumento de volume pode ser desconsiderado. Então a densidade da solução do recipiente B é calculada por:

$$d_B = \frac{(2000+200)g}{2000 \text{ mL}} = 1,1g/mL$$

A diferença entre a densidade da solução do recipiente B e a densidade da água é  $1,1 - 1,0 = 0,1 \text{ g/mL}$  ou  $0,1g/cm^3$ . Esse valor corresponde ao dobro da diferença entre duas marcações consecutivas, logo quando o densímetro é colocado nessa solução, o nível da solução estará **duas marcações abaixo** daquela do nível da água pura.

Portanto, a opção correta é a **D**.

#### 14. D

O diesel utilizado em 1980 continha 13000ppm de enxofre, ou seja, em cada  $10^6g$  de óleo diesel havia 13000g de enxofre.

O diesel utilizado em 2012 continha 50ppm de enxofre, ou seja, em cada  $10^6g$  de óleo diesel havia 50g de enxofre.

A redução na quantidade de enxofre considerando cada  $10^6g$  de óleo diesel foi de  $13000 - 50 = 12950g$  de enxofre. Considerando a quantidade inicial (13000g) como 100%, a redução percentual pode ser calculada da seguinte forma:

13000g de enxofre ..... 100%

12950g de enxofre ..... **x** %

$$13000 \cdot x = 12950 \cdot 100 \therefore x = \frac{1295000}{13000} = \mathbf{99,6\%}$$

**15. D**

Em cada 1 litro (=1000mL) de leite de magnésia há 64,8 g de Mg(OH)<sub>2</sub>, então a massa dessa base presente em 9mL da solução pode ser calculada por regra de três:

1000mL de leite de magnesia ..... 64,8gde Mg(OH)<sub>2</sub>

9mL de leite de magnésia ..... **x** g de Mg(OH)<sub>2</sub>

$$x \cdot 1000 = 64,8 \cdot 9 \therefore x = \frac{583,2}{1000} = \mathbf{0,583g \text{ de } Mg(OH)_2}$$

A reação de neutralização total entre o hidróxido de magnésio(Mg(OH)<sub>2</sub>) e o ácido clorídrico (HCl) é dada pela equação:



A massa molar do Mg(OH)<sub>2</sub> é calculada com os dados fornecidos no enunciado:

$$M_{Mg(OH)_2} = 24,3 + 2 \cdot (16 + 1) = 58,3 \text{ g/mol}$$

Então, para se calcular a quantidade de ácido (HCl) neutralizado por 0,583g de Mg(OH)<sub>2</sub> faz-se a seguinte relação:

	1 Mg(OH) <sub>2</sub>	2HCl
Dados da equação:	58,3 g	2mol
Dados do enunciado:	0,583g	x mol

Cálculo da variação:  $\frac{0,583}{58,3} = 0,01$

$x = 0,01 \cdot 2 = 0,02\text{mol de HCl}$

**16. D**

Cada 1L (=1000mL) de solução de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> possui 0,1mol de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, então a quantidade de materia desse óxido presente em 20mL da solução é calculada pela regra de três:

1000mL de solução ..... 0,1 mol de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>

20mL de solução..... x mol de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>

$$x \cdot 1000 = 20 \cdot 0,1 \therefore x = \frac{2,0}{1000} = 0,002\text{mol de H}_2\text{O}_2$$

A equação química da reação fornecida no enunciado possibilita montar a seguinte relação:

	5H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	2KMnO <sub>4</sub>
Dados da equação:	5mol	2mol
Dados do enunciado:	0,002mol	x mol

Cálculo da variação:  $\frac{0,002}{5} = 0,0004$

$x = 0,0004 \cdot 2 = 0,0008 \text{ mol} = 8 \times 10^{-4} \text{ mol de KMnO}_4$

**17. E**

O efeito Tyndall é um efeito óptico em que as partículas dispersas num coloide provocam um espalhamento ou dispersão da luz.

## Unidade 3

### 1. E

A adição do sal (soluto não volátil) ao gelo provoca a diminuição da temperatura de congelamento da água. A temperatura de congelamento ou de solidificação de uma substância é igual à sua temperatura de fusão. Então o gelo derrete e a água formada tem superfície de contato maior com o recipiente da bebida.

### 2. B

A presença da cal provoca a perda de água das células dos microrganismos por osmose, devido à maior concentração de partículas(íons) dissolvidas no meio extracelular.

### 3. E

Como a solução contendo 0,2 mol/L de NaCl possui maior concentração de íons (partículas dissolvidas) do que as soluções presentes nas células humanas, ocorre a passagem da água da célula para a solução mais concentrada por osmose.

### 4. E

A osmose reversa ocorre se for aplicada sobre a solução mais concentrada (água salgada) uma pressão mecânica maior do que a pressão osmótica, ou seja, a pressão mecânica deve ter sentido oposto ao da pressão osmótica.

**5. E**

A adição de cloreto de sódio à carne faz com que as suas células percam água por osmose, pois o ambiente externo fica com maior concentração de partículas(íons) dissolvidas do que o interior das células. A saída de água das células por esse processo dificulta a proliferação de microrganismos que degradam os alimentos.

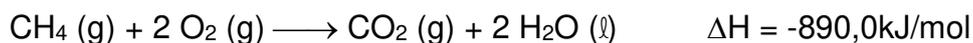
**6. E**

A desidratação osmótica de um alimento consiste na remoção de certa quantidade de água desse alimento, em virtude da diferença de concentração de partículas dissolvidas no alimento e na solução hipertônica contendo sal ou açúcar em que ele é colocado. O alimento perde água por osmose.

**Unidade 4**

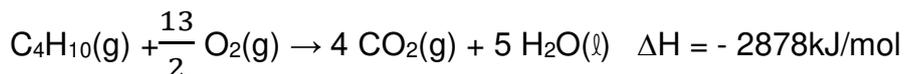
**1. A**

A combustão completa de metano (CH<sub>4</sub>), presente no gás natural, é representada por:



Então, a produção de cada 1 mol de CO<sub>2</sub> na queima do CH<sub>4</sub> libera **890KJ**.

A combustão do butano (C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>), presente no GLP, é representada por:



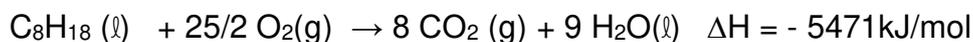
Então, segundo a equação química, a produção de cada 4 mol de CO<sub>2</sub> libera 2878 kJ. Para se calcular a quantidade de calor liberado na produção de 1mol de CO<sub>2</sub> faz-se a seguinte relação:

	<b>4 CO<sub>2</sub></b>	- 2878kJ
Dados da equação:	4mol	- 2878kJ
Dados do enunciado:	1mol	<b>x kJ</b>

Cálculo da variação:  $\frac{1}{4} = 0,25$

$x = 0,25 \cdot (- 2878) \therefore x = - 719,5 \text{ kJ/mol de CO}_2$

A queima do octano (C<sub>8</sub>H<sub>18</sub>), presente na gasolina, é representada por:



Conforme a equação química, a produção de 8 mol de CO<sub>2</sub> libera 5471kJ, portanto a quantidade de calor liberada na produção de 1mol de CO<sub>2</sub> pode ser calculada da seguinte forma:

	8 CO <sub>2</sub>	- 5471kJ
Dados da equação:	8mol	- 5471kJ
Dados do enunciado:	1mol	<b>x</b> kJ

Cálculo da variação:  $\frac{1}{8} = 0,125$

$x = 0,125 \cdot (-5471) \therefore x = - 683,9\text{kJ/mol de CO}_2$

Baseado nos valores de energia liberada na combustão dos diferentes combustíveis e na quantidade de gás carbônico (CO<sub>2</sub>) liberado na queima de 1 mol de cada um deles, pode-se chegar à ordem crescente: C<sub>8</sub>H<sub>18</sub> < C<sub>4</sub>H<sub>10</sub> < CH<sub>4</sub> ou então gasolina, GLP e gás natural, sendo este último o mais eficiente por liberar maior ΔH por mol.

## 2. B

Vamos calcular a massa utilizada de cada combustível e a massa de gás carbônico (CO<sub>2</sub>) produzido na queima de metano(CH<sub>4</sub>) e etanol(C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH) quando se libera 5400kJ de calor, estabelecendo-se as relações necessárias.

### • Combustão do H<sub>2</sub>:

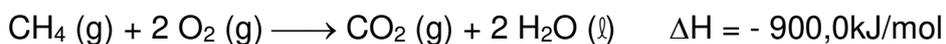


	1 H <sub>2</sub>	- 270kJ
Dados da equação:	2g	- 270kJ
Dados do enunciado:	xg	- 5400kJ

Cálculo da variação:  $\frac{-5400}{-270} = 20$

$x = 20 \cdot 2 \therefore x = 40\text{g de H}_2$

•Combustão do CH<sub>4</sub>:



	1 CH <sub>4</sub>	- 900kJ
Dados da equação:	16g	- 900kJ
Dados do enunciado:	xg	- 5400kJ

Cálculo da variação:  $\frac{-5400}{-900} = 6$

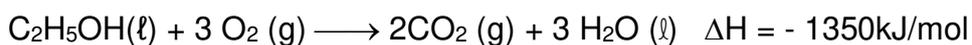
$x = 6 \cdot 16 \therefore x = 96\text{g de CH}_4$

	1 CO <sub>2</sub>	- 900kJ
Dados da equação:	44g	- 900kJ
Dados do enunciado:	yg	- 5400kJ

Cálculo da variação:  $\frac{-5400}{-900} = 6$

$y = 6 \cdot 44 \therefore y = 264\text{g de CO}_2$

• **Combustão do C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH:**



	<b>1 C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH</b>	- 1350kJ
Dados da equação:	46g	- 1350kJ
Dados do enunciado:	<b>xg</b>	- 5400kJ

Cálculo da variação:  $\frac{-5400}{-1350} = 4$

$x = 4 \cdot 46 \therefore x = 184\text{g de C}_2\text{H}_5\text{OH}$

	<b>2 CO<sub>2</sub></b>	- 1350kJ
Dados da equação:	<b>2 . 44g</b>	- 1350kJ
Dados do enunciado:	<b>yg</b>	- 5400kJ

Cálculo da variação:  $\frac{-5400}{-1350} = 4$

$y = 4 \cdot 88 \therefore y = 352 \text{ g de CO}_2$

Os cálculos justificam a resposta da opção B.

**3. D**

Primeiramente vamos calcular a quantidade de energia liberada na queima de 1 litro de **metanol**.

Como a densidade do metanol é igual a 0,79g/mL, calcula-se a massa correspondente a 1 litro dessa substância:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mL de metanol} \dots\dots\dots 0,79\text{g de metanol} \\ 1000\text{mL de metanol} \dots\dots\dots x \end{array}$$

$$x = 0,79 \cdot 1000 \therefore x = 790\text{g/L}$$

Como 1 mol de metanol é igual a 32 g e libera 726 kJ na sua queima, pode-se calcular a energia liberada na queima por esses 790g de metanol:

$$\begin{array}{l} 32\text{g} \dots\dots\dots - 726 \text{ kJ} \\ 790\text{g} \dots\dots\dots y \end{array}$$

$$y = \frac{790 \cdot (-726)}{32} \therefore y = - 17923\text{kJ/L}$$

Sabendo-se que 1MJ = 1000J, tem-se para o metanol:

$$y = - 17,9\text{MJ/L}$$

O mesmo cálculo é feito para o **etanol**. Sabendo-se que sua densidade é igual a 0,79g/mL, determina-se a massa de etanol presente em 1 litro dessa substância:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mL de etanol} \dots\dots\dots 0,79\text{g de etanol} \\ 1000\text{mL de etanol} \dots\dots\dots x \end{array}$$

$$x = 0,79 \cdot 1000 \therefore x = 790\text{g/L}$$

Como 1 mol de etanol é igual a 46 g e libera 1367 kJ na sua queima:

$$\begin{array}{l} 46\text{g} \dots\dots\dots - 1367\text{kJ} \\ 790\text{g} \dots\dots\dots y \end{array}$$

$$y = \frac{790 \cdot (-1367)}{46} \therefore y = - 23476\text{kJ/L} = - \mathbf{23,5MJ/L}$$

Considerando que o volume dos dois combustíveis é o mesmo, é mais vantajoso utilizar o etanol, pois a sua combustão completa libera maior quantidade de energia.

**4. D**

Utilizando-se o valor da densidade da gasolina, pode-se calcular a massa de gasolina presente em 40litros (=40000mL) dessa mistura:

$$\begin{array}{l} 1\text{mL de gasolina} \dots\dots\dots 0,7\text{g de gasolina} \\ 40000\text{mL de gasolina} \dots\dots\dots x \end{array}$$

$$x = 40000 \cdot 0,7 \therefore x = 28000\text{g de gasolina}$$

Utilizando-se calor de combustão da gasolina, calcula-se a energia liberada na queima de 28000g de gasolina:

$$\begin{array}{l} 1\text{g de gasolina} \dots\dots\dots -10\text{kcal} \\ 28000\text{g de gasolina} \dots\dots\dots x \end{array}$$

$$x = 28000 \cdot (-10) \therefore x = - \mathbf{280000kcal}$$

Como a energia consumida na ida e na volta foi a mesma, faz-se o cálculo inverso para o etanol. Usando o seu calor de combustão, calcula-se a massa de etanol que ao ser queimada libera 280000kcal:

$$1\text{g de etanol} \dots\dots\dots -6\text{kcal}$$

$$x \dots\dots\dots - 280000\text{kcal}$$

$$x = \frac{-280000}{-6} \therefore x = 46666,67\text{g de etanol}$$

Utilizando-se o valor da densidade do etanol, determina-se o volume correspondente a essa massa:

$$1\text{mL de etanol} \dots\dots\dots 0,8\text{g de etanol}$$

$$x \dots\dots\dots 46666,67\text{g de etanol}$$

$$x = \frac{46666,67}{0,8} \therefore x = 58333,34\text{mL de etanol}$$

$$x = \mathbf{58,33L de etanol}$$

**5. D**

A estratégia é satisfatória, pois como o enunciado informa, a energia solar tem sido armazenada através de um processo químico endotérmico e esse processo também produz substâncias que podem ser utilizadas para liberar calor.

A reação,

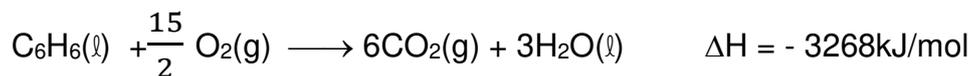


é endotérmica, pois os reagentes CH<sub>4</sub> e H<sub>2</sub>O absorvem calor (observe que o calor está com sinal positivo no lado esquerdo da equação) e produz as substâncias combustíveis (CO e H<sub>2</sub>) que fornecem energia ao sofrerem combustão, reagindo com o gás oxigênio.

**6. C**

Para resolver esse problema, pode-se calcular a quantidade de matéria (número de mol) de CO<sub>2</sub> produzido para uma mesma quantidade de energia produzida. Pode-se escolher qualquer valor de energia. Para facilitar os cálculos, vamos considerar 1kJ de energia.

• **Combustão do benzeno:**



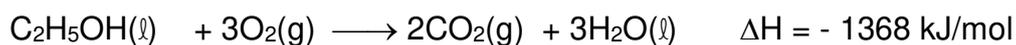
Quando ocorre liberação de 3268 KJ, são liberados 6 mol de CO<sub>2</sub>. Então podemos calcular o número de mol de CO<sub>2</sub> liberado por unidade de energia:

	<b>6 CO<sub>2</sub></b>	-3268kJ
Dados da equação:	6mol	-3268kJ
Dados do enunciado:	<b>x mol</b>	-1 kJ

Cálculo da variação:  $\frac{-1}{-3268} = 3,06 \cdot 10^{-4}$

$$x = 3,06 \cdot 10^{-4} \cdot 6 \therefore x = 1,84 \cdot 10^{-3} \text{ mol de CO}_2$$

• **Combustão do etanol:**

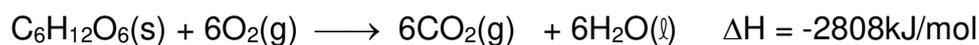


	<b>2CO<sub>2</sub></b>	-1368kJ
Dados da equação:	2mol	-1368kJ
Dados do enunciado:	<b>x mol</b>	-1 kJ

$$\text{Cálculo da variação: } \frac{-1}{-1368} = 7,31 \cdot 10^{-4}$$

$$x = 7,31 \cdot 10^{-4} \cdot 2 \therefore x = 1,46 \cdot 10^{-3} \text{ mol de CO}_2$$

• **Combustão da glicose:**

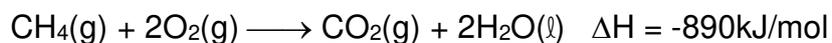


	<b>6CO<sub>2</sub></b>	-2808kJ
Dados da equação:	6mol	-2808kJ
Dados do enunciado:	<b>x mol</b>	- 1 kJ

$$\text{Cálculo da variação: } \frac{-1}{-2808} = 3,56 \cdot 10^{-4}$$

$$x = 3,56 \cdot 10^{-4} \cdot 6 \therefore x = 2,13 \cdot 10^{-3} \text{ mol de CO}_2$$

• **Combustão do metano:**

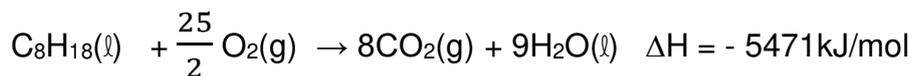


	<b>1 CO<sub>2</sub></b>	-890kJ
Dados da equação:	1 mol	-890kJ
Dados do enunciado:	<b>x mol</b>	-1 kJ

Cálculo da variação:  $\frac{-1}{-890} = 1,1 \cdot 10^{-3}$

$x = 1,12 \cdot 10^{-3} \cdot 1 \therefore x = 1,12 \cdot 10^{-3} \text{ mol de CO}_2$

• **Combustão do octano:**



	<b>8 CO<sub>2</sub></b>	- 5471kJ
Dados da equação:	8mol	- 5471kJ
Dados do enunciado:	<b>x mol</b>	-1 kJ

Cálculo da variação:  $\frac{-1}{-5471} = 1,82 \cdot 10^{-4}$

$x = 1,82 \cdot 10^{-4} \cdot 8 \therefore x = 1,46 \cdot 10^{-3} \text{ mol de CO}_2$

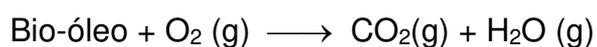
Utilizando-se os resultados dos cálculos, pode-se construir a tabela:

Combustível	Número de mol de CO <sub>2</sub> produzido em cada 1kJ de calor liberado
benzeno	1,84.10 <sup>-3</sup>
etanol	1,46.10 <sup>-3</sup>
glicose	2,13.10 <sup>-3</sup>
metano	1,12.10 <sup>-3</sup>
octano	1,46.10 <sup>-3</sup>

Portanto, a glicose libera maior quantidade de dióxido de carbono em relação aos outros combustíveis.

### 7. C

A variação de entalpia ( $\Delta H$ ) a ser calculada refere-se à equação:



O  $\Delta H$  da reação pode ser obtido do gráfico pela diferença de energia entre produtos e reagentes, cujo valor pode ser calculado por:

$$\Delta H_1 - \Delta H_2 = -18,8 - (-2,4) = -16,4 \text{ kJ para 1 grama de água.}$$

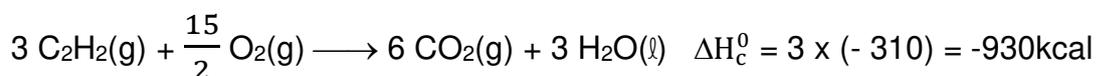
$$\text{Como são 5 gramas de água} = 5 \cdot (-16,4) = -82,0 \text{ kJ}$$

**8. B**

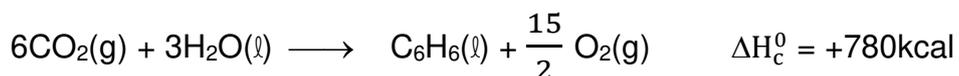
Como observado no texto e na reação de trimerização do benzeno, podemos aplicar a Lei de Hess, pois as equações químicas I e II trazem, respectivamente, o reagente e o produto da reação desejada.



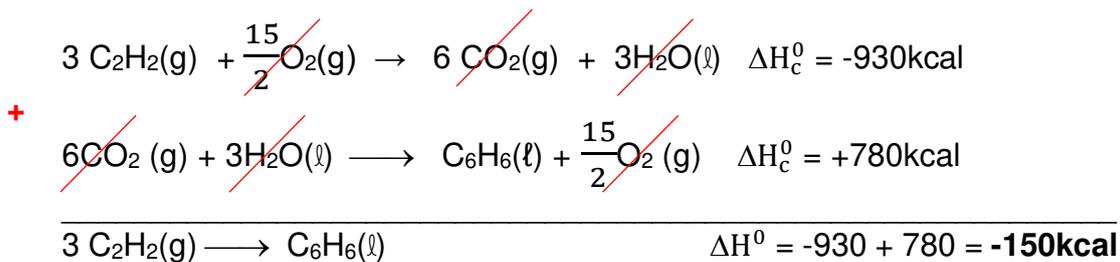
Observe que o reagente da reação desejada ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ) também é reagente da reação I, porém os coeficientes estequiométricos não estão iguais. Logo, multiplica-se toda a equação química I por 3 para igualar o coeficiente estequiométrico da equação desejada com o dessa equação:



Já o produto da reação desejada ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ) aparece como reagente da reação II, por isso será necessário inverter a equação química II, devendo-se também trocar o sinal do  $\Delta H$ :

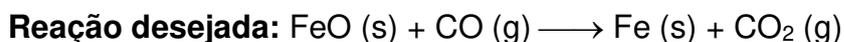


Então, para a finalizar, basta somar as duas equações químicas para se obter a reação desejada.

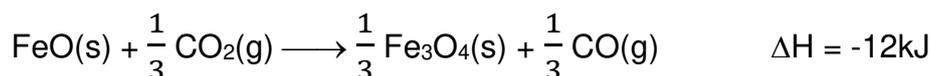


### 9. B

A reação cujo  $\Delta H$  se quer calcular é a seguinte:



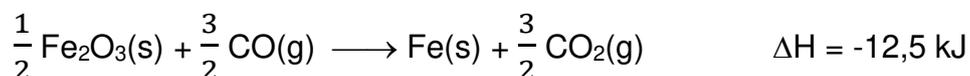
Observe que o FeO, reagente da reação desejada, também é reagente da segunda reação, porém os coeficientes estequiométricos não estão iguais. Logo, divide-se toda a segunda equação química por 3 para igualar o coeficiente estequiométrico da equação desejada com o dessa equação:



O CO, reagente da reação desejada, está presente nas três equações químicas fornecidas, logo não se sabe que equação será alterada por causa dessa substância. Então, deve-se desconsiderá-lo e analisar a próxima substância da equação química.

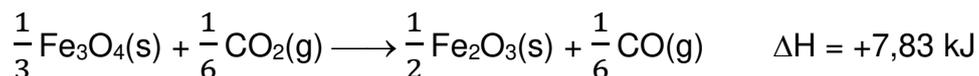
O Fe, produto da reação desejada, também é produto da primeira equação química fornecida, só que com coeficiente estequiométrico diferente do da

reação desejada. Portanto, deve-se dividir toda a primeira equação e o seu valor de  $\Delta H$  por 2:



O  $\text{CO}_2$ , produto da reação desejada, está presente nas três equações químicas fornecidas, logo não se sabe que equação será alterada por causa dessa substância. Então, também deve-se desconsiderá-lo.

Ao se somar essas duas equações químicas, o reagente ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) da primeira reação e o produto ( $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ) da segunda reação aparecerão na reação global, o que não estará de acordo com a reação desejada. Para solucionar esse problema, deve-se dividir a terceira equação química fornecida por 6:



Então, segundo a Lei de Hess, basta somar as três equações químicas para se obter a reação desejada.

Ao efetuar a soma, o  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  pode ser imediatamente cancelado, pois está em lados opostos da primeira e terceira equações com o mesmo coeficiente estequiométrico.

No caso do  $\text{CO}_2$ , deve-se realizar o seguinte cálculo entre seus coeficientes estequiométricos:

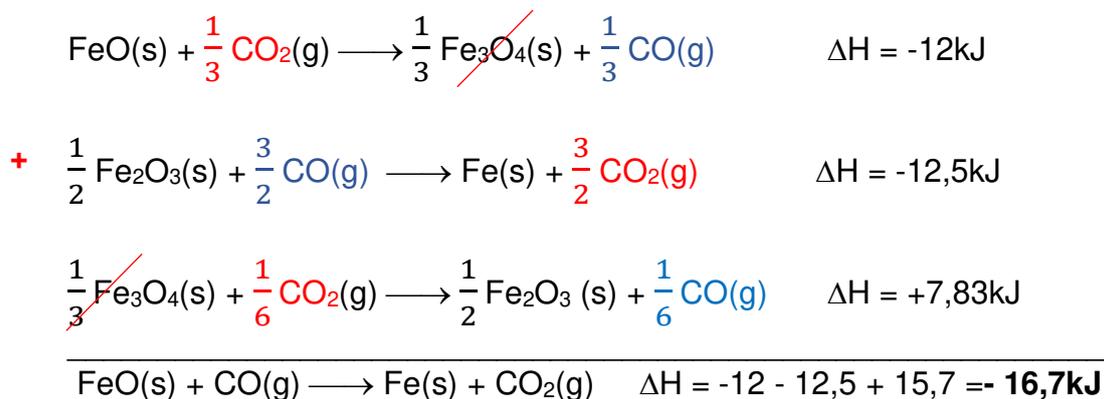
$$\frac{1}{3} + \frac{1}{6} - \frac{3}{2} = \frac{2+1-9}{6} = \frac{-6}{6} = -1$$

O resultado com sinal negativo indica que na equação global sobra CO<sub>2</sub> no lado direito com o coeficiente estequiométrico 1.

No caso do CO, também deve-se realizar o seguinte cálculo entre seus coeficientes estequiométricos:

$$\frac{3}{2} - \frac{1}{3} - \frac{1}{6} = \frac{9-2-1}{6} = \frac{6}{6} = 1$$

O resultado com sinal positivo indica que na equação global sobra CO no lado esquerdo com o coeficiente estequiométrico 1.

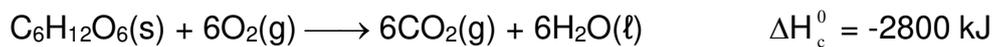


**10. A**

A massa molar da glicose é igual a:

$$M_{C_6 H_{12} O_6} = 6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 6 \cdot 16 = 180\text{g/mol}$$

A massa de glicose disponibilizada para a atividade muscular é 40% de 1g, ou seja, 0,4g. Então, a energia obtida para atividade muscular pode ser calculada da seguinte forma:



	$1\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	-2800 kJ
Dados da equação:	180g	-2800 kJ
Dados do enunciado:	0,4g	<b>x kJ</b>

Cálculo da variação:  $\frac{0,4}{180} = 0,0022$

$x = 0,0022 \cdot (-2800) \therefore x = - 6,2\text{kJ}$

## Unidade 5

### 1. C

O exemplo 1 envolve a diminuição da temperatura para diminuir a velocidade de degradação de alimentos. Fator considerado: **temperatura**.

O exemplo 2 envolve o corte de um alimento em pedaços ou fatias para aumentar a velocidade de cozimento. Esse procedimento aumenta a área de contato entre o alimento e o meio utilizado para seu cozimento. Fator considerado: **superfície de contato**.

O exemplo 3 envolve o uso de enzimas, que são catalisadores biológicos, para acelerar as reações que ocorrem na produção de um iogurte. Fator considerado: **catalisador**.

### 2. C

Com base no enunciado, o sulfeto de mercúrio (II) ( $\text{HgS}$ ) pode ser decomposto sob a ação da luz, produzindo mercúrio metálico ( $\text{Hg}$ ) e essa reação seria catalisada pelo íon cloreto ( $\text{Cl}^-$ ) presente na umidade do ar.

Segundo a hipótese proposta, o íon cloreto atua como catalisador na decomposição fotoquímica do *vermillion*, ou seja, diminui a energia de ativação da reação.

## Unidade 6

### 1. A

Ao abrir o refrigerante, o gás carbônico escapa para o ar. Com a diminuição da concentração de  $\text{CO}_2$ , o equilíbrio é deslocado para a esquerda da equação química, ocorrendo a transformação de mais  $\text{H}_2\text{CO}_3$  em  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$ . O gás carbônico que escapa para o ar, desloca para do refrigerante para fora do recipiente.

### 2. D

Quanto maior é a altitude de uma região, menor é a quantidade de ar presente, logo menor é a pressão parcial do gás oxigênio ( $\text{O}_2$ ). Com a diminuição da pressão parcial do  $\text{O}_2$ , o equilíbrio da reação é deslocado para a esquerda (mesmo lado do  $\text{O}_2$ ) da equação química, o que diminui a concentração da hemoglobina oxigenada ( $\text{HbO}_2$ ).

**Unidade 7**

**1. B**

Seja K a constante de equilíbrio da reação I. As expressões das constantes de equilíbrio  $K_1$ ,  $K_2$  e  $K_3$  são dadas por:

$$K_1 = \frac{[H^+].[CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]}$$

$$K_2 = [Ca^{2+}].[CO_3^{2-}]$$

$$K_3 = \frac{[H^+].[HCO_3^-]}{[CO_2]}$$

O valor de K é obtido, multiplicando-se  $K_2$  e  $K_3$  e dividindo o resultado por  $K_1$ :

$$K = \frac{[Ca^{2+}].[CO_3^{2-}].\frac{[H^+].[HCO_3^-]}{[CO_2]}}{\frac{[H^+].[CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]}}$$

$$K = [Ca^{2+}].\cancel{[CO_3^{2-}]} \cdot \frac{\cancel{[H^+]}.[HCO_3^-]}{[CO_2]} \cdot \frac{[HCO_3^-]}{\cancel{[H^+]}.[CO_3^{2-}]}$$

$$K = \frac{[Ca^{2+}].[HCO_3^-]}{[CO_2]}$$

Então:

$$K = \frac{K_2 \cdot K_3}{K_1}$$

$$K = \frac{6 \cdot 10^{-9} \cdot 2,5 \cdot 10^{-7}}{3,0 \cdot 10^{-11}} \quad \therefore K = 5 \cdot 10^{-5}$$

**2. D**

O rótulo da água mineral informa que o pH é igual a 7,54. Como é um valor acima de 7,0, trata-se de uma solução levemente alcalina (básica).

**3. B**

Para que o efluente tenha características básicas ou alcalinas, seu pH deve ser maior que 7,0. Isso acontece com o efluente da segunda indústria, pois o pH da amostra coletada após a segunda indústria, entre a terceira e a quarta, é igual a 7,5, ou seja, maior que 7,0.

**4. E**

**Afirmativa I:** Falsa. O pH da 14ª é maior que o da 6ª amostra, então houve uma diminuição de acidez.

**Afirmativa II:** Verdadeira. A 18ª amostra possui o maior pH.

**Afirmativa III:** Verdadeira. A 8ª amostra tem pH igual a 5, logo  $[H^+] = 10^{-5} \text{ mol/L}$ .

A 14ª amostra tem pH igual a 6, logo  $[H^+] = 10^{-6} \text{ mol/L}$ . Dividindo-se a concentração de  $H^+$  da 8ª amostra pela da 14ª amostra, tem-se:

$$\frac{10^{-5}}{10^{-6}} = 10$$

Portanto a 8ª amostra é dez vezes mais ácida que a 14ª amostra.

**Afirmativa IV:** Verdadeira. As amostras de chuva ácida são aquelas com pH abaixo 5,5.

**5. C**

O menor valor de pH medido para a amostra foi igual a 4,5 e o maior valor foi de 5,5,. Uma diluição da amostra provoca a diminuição na concentração de  $H^+$ , logo há um aumento do pH, que não atinge o valor 7,0, pois a solução não se torna neutra.

**6. C**

Como o odor de peixe se deve a aminas que possuem caráter alcalino, para neutralizá-lo, pode-se adicionar solução com caráter ácido, ou seja, com concentração de íons  $H^+$  maior que  $10^{-7}mol/L$ . Suco de limão ou vinagre possuem o caráter ácido necessário.

**7. E**

Como a solução I apresenta cor verde, seu pH está entre 11 e 13, ou seja, é **básico**.

Como a solução II apresenta cor azul, seu pH está entre 9 e 11, ou seja, é **básico**.

Como a solução III apresenta cor vermelha, seu pH numa faixa de pH abaixo de 7, ou seja, é **ácida**.

Como a solução III apresenta cor rosa, seu pH numa faixa de pH abaixo de 7, ou seja, é **ácida**.

**8. D**

Os sucos de abacaxi e limão são ácidos, logo as cores possíveis são rosa ou vermelho.

**9. E**

A saliva humana tem valor de pH entre 6,5 e 7,5, portanto ao se adicionar o indicador, torna-se roxa conforme a escala de cores. O suco gástrico é composto de ácido clorídrico, cujo pH varia de 1,5 a 2,0, apresentando cor vermelha na escala.

**10. A**

De acordo com o rótulo, o pH da água mineral é 10,0, que pode ser identificado pela cor azul apresentada pelo azul de bromotimol em pH maior ou igual a 7,6 e pela cor rosa da fenolftaleína em pH maior ou igual a 10. Essas cores não aparecerão ao se pingar gotas dos correspondentes indicadores na água da torneira.

**11. A**

De acordo com o rótulo, o pH da água mineral é 10,0, que pode ser identificado pela cor azul apresentada pelo azul de bromotimol em pH maior ou igual a 7,6 e pela cor rosa da fenolftaleína em pH maior ou igual a 10. Essas cores não aparecerão ao se pingar gotas dos correspondentes indicadores na água da torneira.

**12. A**

A solução de hidróxido de sódio adiciona íons  $\text{OH}^-$  ao leite, aumentando o seu pH, o que o torna menos ácido.

**13. D**

O enunciado já diz que o solo é alcalino demais, o que pode-se perceber pela liberação dos íons  $\text{OH}^-$ . O  $\text{CaO}$  é um óxido básico e ao reagir com água forma uma base ( $\text{Ca(OH)}_2$ ). Isso aumenta a concentração de íons  $\text{OH}^-$ , elevando o pH. Assim, a remediação não é realizada.

**14. A**

O asfalto rico em cálcio faz aumentar o pH do meio, devido à produção de hidróxido de cálcio ( $\text{Ca(OH)}_2$ ). Há disponibilidade de íons  $\text{OH}^-$  que ao reagir com os íons  $\text{Al}^{+3}$ , forma o hidróxido de alumínio de fórmula  $\text{Al(OH)}_3$ , praticamente insolúvel em água. Os íons  $\text{Al}^{+3}$  deixam de estar livres, diminuindo a toxicidade.

**15. E**

O  $\text{CaCO}_3$  é um sal proveniente de uma base forte e de um ácido fraco, portanto têm caráter básico, aumentando a concentração de íons hidroxila ( $\text{OH}^-$ ) no meio. Os íons  $\text{OH}^-$  reagem com os íons  $\text{Al}^{+3}$  e formam o hidróxido de alumínio ( $\text{Al(OH)}_3$ ), praticamente insolúvel em água. Os íons  $\text{Al}^{+3}$  deixam de estar livres, diminuindo a toxicidade.

**16. A**

O enunciado diz que deve-se evitar que o equilíbrio seja deslocado para a direita. A adição de íons hidroxila ( $\text{OH}^-$ ) à solução de sabão, tornando o pH alcalino, desloca o equilíbrio da reação citada para a esquerda.

**17. B**

O refrigerante tem caráter ácido, portanto nesta solução prevalecem os íons  $H^+$ . Estes íons  $H^+$  reagem com os íons  $OH^-$  do meio, formando água. Assim, a concentração dos íons  $OH^-$  diminui e o equilíbrio é deslocado para a direita, favorecendo a desmineralização.

**18. B**

Em soluções alcalina (pH maior que 7) é alta a concentração de íons  $OH^-$ . Estes reagem com os íons  $H_3O^+$  do meio, deslocando o equilíbrio da segunda equação para a direita, consumindo o  $HClO$ , de alto poder desinfectante.

O ideal é um pH ácido (pH=5), solução com alta concentração de íons  $H_3O^+$ . O aumento da concentração deste íons, desloca o equilíbrio para a esquerda, produzindo mais  $HClO$ .

A solução com pH = 0 é fortemente ácida, não sendo adequada porque o equilíbrio da primeira reação ficará bastante deslocado para a esquerda, diminuindo a concentração do  $HClO$ .

**19. E**

A adição ao contraste de íons sulfato ( $SO_4^-$ ) provenientes do  $K_2SO_4$ , solúvel em água, desloca o equilíbrio de sua dissolução para a esquerda, diminuindo a concentração dos íons tóxicos  $Ba^{2+}$ .

**20. E**

Na reação observa-se a formação de ácido sulfúrico. Para que ocorra a neutralização devemos acrescentar uma substância de caráter alcalino.

O sal carbonato de cálcio é derivado do hidróxido de cálcio ( $\text{Ca(OH)}_2$ ), uma base forte, e do ácido carbônico ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ), um ácido fraco. Ou seja sua solução tem caráter básico ou alcalino.

O sulfeto de sódio ( $\text{Na}_2\text{S}$ ) também é derivado de uma base forte ( $\text{NaOH}$ ) e de um ácido fraco ( $\text{H}_2\text{S}$ ), porém a adição desse sal aumenta a quantidade de íons sulfeto, o que não é desejado.

O cloreto de amônio ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) não deve ser utilizado, pois gera uma solução ácida, já que seu cátion é proveniente de base fraca e seu ânion é proveniente de ácido forte.

O dióxido de carbono é um óxido ácido, logo não serve para diminuir a acidez.

### 21. D

Se a concentração de íons hidroxila é  $10^{-10} \text{ mol/L}$ , então:  $\text{pOH} = -\log 10^{-10} = 10$ .

Como  $\text{pH} + \text{pOH} = 14 \therefore \text{pH} = 14 - \text{pOH} \therefore \text{pH} = 14 - 10 = 4$

Como o valor do pH é menor que 7, trata-se de um rejeito ácido. Para ajustar o pH precisa-se de uma substância com caráter alcalino.

O sal  $\text{K}_2\text{CO}_3$  é derivado da base  $\text{KOH}$  (base forte) e do ácido  $\text{H}_2\text{CO}_3$  (ácido fraco), portanto tem caráter alcalino.

### 22. E

O dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) é um óxido ácido e ao se dissolver na água produz o ácido carbônico, cuja ionização ocorre segundo as equações a seguir:



O aumento da acidez devido ao excesso de dióxido de carbono danifica a estrutura dos esqueletos calcários, pois o carbonato de cálcio ( $\text{CaCO}_3$ ) presente tem características alcalinas, pois é um sal formado por base forte ( $\text{Ca(OH)}_2$ ) e ácido fraco ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ).

**23. A**

O bicarbonato de sódio ( $\text{NaHCO}_3$ ) produz uma solução aquosa alcalina, pois é um sal proveniente de base forte ( $\text{NaOH}$ ) e ácido fraco ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ). Ao se pingar gotas de solução de fenolftaleína numa solução aquosa de bicarbonato de sódio, surge a cor rosa, devido à alcalinidade dessa solução.

A queima do palito de fósforo libera óxidos ácidos ( $\text{SO}_2$  e  $\text{CO}_2$ ), que ao entrarem em contato com a solução alcalina, diminui seu pH, desaparecendo a cor rosa da fenolftaleína.

**24. D**

Os gases responsáveis pela acidez da chuva são os óxidos ácidos. Para neutralizar esses gases poluentes, deve-se utilizar uma solução alcalina. Segundo as reações reversíveis apresentadas no quadro, apenas as soluções contendo piridina, metilamina e hidrogenofosfato de potássio são alcalinas devido à liberação de  $\text{OH}^-$ . Dentre elas, a mais eficiente para a remoção dos poluentes é a de hidrogenofosfato de potássio, em virtude do maior valor da constante de equilíbrio.

**25. E**

O equilíbrio entre os íons carbonato ( $\text{CO}_3^{2-}$ ) e bicarbonato ( $\text{HCO}_3^-$ ) nos oceanos tem um efeito tampão, fazendo com que o pH do meio não seja tão afetado com a adição de efluentes ácidos.

## Unidade 8

### 1. E

O nitrogênio tem seu maior número de oxidação (Nox) no ânion nitrato ( $\text{NO}_3^-$ ). No processo de desnitrificação, íons nitrato ( $\text{NO}_3^-$ ) são transformados em gás nitrogênio ( $\text{N}_2$ ), e o nitrogênio (N) sofre redução de Nox de +5 para 0.

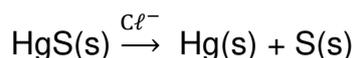
### 2. E

Tanto o processo 1, que é a fotossíntese, quanto o processo 2, que é uma combustão, são reações redox.

A fotossíntese ocorre com absorção de luz (energia eletromagnética) para produzir os combustíveis.

### 3. C

O íon cloreto ( $\text{Cl}^-$ ) é o catalisador da reação redox:



Como foi visto na unidade de cinética química, um catalisador aumenta a velocidade de uma reação porque diminui a sua energia de ativação.

## Unidade 9

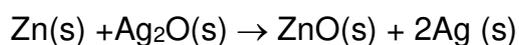
### 1. D

Como na pilha há íons hidroxila ( $\text{OH}^-$ ), a pilha é alcalina.

O anodo, onde ocorre a oxidação, é o Zn.

Como o Zn sofre oxidação, ele é o agente redutor, perdendo elétron.

Somando as semirreações dadas , obtém-se:



Como o Zn sofre oxidação, o fluxo de elétrons vai do eletrodo de Zn para o de  $\text{Ag}_2\text{O}$ .

### 2. A

Na pilha de combustível ocorre uma reação de oxirredução espontânea em que há formação de água, não poluente.

### 3. B

A ddp da biocélula de acetato é calculada da seguinte forma:

$$\text{ddp} = E^{\circ}_{\text{red maior}} - E^{\circ}_{\text{red menor}} = 0,8 - (- 0,3) = 1,10 \text{ V}$$

Para que ligação forneça 4,4V, deve-se ligar:

$$\frac{4,4}{1,1} = \mathbf{4 \text{ pilhas em série}}$$

**4. C**

Ao conectar pilhas em série gera um potencial que é igual à soma dos potenciais das pilhas individuais. Para que o conjunto funcione em série, o anodo (polo negativo) de uma pilha deve ser ligado ao catodo (polo positivo) da outra.

O polo positivo da pilha é onde ocorre a redução e o polo negativo é onde ocorre a oxidação. As semirreações de redução fornecidas na tabela, possibilitam identificar facilmente os polos. Por exemplo, na primeira pilha da opção A, o lado direito é o polo negativo(anodo) pois é o de menor potencial de redução. Na segunda pilha desta opção, o lado esquerdo também é anodo, pois é o de menor potencial de redução. Como o anodo da primeira pilha está ligada ao anodo da segunda, o conjunto não funciona em série.

As únicas alternativas que ligam anodo com catodo são C e D. Então deve-se calcular a diferença de potencial de cada conjunto para se saber qual irá fornecer a voltagem suficiente para acender a lâmpada. Isso ocorre na opção C, conforme os cálculos:

**Pilha 1:**  $ddp_1 = E^{\circ}_{red\ maior} - E^{\circ}_{red\ menor} = 1,61 - (- 0,76) = 2,37\ V$

**Pilha 2:**  $ddp_2 = E^{\circ}_{red\ maior} - E^{\circ}_{red\ menor} = 1,33 - (- 0,25) = 1,58\ V$

A diferença de potencial ( $ddp_{total}$ ) do conjunto é:

$$ddp_{total} = ddp_1 + ddp_2 = 2,37 + 1,58 = \mathbf{+3,95\ V}$$

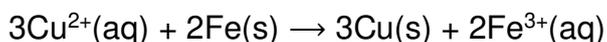
O diferença de potencial desse conjunto em série é superior a 3,6V. Logo, é suficiente para acender o LED azul.

### 5. E

No preparo da calda bordalesa ocorre uma reação química entre o de sulfato de cobre II ( $\text{CuSO}_4$ ) com hidróxido de cálcio ( $\text{Ca(OH)}_2$ ) formado a partir da reação entre o óxido de cálcio ( $\text{CaO}$ ) e a água da solução. Nessa reação, forma-se uma base fraca, o hidróxido de cobre ( $\text{Cu(OH)}_2$ ), que possui ação fungicida e bactericida.

Se a calda bordalesa estiver com o seu pH elevado, que não é adequado, significa que ainda há muitos íons  $\text{Cu}^{2+}$  em solução. Eles provocam uma reação redox espontânea com o ferro ( $\text{Fe}^0$ ) utilizado no teste, pois o cobre possui maior potencial de redução que o ferro.

A única opção que apresenta tal reação espontânea é:



### 6. D

Para obter a prata metálica ( $\text{Ag}^0$ ), a espécie  $\text{Ag}^+$  precisa sofrer redução. Para tal, a prata tem que ter potencial de redução maior que a outra espécie. Segundo este critério poderiam ser as espécies  $\text{Al}(\text{s})$ ,  $\text{Sn}(\text{s})$  e  $\text{Zn}(\text{s})$ . A única opção em que a espécie aparece com número de oxidação zero é o estanho( $\text{Sn}$ ).

**7. B**

A graxa é formada por moléculas apolares que não apresentam afinidade pela água que é polar. Portanto, quando a ferramenta de ferro é revestida por graxa, diminui-se o seu contato com umidade do ar, o que torna mais lento o processo de formação da ferrugem.

**8. E**

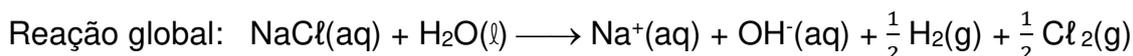
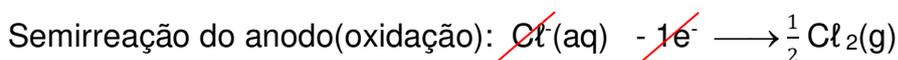
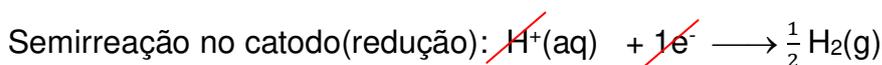
Para proteger o alumínio da oxidação, deve-se escolher uma espécie química que possua potencial de redução menor que do  $Al^{3+}$ . Assim este metal sofre oxidação no lugar do alumínio, sendo chamado de metal de sacrifício. Os dados da tabela possibilitam verificar que estes metais podem ser o lítio (Li) e o potássio(K).

**9. B**

O estanho tem menor tendência para sofrer oxidação do que o ferro. Portanto, protege o ferro das latas de uma possível oxidação quando exposto ao ar. No caso de a lata amassar pode ocorrer o rompimento da camada de estanho, deixando dessa forma o ferro exposto. Como o ferro tem maior tendência para sofrer oxidação, poderá ocorrer a sua corrosão alterando o alimento.

**10. D**

As equações que representam a eletrólise da solução aquosa de cloreto de sódio (NaCl) são:



O produto secundário é um gás produzido no catodo (polo negativo). De acordo com as reações apresentada, trata-se do gás hidrogênio ( $\text{H}_2$ ).

### 11. B

Ouro(Au), platina (Pt) e prata (Ag) são conhecidos como metais nobres. Eles possuem têm baixa tendência de sofrer oxidação(baixa força redutora), portanto se sedimentam abaixo do anodo do cobre.

A fonte de eletricidade retira elétrons do anodo e ocorre a oxidação dos metais cobre, zinco e níquel, formando os íons  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$  e  $\text{Ni}^{2+}$ , que passam para a solução aquosa. Prata(Ag), Platina (Pt) e ouro (Au) possuem potencial de redução maior que o do cobre, se mantém na forma reduzida e depositam no fundo da cuba eletrolítica formando a lama anódica. Como o  $\text{Cu}^{2+}$  que está na solução possui maior potencial de redução que os íons  $\text{Ni}^{2+}$  e  $\text{Zn}^{2+}$ , ele é atraído para o catodo e sofre redução e os outros íons permanecem em solução. Sobre o catodo deposita cobre puro na forma metálica, enquanto que a placa de cobre contaminada se desgasta com o tempo.

**12. D**

O problema forneceu como dados a corrente elétrica utilizada (= 10 A) e o tempo de eletrólise, que é igual a 3h (= 10800s ). Como a carga que passa pela cuba eletrolítica não foi fornecida, ela deve ser calculada utilizando-se essas informações.

$$Q = i.t \therefore Q = 10 \cdot 10800 = \mathbf{108000\ C}$$

A equação que ocorre no catodo,  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}^0(\text{s})$ , nos mostra que a cada 2 mol de elétrons, ou seja, 2.96500C produz-se 1 mol de  $\text{Cu}^0$ . Como a massa molar do cobre é igual a 63,5g/mol, pode-se fazer a seguinte relação:

	$2\ \text{e}^-$	$1\ \text{Cu}^0$
Dados da equação:	2. 96500C	63,5g
Dados do enunciado:	108000C	<b>x</b> g

$$\text{Cálculo da variação: } \frac{108000}{2.96500} = \mathbf{0,55}$$

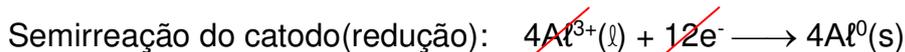
$$x = \mathbf{0,55} \cdot (63,5) = \mathbf{35,5\text{g de Cu}^0}$$

**13. C**

O processo descrito é o da eletrólise da água. Dentre os processos descritos, aquele a que se refere também a uma eletrólise é a obtenção do alumínio através da bauxita.

**14. A**

A equação química de oxirredução que representa a reação global da eletrólise ígnea da bauxita apresentada no enunciado, possibilita verificar que o Nox do alumínio (Al) variou de +3 para 0, logo ele sofreu uma redução, que ocorreu no catodo. O Nox do carbono (C) variou de 0 para +4, logo ele sofreu uma oxidação, que ocorreu no anodo. A oxidação do carbono ocorreu em virtude do gás oxigênio produzido no anodo, conforme as equações a seguir:



Observe que na resposta da questão, as equações fornecidas não estão balanceadas entre si.

**15. D**

O componente que possui maior potencial de redução é o catodo da pilha, que neste caso é o cobre.

## REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- AMBROSIO, R. C.; TICIANELLI, E. A. Baterias de níquel-hidreto metálico, uma alternativa para as baterias de níquel-cádmio. Química Nova, vol.24 n.2 São Paulo Mar./Abr. 2001.
  - ATKINS, P.; PAULA, J. Físico-Química. Rio de Janeiro. LTC. ed. 7. v.1. 2002.
  - BRADY, James E.; HUMISTON, Gerard E. Química geral. V.1. 2 ed.LTC, 1986.
  - BRADY, James E.; HUMISTON, Gerard E. Química geral. V.2. 2 ed. LTC, 1986.
  - BRADY, J. E.; SENESE, F. Química – a matéria e suas transformações. Rio de Janeiro. LTC. ed. 5. v.1. 2011.
- BRASIL é o 4º país que mais produz lixo no mundo, diz WWF. Agência Brasil.  
Disponível em: <<http://agenciabrasil.ebc.com.br/internacional/noticia/2019-03/brasil-e-o-4o-pais-que-mais-produz-lixo-no-mundo-diz-wwf>>. Acesso em 5 de out. de 2019.
- CASTELLAN, Gilbert, Fundamentos de Físico-química. LTC, 1996.

- CHAGAS, Aécio Pereira. O ensino de aspectos históricos e filosóficos da química e as teorias ácido-base do século XX. *Química Nova*, v.23, n.1, 2000.
- FIGUEIREDO, D.G. Problemas resolvidos de Físico-Química. LTC, 1982.
- JUNIOR, M.J., VARANDA, L.C. O mundo dos coloides. *Revista Química Nova na Escola*, n.9, maio, 1999.
- LIMA, D. P. Avaliação da contaminação por metais pesados na água e nos peixes da bacia do rio cassiporé. [Dissertação] Estado do Amapá, Amazônia, Brasil. Macapá, 2013
- MORTIMER, E.F., MACHADO, A.H., ROMANELI, L.I. A proposta curricular de Química do estado de Minas Gerais: Fundamentos e Pressupostos. *Química Nova*, 23, 2, p. 273-283, 2000.
- RESOLUÇÃO CONAMA Nº 430/2011 de 13 de maio de 2011, publicação DOU n. 92, de 16/05/2011, pág. 89. Disponível em: <<http://www2.mma.gov.br/port/conama/legiabre.cfm?codlegi=646>> Acesso em: 8 de set. de 2019.
- RUSSELL, J. B. Química Geral. V.1. 2 ed. Makron Books, 1994.

- RUSSELL, J. B. Química Geral. V.2. 2 ed. Makron Books, 1994.
- SACONI, J.P. IBGE: população brasileira ultrapassa 210 milhões de habitantes.  
Jornal O Globo. Disponível em: <<https://oglobo.globo.com/brasil/ibge-populacao-brasileira-ultrapassa-210-milhoes-de-habitantes-23910267>>.  
Acesso em 5 de out. de 2019.
- SILVA, R. C. F., SOUZA, V. C. A. investigação das habilidades e competências trazidas nas questões de química do Enem 2009-2017 a partir da análise de conteúdo. Revista Ciências & Ideias, Vol.9, n.3, p.125-139, 2018.
- UCKLO, D.A. Química para as ciências da saúde. 2.ed. Manole, 1992.

# CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA DOS ELEMENTOS

1

18

1	2,1																																		
Hidrogênio	H																																		
1,0																																			
2	3	4	1,5																																
Lítio	Li	Be	Berílio																																
7,0	9,0																																		
11	0,9	12	1,2																																
Sódio	Na	Mg	Magnésio																																
23,0	24,3																																		
3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18																				
19	0,8	20	1,0	21	1,3	22	1,4	23	1,6	24	1,6	25	1,5	26	1,8	27	1,8	28	1,8	29	1,9	30	1,6	31	1,6	32	1,8	33	2,0	34	2,4	35	2,8	36	
Potássio	K	Ca	Cálcio	Sc	Escândio	Ti	Titânio	V	Vanádio	Cr	Cromo	Mn	Manganês	Fe	Ferro	Co	Cobalto	Ni	Níquel	Cu	Cobre	Zn	Zinco	Ga	Gálio	Ge	Germani	As	Arsênio	Se	Selênio	Br	Bromo	Kr	Kriptônio
39,1	40,0	40,0	40,0	45,0	45,0	47,9	47,9	50,9	50,9	52,0	52,0	54,9	55,8	55,8	58,9	58,9	58,7	58,7	63,5	63,5	65,4	65,4	69,7	69,7	72,6	72,6	74,9	74,9	79,0	79,0	79,9	79,9	83,8	83,8	
37	0,8	38	1,0	39	1,2	40	1,4	41	1,6	42	1,8	43	1,9	44	2,2	45	2,2	46	2,2	47	1,9	48	1,7	49	1,7	50	1,8	51	1,9	52	2,1	53	2,5	54	
Rúbdio	Rb	Sr	Estrôncio	Y	Ítrio	Zr	Zircônio	Nb	Nióbio	Mo	Molibdênio	Tc	Técnio	Ru	Rútenio	Rh	Ródio	Pd	Paládio	Ag	Prata	Cd	Cádmio	In	Índio	Sn	Estanho	Sb	Antimônio	Te	Telúrio	I	Iodo	Xe	Xenônio
85,5	87,6	87,6	87,6	88,9	88,9	91,2	91,2	92,9	92,9	95,9	95,9	(99)	(99)	101,0	101,0	102,9	102,9	106,4	106,4	107,9	107,9	112,4	112,4	114,8	114,8	118,7	118,7	121,6	121,6	127,6	127,6	127,0	127,0	131,3	
55	0,7	56	0,9	57-71	Séries dos Lantanídeos	Hf	Háfnio	Ta	Tântalo	W	Tungstênio	Re	Rênio	Os	Osmio	Ir	Írídio	Pt	Platina	Au	Ourô	Hg	Mercurio	Tl	Tálio	Pb	Chumbo	Bi	Bismuto	Po	Polônio	At	Astato	Rn	Rádônio
132,9	137,3	137,3	137,3	132,9	132,9	178,5	178,5	180,9	180,9	183,9	183,9	186,2	186,2	190,2	190,2	192,2	192,2	195,1	195,1	197,0	197,0	200,6	200,6	204,4	204,4	207,0	207,0	209,0	209,0	(210)	(210)	(210)	(222)	(222)	
87	0,7	88	0,9	89-103	Séries dos Actinídeos	Rf	Rúfênio	Db	Dúbnio	Sg	Seabórgio	Bh	Bório	Hs	Hássio	Mt	Mitênio	Ds	Darmstádio	Rg	Roentgênio	Cn	Copernício	Nh	Nihônio	Uuq	Ununquátio	Mc	Moscóvio	Lv	Livermório	Ts	Tennesso	Og	Ogânessio
(223)	(223)	(226)	(226)	(226)	(226)	(261)	(261)	(262)	(262)	(263)	(263)	(264)	(264)	(265)	(265)	(266)	(266)	(269)	(269)	(272)	(272)	(285)	(285)	(284)	(285)	(288)	(288)	(292)	(292)	(294)	(294)	(294)	(294)		

Marcelo Pinheiro

Número Atômico	Eletronegatividade
SÍMBOLO	
Massa Atômica Aproximada	

SÉRIE DOS LANTANÍDIOS

57	1,1	58	1,1	59	1,1	60	1,1	61	1,1	62	1,2	63	1,2	64	1,2	65	1,2	66	1,2	67	1,2	68	1,2	69	1,2	70	1,2	71	1,3
Lantânio	La	Ce	Pr	Praseodímio	Promécio	Nd	Néodímio	Pm	Promécio	Sm	Samaritônio	Eu	Európio	Gd	Gadolínio	Tb	Térbio	Dy	Disprósio	Ho	Hólmio	Er	Érbio	Tm	Ítrio	Yb	Ítrio	Lu	Lutécio
138,9	140,1	140,9	140,9	144,2	144,2	147	147	147	147	150,4	150,4	152,0	152,0	157,3	157,3	158,9	158,9	162,5	162,5	164,9	164,9	167,3	167,3	168,9	173,0	173,0	174,9	174,9	

SÉRIE DOS ACTINÍDIOS

89	1,1	90	1,3	91	1,5	92	1,7	93	1,3	94	1,3	95	1,3	96	1,3	97	1,3	98	1,3	99	1,3	100	1,3	101	1,3	102	1,3	103
Actínio	Ac	Th	Protactínio	U	Uranânio	Np	Neptúnio	Pu	Plutônio	Am	Americônio	Cm	Curvônio	Bk	Berkelônio	Cf	Califórnia	Es	Einsteiniano	Fm	Férmio	Md	Mendeleviano	No	Nobelônio	Lr	Lawrêncio	
(227)	232,0	231	231	238,0	237	237	239	242	244	243	243	247	247	247	247	251	251	254	254	255	255	256	256	253	253	257	257	

Ordem Crescente de Energia dos Subníveis : 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p



**NEPE**

Núcleo de Extensão, Pesquisa e Editoração  
Instituto de Aplicação Fernando Rodrigues da Silveira - CAP-UERJ

Distribuição gratuita - comercialização proibida