



KLS

Química geral e experimental

Química geral e experimental

Francine de Mendonça Fábrega

© 2016 por Editora e Distribuidora Educacional S.A.
Todos os direitos reservados. Nenhuma parte desta publicação poderá ser reproduzida ou transmitida de qualquer modo ou por qualquer outro meio, eletrônico ou mecânico, incluindo fotocópia, gravação ou qualquer outro tipo de sistema de armazenamento e transmissão de informação, sem prévia autorização, por escrito, da Editora e Distribuidora Educacional S.A.

Presidente

Rodrigo Galindo

Vice-Presidente Acadêmico de Graduação

Mário Ghio Júnior

Conselho Acadêmico

Dieter S. S. Paiva
Camila Cardoso Rotella
Emanuel Santana
Alberto S. Santana
Regina Cláudia da Silva Fiorin
Cristiane Lisandra Danna
Danielly Nunes Andrade Noé

Parecerista

Éder Cicero Adão Simêncio

Editoração

Emanuel Santana
Cristiane Lisandra Danna
André Augusto de Andrade Ramos
Daniel Roggeri Rosa
Adilson Braga Fontes
Diogo Ribeiro Garcia
eGTB Editora

Dados Internacionais de Catalogação na Publicação (CIP)

F123q Fábrega, Francine de Mendonça
Química geral e experimental / Francine de Mendonça
Fábrega. – Londrina : Editora e Distribuidora Educacional
S.A., 2016.
216 p.

ISBN 978-85-8482-352-9

1. Química. 2. Química – Manuais de laboratórios. 3.
Reações químicas. I. Título.

CDD 542

2016
Editora e Distribuidora Educacional S.A.
Avenida Paris, 675 – Parque Residencial João Piza
CEP: 86041-100 – Londrina – PR
e-mail: editora.educacional@kroton.com.br
Homepage: <http://www.kroton.com.br/>

Sumário

Unidade 1 Estudo da matéria	7
Seção 1.1 - Identificação e classificação da matéria	9
Seção 1.2 - Propriedades da matéria	21
Seção 1.3 - Processo de separação de misturas	33
Seção 1.4 - O laboratório de química	43
Unidade 2 Átomos e elementos	55
Seção 2.1 - Evolução do modelo atômico e classificação periódica dos elementos	57
Seção 2.2 - Leis ponderais	69
Seção 2.3 - Distribuição eletrônica	79
Seção 2.4 - Propriedades periódicas	89
Unidade 3 Ligações químicas	103
Seção 3.1 - Ligações primárias: iônicas, covalentes e metálicas	105
Seção 3.2 - Ligações secundárias e polaridade	119
Seção 3.3 - Funções inorgânicas – ácidos e bases	131
Seção 3.4 - Funções inorgânicas – sais e óxidos	143
Unidade 4 Reações químicas	157
Seção 4.1 - Classificação das reações químicas	159
Seção 4.2 - Balanceamento das equações químicas	171
Seção 4.3 - Estequiometria das reações químicas	183
Seção 4.4 - Estequiometria de solução	195

Palavras do autor

Olá, aluno(a), seja bem-vindo(a)!

Esta unidade curricular desafiará a sua imaginação, pois é bem provável que quando você escute a palavra “química” se lembre de pessoas usando um jaleco branco, manipulando vidrarias com líquidos borbulhantes, coloridos e com odores misteriosos. É possível que venha à sua mente uma linguagem incompreensível acompanhada de um mundo muito distante da sua vida cotidiana.

Química pode ser definida como o estudo da composição, estrutura e propriedades das substâncias, e das transformações que elas sofrem. Existem agora mais de 7 milhões de substâncias químicas distintas conhecidas, e cerca de mais outras 350 mil são adicionadas à lista cada ano. Muitos desses milhões de substâncias químicas são raras, mas cerca de 65 mil estão no comércio comum. Contudo, a química está totalmente envolvida no dia a dia de todas as pessoas, como por exemplo, nas roupas que vestimos, no material de construção das nossas casas, nos nossos automóveis, nos nossos alimentos, nos aparelhos eletrônicos, nas análises clínicas, entre outros. Afinal, a química é a ciência que estuda a constituição, as propriedades e as transformações de todos os elementos citados que são chamamos de matéria.

Neste contexto, na unidade 1 aprenderemos a identificar e a classificar a matéria, aprenderemos quais são as suas propriedades, descobriremos como separá-la, como também, contemplaremos o laboratório de química com todos os seus equipamentos e vidrarias. Na unidade 2 o foco estará nos átomos e nas moléculas, dentro deste âmbito veremos a tabela periódica e saberemos o porquê dos elementos estarem dispostos dessa forma, assim como as relações de massas e leis ponderais, a distribuição eletrônica e a eletronegatividade e polaridade das ligações e moléculas.

A unidade 3 é responsável por apresentar os três tipos de ligações químicas: iônicas, metálicas e covalentes, bem como as funções inorgânicas. Para encerrar, a unidade 4 apresenta as reações químicas, classificando-as, balanceando-as e realizando o balanceamento das equações químicas e os cálculos estequiométricos

Vá às aulas regularmente e faça anotações, faça as atividades pós-aula no mesmo dia em que teve a sua aula, seja crítico e não hesite em pedir ajuda ao seu professor. Desejamos a você, desde já, bons estudos e dedicação para a conclusão desta etapa!

ESTUDO DA MATÉRIA

Convite ao estudo

Abrindo os nossos estudos na disciplina de Química Geral e Experimental, vamos compreender o conteúdo da nossa unidade de ensino que se inicia com o estudo da matéria, mas o que é matéria? Vamos dar alguns exemplos. Você sabe por que a madeira queima e a rocha não? Por que ao preparar o cimento ele possui uma consistência pastosa que após endurecer se torna rígido e resistente? Como são feitos os diferentes componentes do seu celular? As respostas para essas e inúmeras outras questões estão relacionadas com as diferentes propriedades da matéria e se encontram no domínio da ciência natural denominada Química.

A partir de tais questionamentos e compreendendo a relevância do tema, temos como competência conhecer e aplicar os conceitos fundamentais em química geral na formação científica e tecnológica, além de ter nesta unidade os seguintes objetivos de aprendizagem: (1) conhecer o conceito de matéria e seus estados físicos; (2) saber a diferença entre elementos e compostos; (3) distinguir o que é uma mistura e uma substância pura; (4) reconhecer o que são misturas homogêneas e heterogêneas; (5) saber diferenciar as propriedades físicas das propriedades químicas; (6) classificar propriedades da matéria extensivas e intensivas; (7) conhecer as propriedades físicas de mudança de estado; (8) ser capaz de classificar o sistema em: sólido-sólido; sólido-líquido; líquido-líquido; líquido-gasoso e gasoso-gasoso; (9) conhecer os principais métodos de separação para misturas homogêneas e heterogêneas; (10) conhecer as regras de funcionamento de um laboratório de química, e, finalmente, (11) conhecer as vidrarias empregadas em um laboratório de química e suas funções.

Vivemos um momento de conscientização ambiental, em que o consumo

consciente é o tema principal que está pautado nos 3 R's do consumo sustentável: reduzir, reutilizar e reciclar. A reciclagem é um processo de transformação onde reutilizamos um material que já não tem mais serventia. Assim, o estudo da química pode ser o instrumento pelo qual a Educação Ambiental deve ser vista como um processo de aprendizagem permanente que valoriza as diversas formas de conhecimento formando cidadãos com consciência local e planetária.

Você já se imaginou utilizando seus conhecimentos adquiridos nas aulas de química para reutilizar o seu próprio lixo? Já parou para pensar nas etapas contidas num processo de reciclagem? A produção de papel reciclado, por exemplo, é muito semelhante à produção de papel comum após a entrega da celulose. É necessário moer, molhar, prensar, tingir e secar o papel. A principal diferença está na necessidade da utilização de vários produtos químicos para retirar as impurezas do papel como tintas e colas, o que também pode ser perigoso para o meio ambiente, se não for feito de maneira correta.

Nesta unidade, vamos pensar nas etapas do processo de reciclagem, em todas as transformações e classificações da matéria que são necessárias para obtermos o produto final partindo de uma matéria-prima que pode ser reutilizada. Então desejamos bons estudos para você e que ao final desta unidade você seja capaz de olhar o mundo e reconhecer as suas transformações.

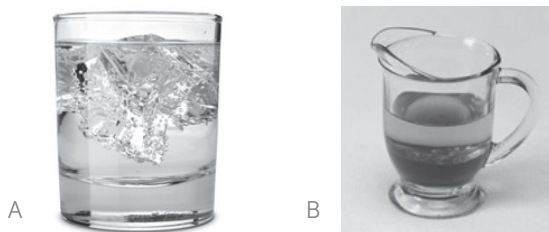
Seção 1.1

Identificação e classificação da matéria

Diálogo aberto

Você já se deu conta de quantos elementos químicos diferentes é feito o seu celular? E as páginas do seu caderno? Você também já deve ter observado que nem todas as substâncias se misturam, por exemplo, quando você toma água com gelo ou tempera a sua salada com azeite de oliva e vinagre.

Figura 1.1 | Misturas comuns no cotidiano: (a) água com gelo e (b) azeite de oliva e vinagre



Fonte: (a) [http://s1.static.brasilecola.com/img/2013/01/gelo-flutua-na-agua\(2\).jpg](http://s1.static.brasilecola.com/img/2013/01/gelo-flutua-na-agua(2).jpg) e (b) <http://gnt.estaticos.tv.br/migracao/fckeditor/image/CP-350-truque-azeites.jpg>. Acesso em: 30 set. 2015.

O que vamos ver nesta seção é a identificação e a classificação das substâncias, descobrir que existem diversos elementos químicos em cada item do nosso cotidiano e também observarmos porque algumas substâncias se misturam e outras não.

Esses conhecimentos visam identificar os fenômenos ocorridos em cada etapa de um processo visando, posteriormente, a escolha de uma sequência de processos de separação adequados promovendo a transformação de uma matéria-prima em produto.

Para iniciar o nosso raciocínio vamos aprender o que é um elemento químico para então verificar quantos elementos possui uma substância, classificando-a como simples e composta. Em seguida, vamos observar quantas substâncias diferentes existem em uma determinada mistura e assim saberemos se essa mistura é formada por uma única substância ou não. E por último, perceberemos se essa mistura possui uma única, ou diversas fases, classificando-a como homogênea ou heterogênea.

Por sua vez, identificada e classificada a matéria poderemos escolher, em um futuro próximo, um processo para separá-las. Com isso entenderemos porque uma substância pode sofrer transformações e nos dar diversos produtos que facilitam a nossa vida diariamente.

Sendo assim, a partir de agora é preciso definir a sequência de etapas contidas em um processo de reciclagem de papel, apresentá-la em um fluxograma e analisá-las identificando e classificando a matéria envolvida em cada etapa do processo.

Bons estudos e vamos em frente!

Não pode faltar

Química é a base da vida. De fato, enquanto você lê estas palavras, transformações químicas estão ocorrendo em seu corpo e à sua volta. Tudo o que você vê depende dela, porque a química trata das substâncias, ou seja, da matéria da qual as coisas são feitas. Quando você queima madeira, ela é convertida em cinzas, que é outra substância. Neste processo também são produzidos calor e luz. Coisas semelhantes acontecem dentro do seu corpo, quando você come alimentos e quimicamente os converte em outras substâncias e na energia que você necessita para viver que é liberada durante este processo.



Refleta

“A Ciência da natureza, da qual a Química é um capítulo, é a explicação dos fatos diários, ou momentâneos, que nos envolvem, obedecendo a regras que permitem ter confiança universal nas conclusões obtidas. Os passos formais para se chegar aos princípios são: observação, a hipótese, a experimentação, a generalização e por fim, a publicação, que conduz ao conhecimento e ao debate público” (LENZI et al., 2012, p. 3).

A química estuda a matéria. Matéria é a “essência” – esta não é uma definição muito sofisticada, mas um meio para introduzir a ideia de que a matéria tem existência física real. É dito com frequência que matéria é tudo que tem massa e ocupa espaço.

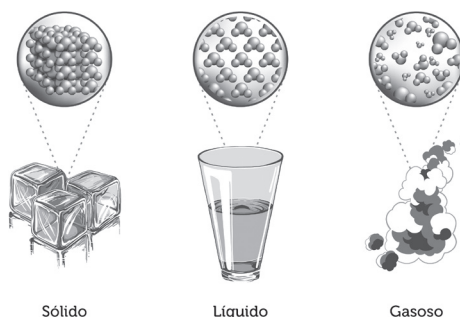
A matéria existe em três formas ou estados: sólido, líquido e gasoso. Os sólidos ocupam porções definidas do espaço. Eles geralmente têm formas rígidas e resistem a variações. Os sólidos só podem ser comprimidos ligeiramente. Eles também expandem somente ligeiramente quando aquecidos. Exemplos de sólidos são: madeira, rocha, osso, ouro e sal de cozinha.

Os líquidos também ocupam porções fixas no espaço, mas eles não têm formas

rígidas pois tomam a forma de seus recipientes, enchendo-os a partir do fundo. Os líquidos podem ser comprimidos apenas ligeiramente e, quando aquecidos, eles expandem um pouco mais do que os sólidos. Leite, água, sangue, álcool e mercúrio são exemplos de líquidos.

Os gases não ocupam porções definidas do espaço e não tem formas definidas. Ao contrário, eles expandem sem limite para encher uniformemente o espaço disponível. Os gases podem ser comprimidos em espaços muito pequenos. Por exemplo: equipamento de mergulho, botijão de gás e extintor de incêndio. Outros exemplos são: vapor de água, oxigênio, neônio e hélio.

Figura 1.2 | Os três estados da matéria



Fonte: <http://www.infoescola.com/wp-content/uploads/2011/10/estados-materia.jpg>. Acesso em: 30 set. 2015.

A adição ou remoção de energia em forma de calor pode mudar a temperatura de uma substância ou mudá-la de um estado para o outro. A água, por exemplo, dependendo da temperatura, a água pode existir como um sólido, como água líquida ou como um gás.

A matéria pode ser classificada primariamente por substâncias puras simples e substâncias puras compostas. Existem dois tipos de substâncias puras: os elementos e as substâncias compostas. Um elemento é uma substância simples, que não pode ser separada ou decomposta em outras substâncias por meios químicos. São exemplos de elementos: o cloro, o flúor, o oxigênio, o carbono e o mercúrio. São conhecidos, atualmente, 118 elementos, dos quais 90 ocorrem naturalmente na Terra. Toda matéria do mundo que nos rodeia contém elementos, que por vezes se encontram em um estado isolado, mas frequentemente são combinados com outros elementos. A maioria das substâncias são combinações de diversos elementos químicos.

Por conveniência, os químicos usam símbolos de uma ou duas letras para representar os elementos. A primeira letra do símbolo é sempre maiúscula, mas as demais letras são minúsculas. Por exemplo, **Co** é o símbolo do elemento cobalto, enquanto **CO** é a fórmula da molécula do monóxido de carbono. Os símbolos de alguns elementos derivam dos seus nomes latinos – por exemplo, **Au** de aurum (ouro), **Fe** de ferrum (ferro) e **Na** de natrium (sódio) – ao passo que a maior parte deles vem de seus nomes ingleses.

Cada elemento é constituído por um tipo particular de **átomo**: uma amostra pura do elemento de alumínio (Al) contém apenas átomos de alumínio; cobre elementar (Cu) contém apenas átomos de cobre, e assim por diante. Dessa forma, um elemento contém apenas um tipo de átomo; uma amostra de ferro contém muitos átomos, mas são todos átomos de ferro (Fe). Amostras de certas substâncias puras são formadas por moléculas; por exemplo, o gás hidrogênio contém moléculas **H-H** (geralmente escrito como **H₂**), e o gás cloro contém moléculas **Cl-Cl** (**Cl₂**). No entanto, substância pura simples contém apenas átomos desse elemento, e nunca os átomos de outro elemento.



Pesquise mais

A tabela completa de elementos químicos em ordem alfabética, incluindo os seus respectivos símbolos, número atômico e massa atômica, está disponível no site: <<http://crq4.org.br/sms/files/file/Elementos%20em%20ordem%20alfab%C3%A9tica14.pdf>>. Acesso em: 25 set. 2015.

Os átomos de certos elementos têm afinidades especiais entre eles e se unem de maneiras especiais para formar compostos, ou seja, uma substância tem a mesma composição, não importa onde as encontraremos. Como os compostos são formados por elementos, podem ser decompostos em elementos por meio de mudanças químicas.

Uma substância pura composta sempre contém átomos de diferentes elementos. Por exemplo, a água contém átomos de hidrogênio e oxigênio, sempre na proporção de dois átomos de hidrogênio e um de oxigênio, portanto a água é composta por moléculas de **H-O-H**. Um composto diferente, dióxido de carbono, é constituído de moléculas de **CO₂** e, assim, contém átomos de carbono e átomos de oxigênio (sempre na proporção de 1:2).

Uma substância pura composta, embora contenha mais que um tipo de átomo, sempre tem a mesma composição, isto é, a mesma combinação de átomos. As propriedades de uma substância pura composta normalmente são muito diferentes das propriedades dos elementos contidos nele. Por exemplo, as propriedades da água são bastante diferentes das do hidrogênio e oxigênio puros.

Assim como os elementos são representados por símbolos, as substâncias puras compostas são representadas por fórmulas químicas. Sua fórmula é a combinação dos símbolos de seus elementos. Então, **NaCl**, **H₂O** e **CO₂** representam o cloreto de sódio, a água e o dióxido de carbono, respectivamente.

Como mencionamos anteriormente, a segunda classificação de matérias são

as misturas. A mistura pode ser definida como algo com composição variável. Por exemplo, a madeira é uma mistura (sua composição varia muito, dependendo da árvore que lhe dá origem); o vinho é uma mistura; o café é uma mistura (pode ser forte, fraco ou amargo); e, embora pareça muito pura, a água bombeada do fundo da terra é uma mistura (contém minerais e gases dissolvidos).

A mistura consiste em duas ou mais substâncias que se encontram fisicamente misturadas. Aproximadamente toda a matéria que envolve o nosso cotidiano é constituída por uma mistura de substâncias. Algumas vezes, a mistura pode ser identificada visualmente. O granito, por exemplo, é uma rocha constituída por uma mistura de quartzo branco, mica preta e feldspato rosa e, algumas vezes, de outros minérios. Outras misturas requerem o uso de métodos analíticos para identificação de seus componentes.

É importante destacar que a mistura pode ser preparada com várias composições. A composição de sal em água, citada como exemplo, depende da quantidade relativa de sal e de água usada na sua preparação. As propriedades de tal mistura serão diferentes daquelas dos componentes e dependem da sua composição. Por exemplo, se modificarmos a composição de uma mistura de sal em água pela adição de mais sal, o ponto de congelamento da mistura diminuirá. Outros exemplos de misturas são: o leite, a madeira, o concreto, o óleo de motor, o batom e o ar.

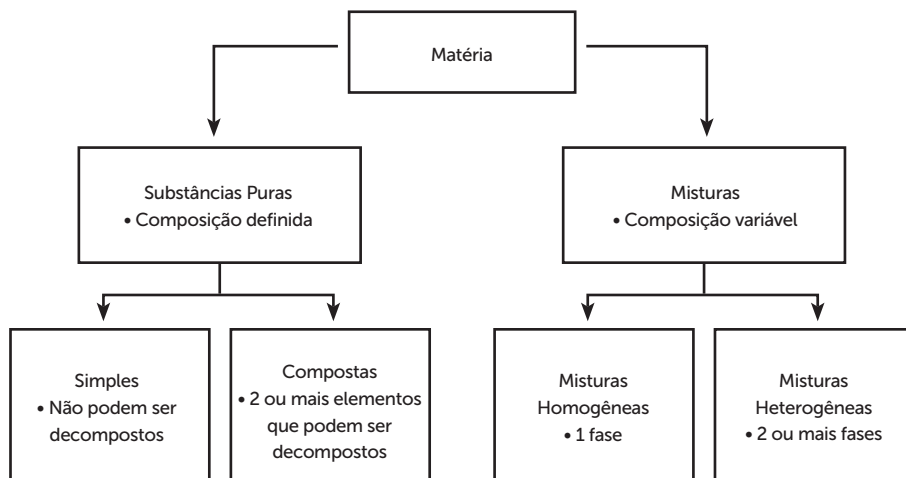
As misturas podem ser classificadas em homogêneas ou heterogêneas. Quando uma colher de açúcar se dissolve em água obtemos uma mistura homogênea na qual a composição é a mesma em toda a sua extensão e observamos uma única fase. Se misturarmos areia com limalha de ferro, contudo, os grãos de areia e a limalha de ferro mantêm-se separados, formando duas ou mais fases. Este tipo de mistura é chamado de mistura heterogênea porque a sua composição não é uniforme.

Qualquer mistura, homogênea ou heterogênea, pode ser criada e depois separada por meios físicos em suas substâncias puras sem alterar a identidade dos componentes. Assim, o açúcar pode ser recuperado de uma solução em água por evaporação da água até à secura. A condensação do vapor devolve-nos a componente água. Para separar a mistura ferro-areia, podemos usar um ímã para retirar a limalha de ferro da areia, pois a areia não é atraída pelo ímã. Depois da separação, os componentes da mistura terão a mesma composição e propriedades que tinham no início.



Assimile

Figura 1.3 | Quadro Sinóptico



Fonte: Elaborada pelo autor.



Exemplificando

1. Agora vamos classificar os itens a seguir como sendo substâncias puras simples ou substâncias puras compostas.

- Água pura: substância pura composta, possui 2 átomos de H e 1 de O.
- Calcário: substância pura composta, possui 1 átomo de carbono, 3 de oxigênio e 1 de cálcio.
- Ozônio: substância pura simples, possui 3 átomos de O.
- Álcool: substância pura composta, possui 2 átomos de carbono, 6 de hidrogênio e 1 de oxigênio.
- Soda cáustica: substância pura composta, possui 1 átomo de sódio, 1 de hidrogênio e 1 de oxigênio.
- Ferro: substância pura simples, possui somente Fe.
- Iodo: substância pura simples, possui 2 átomos de I.

2. Vamos classificar as misturas a seguir em misturas homogêneas ou heterogêneas.

a) Água e areia: uma mistura heterogênea, pois a areia não é solúvel em água.

b) Água e uma pequena quantidade de sal de cozinha: mistura homogênea, o sal é solúvel em água em pequenas quantidades.

c) Ar e partículas sólidas: mistura homogênea, no ar que respiramos possui material particulado.

d) Água e álcool: mistura homogênea, o álcool é solúvel em água.

e) Água e óleo comestível: mistura heterogênea, óleo não é solúvel na água.



Faça você mesmo

1. Agora faça você mesmo a identificação e a classificação das substâncias relacionadas abaixo como substâncias puras simples ou substâncias puras compostas:

a) CH_4

b) H_2O_2

c) P_4

d) He

e) S_8

f) H_2S

g) MgCl_2

h) Ar

i) CCl_4

j) Na_2O

k) Ne

l) Cl_2

2. E agora faça você mesmo a classificação das misturas abaixo como homogêneas ou heterogêneas:

- a) ar, gás carbônico e latão
- b) água (l) + gasolina (l)
- c) gás carbônico, latão e iodo
- d) álcool a 96 °GL
- e) água (l) + NaCl(s)
- f) ar atmosférico (isento de poeira)
- g) granito
- h) oxigênio parcialmente liquefeito
- i) O_2 (g) + CO_2 (g)
- j) água do mar
- k) água e azeite
- l) água e açúcar



Vocabulário

Átomo: é a partícula fundamental da matéria.

Substância: é uma espécie qualquer de matéria formada por átomos de elementos específicos em determinadas proporções.

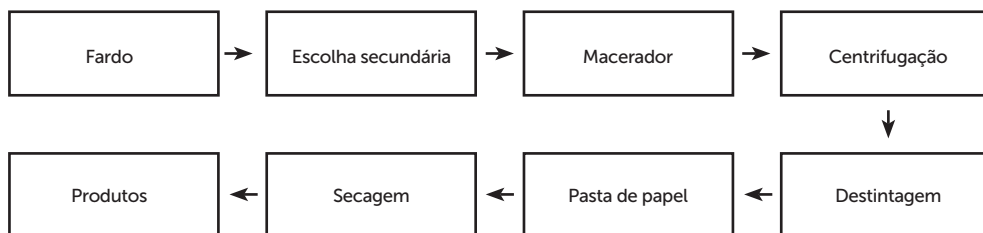
Celulose: substância (polissacarídeo) existente na maioria dos vegetais. De característica fibrosa, localiza-se dentro das células das plantas.

Sem medo de errar

Agora, vamos dar início ao nosso processo de reciclagem de papel. Pense que você irá montar uma fábrica para a reciclagem de diversos tipos de material, mas irá começar com o papel.

Primeiramente, teremos que identificar as etapas necessárias para que o papel usado se torne novamente útil para a sociedade e depois vamos classificar a matéria conforme as etapas relacionadas. A figura a seguir nos mostrará as etapas:

Figura 1.4 | Etapas



Fonte: Elaborada pelo autor.

Agora, vamos conhecer as etapas e analisar as substâncias envolvidas:

- **Fardo:** entrega das aparas (fardo) na fábrica recicladora de papel. Temos uma mistura heterogênea que possui todos os tipos de papel, de todas as cores, como também restos de plástico e metais.
- **Escolha secundária:** irá separar o papel dos outros componentes contidos nas aparas, sobrando somente papel, portanto ainda temos que considerar que a mistura é heterogênea por conter papel de todas as cores. Vale lembrar que são substâncias químicas que dão coloração ao papel.
- **Macerador:** é uma espécie de liquidificador que mistura o papel e as impurezas (como pedaços de papel não desejáveis, fitas adesivas, plástico, arames e outros metais) com água formando uma pasta de celulose, portanto mistura heterogênea de papel + impurezas com água.
- **Centrifugação:** é usada para retirar as impurezas, portanto a mistura homogênea (papel + água).
- **Destintagem:** consiste na remoção das partículas de tinta aderentes à superfície das fibras do papel. Essa remoção é feita com a adição de substâncias como NaCl e Cl_2 , portanto mistura homogênea, pois são solúveis em água.
- **Pasta de papel:** mistura homogênea contendo água e papel.
- **Secagem:** contém papel, uma mistura homogênea.
- **Produto:** produto final pronto para o uso.



Atenção!

Identificar a matéria é a primeira etapa para a realização de um processo de transformação.



Lembre-se

O papel é composto em sua maioria por uma mistura de lignina, celulose e hemiceluloses, portanto não é uma substância pura.

Avançando na prática

Pratique mais

Instrução

Desafiamos você a praticar o que aprendeu transferindo seus conhecimentos para novas situações que pode encontrar no ambiente de trabalho. Realize as atividades e depois compare-as com a de seus colegas.

Processo de reciclagem do PET

1. Competência de fundamentos de área	Conhecer os conceitos fundamentais em química geral para a formação científica e tecnológica.
2. Objetivos de aprendizagem	Identificar e classificar a matéria.
3. Conteúdos relacionados	<ul style="list-style-type: none"> • Classificação da matéria e, substâncias puras e misturas; • Classificação das substâncias puras simples em substâncias puras compostas; • Classificação das misturas em homogêneas e heterogêneas.
4. Descrição da SP	Dentro do contexto da montagem da sua fábrica de reciclagem de materiais. Identifique as etapas do processo para a reciclagem do PET (Politereftalato de etileno) e classifique a matéria envolvida.
5. Resolução da SP	<p>O PET é uma substância composta formada por carbono, hidrogênio e oxigênio. As etapas são:</p> <p>Classificação: mistura heterogênea com garrafas de várias cores;</p> <p>Moagem: mistura heterogênea com garrafas de várias cores;</p> <p>Intrusão: funde a mistura tornando-a homogênea;</p> <p>Confecção de fios ou ripas: mistura homogênea.</p>



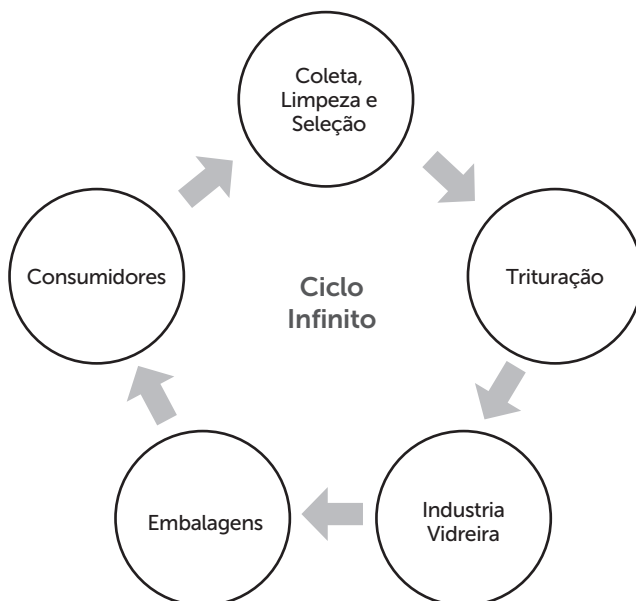
Lembre-se

Acesse o link, estude sobre a reciclagem de metais, identifique as etapas utilizadas e faça a classificação da matéria: <<http://itametais.com/reciclagem.html>>. Acesso em: 27 set. 2015.



Faça você mesmo

Figura 1.5 | Ciclo Infinito



Fonte: O autor.

Classifique a matéria envolvida em cada etapa da reciclagem do vidro.

Faça valer a pena

1. Uma substância muito utilizada no nosso cotidiano é o cloreto de sódio, popularmente conhecido como sal de cozinha. Possui a fórmula química NaCl. O cloreto de sódio é um importante conservante de alimentos e um tempero popular. Neste contexto, afirma-se que:

I - É um sólido cristalino e branco nas condições ambientes.

II - Em água forma uma solução homogênea.

III - É uma substância composta.

IV - É formado na proporção de um átomo de cloro para cada átomo de sódio.

a) Somente a afirmativa I está correta.

b) Somente as afirmativas I, II e IV estão corretas.

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

2. O monóxido de carbono, CO, e o dióxido de nitrogênio, NO₂, são poluentes atmosféricos. Sobre as características desses compostos, afirma-se:

- I – São substâncias que estão em estado gasoso.
- II – Formam uma mistura heterogênea com o ar atmosférico.
- III – Podem ser decompostos.
- IV – São substâncias compostas.

São corretas apenas as afirmações:

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

3. Sabemos que misturas homogêneas são aquelas em que não são possíveis as distinções de fases e as misturas heterogêneas são aquelas em que são possíveis as distinções de fases. Considere os seguintes sistemas em condições ambientes:

- I – ozônio e oxigênio.
- II – etanol e água.
- III – água e mercúrio.

Assinale a alternativa correta.

- a) Todos os itens são misturas homogêneas.
- b) O item I é formado por substâncias simples e é homogêneo.
- c) O item II é formado por uma substância simples e substância composta e é heterogêneo.
- d) O item III é formado por substâncias compostas e homogêneo.
- e) O item III é uma solução formada por água e mercúrio.

Seção 1.2

Propriedades da matéria

Diálogo aberto

Na seção anterior, aprendemos a classificar e identificar a matéria visando entender a sequência de um processo para que a sua transformação ocorra e dê origem a um novo material que será útil para o nosso dia a dia. O estudo das propriedades da matéria ajuda a compreender as transformações que ocorrem nos processos, com o objetivo de adequá-los para certos fins e a produzir novos materiais, possibilitando uma melhor qualidade de vida e a sustentabilidade do planeta.

Para dar início ao nosso estudo, vamos entender primeiramente qual a diferença entre as propriedades físicas e químicas, para, posteriormente, classificá-las em extensivas e intensivas dependendo da sua relação com a massa de uma amostra. E por último, vamos conhecer as propriedades que estão atreladas à mudança de estado da matéria.

Neste contexto, voltaremos a analisar o processo de reciclagem de papel. Você sabia que para o papel reciclado ser vendido ele precisa estar em conformidade com as propriedades físicas, que são específicas para a produção do papel? Você já ouviu falar em alvura do papel? Em gramatura? Em espessura? Já se deu conta de que para iniciar o processo de secagem, visto na seção anterior, a mistura homogênea tem que estar em uma determinada densidade e umidade, para que o papel seja produzido na qualidade especificada?

A partir de agora você verá o quanto as propriedades da matéria são importantes para que os produtos que tanto usamos no nosso cotidiano sejam produzidos de forma adequada. Vamos calcular as densidades das principais etapas do processo e aprender quais são as propriedades físicas específicas do papel para que ele seja classificado como um produto final de consumo.

Bons estudos e vamos começar!

Não pode faltar

Quando conceituamos matéria, logo temos que pensar nas suas propriedades. Desse modo, tudo que tem massa e ocupa espaço é matéria e, diante do exposto, surge uma questão a respeito do termo “propriedade”. Você reconhece seus amigos pela aparência física: altura, peso, cor dos olhos, cor dos cabelos. O mesmo se aplica às propriedades físicas e químicas. Pode-se notar que cubos de ferro, alumínio e magnésio podem possuir a mesma massa, peso, cor, porém não o mesmo tamanho.

A propriedade física de uma substância pode ser medida e observada sem alterar a sua composição ou a sua identidade. A massa e a temperatura são propriedades físicas, como também, o ponto de fusão (a temperatura na qual um sólido passa o estado líquido), a dureza, a cor, o estado da matéria (sólido, líquido ou gás), a densidade, dentre outras. Uma propriedade química refere-se à capacidade de uma substância de transformar-se em outra substância, no caso de uma propriedade química a sua observação sempre envolve uma alteração química, ou seja, reação química sofrida pela substância.



Pesquise mais

Todas as substâncias puras apresentam individualmente diversas propriedades específicas. Quando tais características podem ser percebidas pelos sentidos humanos recebem o nome de propriedades organolépticas. Conheça melhor essas propriedades em: <<http://www.infoescola.com/sentidos/propriedades-organolepticas/>>. Acesso: 9 dez. 2015.

As propriedades também são classificadas segundo sua dependência em relação à massa da amostra. Uma propriedade intensiva independe da massa da amostra, como por exemplo a temperatura, porque poderíamos tomar uma amostra de qualquer tamanho de um banho uniforme de água e mediríamos a mesma temperatura. Uma propriedade extensiva é uma propriedade que depende da massa da amostra. O volume é uma propriedade extensiva: 2 kg de água ocupam um volume duas vezes maior do que 1 kg de água.



Assimile

As propriedades físicas são aquelas que não mudam a identidade de uma substância.

As propriedades químicas são aquelas que mudam a identidade de uma substância.

As propriedades extensivas dependem da massa da amostra, ao contrário das propriedades intensivas.

Diante deste contexto, vamos agora detalhar as propriedades físicas extensivas e intensivas mais importantes e utilizadas, dando início pelas medidas de massa e volume.

Para a grandeza massa, o **Sistema Internacional (SI)** de normas estabelece o quilograma (kg) como unidade base, isto é, trata-se de uma unidade que não deriva de qualquer outra. O quilograma é a única unidade base que incorpora um **prefixo** (quilo), uma vez que a unidade de referência para a massa é o grama. Como o grama é a unidade de referência, todos os seus múltiplos e submúltiplos devem ser estabelecidos em relação a ela.

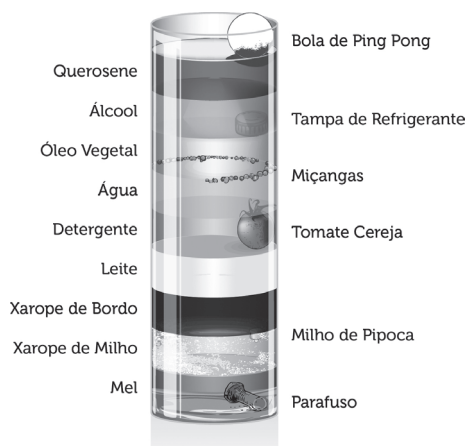
O volume não tem uma definição como a massa, porém podemos medi-lo. Nos laboratórios de química são utilizadas vidrarias especiais para a realização dessas medidas. Podemos dizer que o volume é o espaço que uma determinada quantidade de matéria ocupa. Pelo Sistema Internacional, o volume é medido em metros cúbicos (m^3). No entanto, essa unidade mede grandes quantidades, e na maioria das vezes utilizamos porções menores, como centímetros cúbicos (cm^3), decímetros cúbicos (dm^3), litro (L) e mililitro (ml). Os equipamentos utilizados para a medição da massa e volume em laboratório serão abordados na seção 1.4.

A densidade (ρ), razão entre a massa (m) de um objeto e seu volume (V), é uma propriedade física útil para identificar as substâncias.

$$\rho = m/V \quad (1)$$

Por exemplo, um quilograma de ferro ocupa um espaço muito pequeno, e é um pouco menor do que o seu punho. Porém, um quilograma de madeira é do tamanho aproximado de um melão. A massa do ferro é mais concentrada, ou mais compacta, do que a massa da madeira. Em outras palavras, uma certa massa de ferro ocupa menor volume do que a mesma massa de madeira.

Figura 1.6 | Exemplos de materiais com densidades diferentes



Fonte: Disponível em: <<http://www.xn--experimentosparanios-l7b.org/wp-content/uploads/2013/12/Amazing-9-Layer-Density-Tower.jpg>>. Acesso em: 9 dez. 2015.

A densidade relativa diz quantas vezes uma substância é mais densa que a água. Se por exemplo, a densidade relativa de uma substância for 2,00 significa que sua densidade é duas vezes a da água; caso a densidade relativa seja 0,50 então ela terá a metade da densidade da água. Isto significa que, se conhecermos a densidade da água em um sistema de unidades, podemos multiplicá-la pela densidade relativa de uma substância, obtendo assim a densidade absoluta desta mesma substância no mesmo sistema de unidades. A densidade relativa é dada pela razão entre a densidade de uma substância e a densidade da água como é mostrado na equação 2.

$$d = \rho_{\text{substância}} / (\rho_{\text{água}}) \quad (2)$$

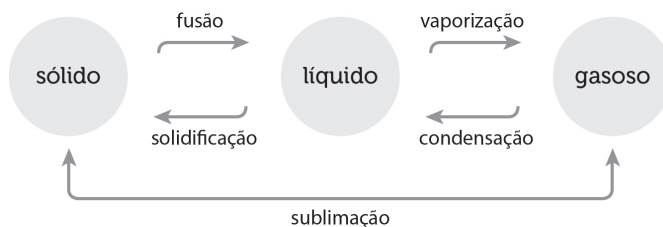


Refleta

As densidades dos metais estão entre as propriedades físicas importantes a serem levadas em conta quando projetamos partes de aeronaves e espaçonaves, tais como o ônibus espacial. São muito utilizados, neste caso, os metais alumínio e titânio, por causa da grande resistência aliada a baixa densidade. O titânio é particularmente útil porque é tão resistente quanto o aço, mas cerca de 40% mais leve (para o mesmo volume de metal). O titânio é particularmente útil porque é tão resistente quanto o aço, mas cerca de 40% menos denso. Além disso, embora o titânio seja 60% mais denso que o alumínio, ele é duas vezes mais resistente, e seu ponto de fusão é cerca de 1000 °C mais alto que o do Al (BRADY et al. 2003).

Algumas propriedades físicas estão atreladas às mudanças de estado físico da matéria. Dependendo da temperatura e da pressão, a matéria pode estar em um estado sólido, líquido ou gasoso, como vimos na seção 1.1. Alterando a temperatura e/ou a pressão, é possível passar a matéria de um estado para outro. Usando a água como exemplo, temos que quando ela está sob pressão constante de 1 atm, a água está no estado sólido abaixo de 0 °C; no estado líquido nas temperaturas entre 0 °C a 100 °C; no estado gasoso acima de 100 °C. Portanto, aquecendo ou resfriando a água, é possível fazer com que ela permaneça no estado sólido, líquido ou gasoso. Essas mudanças de estado recebem nomes característicos, como mostrado na figura 1.7.

Figura 1.7 | Estados da matéria e suas mudanças de fase



Fonte: <<http://www.sobiologia.com.br/figuras/Agua/mudancadeestado.gif>>. Acesso: 9 dez. 2015.

Veremos agora a definição de cada passagem que se dá sem modificar a pressão, ou seja, as mudanças de estado ocasionadas pela mudança de temperatura.

- Fusão: mudança do estado sólido para o estado líquido.
- Vaporização: mudança do estado líquido para o estado gasoso. Essa passagem pode ocorrer de três formas: a) quando o líquido passa para o estado gasoso abaixo da temperatura de ebulição, trata-se da evaporação; b) quando o líquido passa para o estado gasoso na temperatura de ebulição, trata-se de ebulição; c) quando o líquido passa para o estado gasoso acima da temperatura de ebulição, trata-se de calefação.
- Liquefação ou condensação: mudança do estado gasoso para o estado líquido.
- Solidificação: mudança do estado líquido para o estado sólido.
- Sublimação: mudança do estado sólido para o estado gasoso. O processo inverso também é chamado de sublimação ou, às vezes, de ressublimação.

A uma pressão constante, a temperatura na qual uma substância pura passa do estado sólido para o estado líquido é chamada de temperatura de fusão ou ponto de fusão. Do mesmo modo, a temperatura na qual uma substância passa do estado líquido para o estado gasoso é chamada de temperatura de ebulição ou ponto de ebulição.

Temperatura de fusão é a temperatura na qual uma substância sólida cristalina pura muda do estado sólido para o estado líquido. Essa temperatura é, por definição, a temperatura de fusão da substância e, não havendo variação de pressão, ela permanece constante enquanto a amostra se funde.

Quando é fornecido calor a uma substância sólida amorfa pura, sua massa amolece progressivamente, mudando do estado sólido para o estado líquido com variação de temperatura, que não é muito bem caracterizada por ser variável ao longo do processo. Como exemplo, temos a manteiga, a cera, as parafinas e demais sólidos amorfos. Vale ressaltar que os sólidos podem ser amorfos ou cristalinos.

Temperatura de ebulição é a temperatura na qual uma substância pura no estado líquido passa para o estado gasoso. A ebulição envolve toda a massa do líquido e ocorre em regime turbulento devido à formação de bolhas. Ao contrário, a evaporação, que também é um processo de passagem do estado líquido para o estado vapor, ocorre somente na superfície da fase líquida, e isso pode acontecer mesmo em temperatura ambiente. Tal como a temperatura de fusão, a temperatura de ebulição também permanece constante se a pressão não sofrer variação durante o processo. Sabendo o ponto de ebulição e o ponto de fusão de uma substância, numa dada pressão, sabemos o estado físico dela em uma dada temperatura.



Pesquise mais

Existem propriedades físicas específicas para os metais. Pesquise mais em: <<http://www.mundoeducacao.com/quimica/ligacoes-metalicas-as-propriedades-dos-metais.htm>>. Acesso: 6 out. 2015.



Exemplificando

1. Analise as alternativas abaixo, considerando as propriedades extensivas e intensivas da matéria.

- 1) A glicose é um sólido branco.
- 2) O etanol entra em ebulição a 78,5 °C.
- 3) O éter etílico inflama se for tocado por um fósforo aceso.
- 4) O sódio metálico é um sólido mole e de baixo ponto de fusão.
- 5) O metabolismo do açúcar no corpo humano leva à produção de dióxido de carbono e água.

Após analisar, escolha a alternativa que se referem às propriedades físicas das substâncias.

- a) 1, 2 e 3 são propriedades físicas.
- b) 3, 4 e 5 são propriedades físicas.
- c) 1, 2 e 4 são propriedades físicas.
- d) 2, 3 e 5 são propriedades físicas.

A alternativa correta é a letra C. A afirmativa 1 é uma propriedade física, a 2 é uma propriedade física, a 3 propriedade química, a 4 propriedades físicas e a 5 propriedade química.

2. Observe os seguintes fenômenos:

- I - Uma pedra de naftalina dentro do armário.
- II - Uma vasilha com água no freezer.
- III - Uma panela com água no fogão.

IV - O derretimento de um cubo de chumbo quando aquecido.

As afirmativas acima se relacionam a alternativa:

- a) I. Sublimação, II. Solidificação, III. Evaporação, IV. Fusão.
- b) I. Sublimação, II. Solidificação, III. Fusão, IV. Evaporação.
- c) I. Fusão, II. Sublimação, III. Evaporação, IV. Solidificação.
- d) I. Evaporação, II. Solidificação, III. Fusão, IV. Sublimação.
- e) I. Evaporação, II. Sublimação, III. Fusão, IV. Solidificação.

A alternativa correta é a letra a. I – Uma pedra de naftalina no armário – mudança do estado sólido para o gasoso – sublimação; II – Uma vasilha de água no freezer – mudança do estado líquido para o sólido – solidificação; III - Uma panela de água no fogão – mudança do estado líquido para o de vapor – evaporação; IV – O derretimento de um cubo de chumbo quando aquecido – mudança do estado sólido para o líquido – fusão.



Faça você mesmo

Foram realizados diversos testes em uma substância pura e a partir desses testes algumas propriedades determinadas. Todas as alternativas apresentam propriedades físicas que são úteis para identificar essa substância, com a exceção da:

- a) densidade.
- b) massa.
- c) solubilidade.
- d) TE.
- e) TF.



Vocabulário

Sistema Internacional (SI): é um conjunto padronizado de definições de unidades de medida, utilizado hoje em quase todo o mundo moderno e em várias áreas.

Prefixo: são usados para reduzir o número de zeros mostrado em quantidades numéricas antes ou depois do ponto decimal.

Amorfa: é a designação dada à estrutura que não tem ordenação espacial

a longa distância (em termos atômicos), como os sólidos regulares.

Cristalina: é uma estrutura ordenada como consequência de arranjos regulares de átomos que estão dispostos em posições fixas no espaço.

Sem medo de errar

As etapas principais do processo de reciclagem de papel são, em primeiro lugar, o macerador, seguida pela destintagem e a formação da pasta de papel. Para calcularmos a densidade nessas etapas precisaremos saber, inicialmente, qual o volume do equipamento, então vamos adotar que os três equipamentos possuem uma capacidade de 10 m^3 .

Como visto na seção anterior, no macerador forma-se uma mistura homogênea que contém papel, impurezas e água. Nesta etapa a densidade da mistura deve obedecer um padrão de 1050 kg/m^3 , medir a densidade irá indicar se os componentes estão dosados de forma correta, por exemplo, se o valor da densidade for menor indicará que a mistura está com muita água e se for maior indicará que está com muito papel. O excesso de ambos os componentes interferirá nas etapas seguintes e consequentemente na qualidade do papel produzido.

Utilizando a equação 1, poderemos calcular a massa contida dentro do macerador:

$$\rho = \frac{m}{V} \rightarrow m = \rho \cdot V = 1050 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \cdot 10 \text{ m}^3 = 10500 \text{ kg.}$$

Analogamente, temos que as densidades nas etapas de destintagem e pasta de papel são 1012 kg/m^3 e 1045 kg/m^3 , respectivamente. Portanto, a massa contida nas etapas de destintagem e pasta de papel são de 10120 kg e 10450 kg , respectivamente. A pasta de papel é a última fase antes da secagem, quando a pasta chegar à caixa de entrada da máquina de papel seu conteúdo de água excede 97%.

Após a secagem, outras propriedades físicas que são específicas para a produção de papel devem ser analisadas pelo controle de qualidade da empresa. São elas:

Alvura: é a porcentagem de luz de determinado comprimento de onda refletido da superfície do produto. A alvura do papel sulfite reciclado é de aproximadamente 90%.

Gramatura: a gramatura é a massa do papel expressa em gramas por metro quadrado (g/m^2). A gramatura do papel sulfite reciclado é de aproximadamente 75 g/m^2 .

Espessura: corresponde a distância entre as duas faces do papel. A espessura do papel sulfite reciclado é de aproximadamente $0,05 \text{ mm}$.

Densidade aparente: é considerada uma das mais importantes propriedades do papel, influenciando as propriedades físicas e ópticas, exceto a gramatura, pois inclui os espaços do papel preenchidos por ar. Pode ser calculada pela razão da gramatura pela espessura, ou seja, $\rho_a = \text{Gramatura}/\text{Espessura}$. A densidade aparente do papel sulfite reciclado é de aproximadamente 1500 kg/m^3 .



Atenção!

Cada material possui suas propriedades físicas específicas.



Lembre-se

Existem diversos tipos de papel e cada um possui seus valores de referência para as propriedades apresentadas.

Avançando na prática

Pratique mais	
<p>Instrução Desafiamos você a praticar o que aprendeu transferindo seus conhecimentos para novas situações que pode encontrar no ambiente de trabalho. Realize as atividades e depois compare-as com a de seus colegas.</p>	
"Propriedades físicas para o controle de qualidade do PET reciclado"	
1. Competência de fundamentos de área	Conhecer os conceitos fundamentais em química geral para a formação científica e tecnológica.
2. Objetivos de aprendizagem	Conhecer as propriedades físicas específicas de uma determinada matéria
3. Conteúdos relacionados	Propriedades físicas da matéria.
4. Descrição da SP	Dentro do contexto da montagem da sua fábrica de reciclagem de matérias, descubra quais as propriedades físicas específicas que precisam ser analisadas para que o material plástico de PET (Politereftalato de etileno) reciclado seja aprovado pelo controle de qualidade e descreva-as.
5. Resolução da SP	As propriedades físicas que devem ser analisadas pelo controle de qualidade para que o PET reciclado seja aprovado para a venda são: <ul style="list-style-type: none"> • Rigidez: capacidade de resistir a essa deformação. • Brilho: corresponde à quantidade de fluxo luminoso emitido. • Estabilidade térmica: o PET deve ser estável termicamente quando aquecido a temperaturas abaixo de $230 \text{ }^\circ\text{C}$ por um tempo de 50 minutos. • Estabilidade à luz: para reduzir as reações de foto-oxidação que são a principal causa da deterioração oxidativa devido ao efeito da luz, encurtando a vida de prateleira do produto.

- Odor: Inodoro.
- Densidade: $> 1 \text{ g/cm}^3$.
- Ponto de fusão: $22 \text{ }^\circ\text{C} - 260 \text{ }^\circ\text{C}$.
- Porosidade: porosidade é a relação entre o volume de espaços ociosos de uma rocha e o seu volume total. O espaço entre as macromoléculas do polímero é relativamente grande. Isso confere baixa densidade ao polímero, o que é uma vantagem em certos aspectos. Essa permeabilidade, contudo, pode ser muito interessante, como no caso de membranas poliméricas para remoção de sal da água do mar.
- Reciclabilidade: o PET é 100% reciclável, diferente de alguns polímeros que não podem ser reciclados de forma direta: não há como refundi-los ou depolimerizá-los.



Lembre-se

Acesse o link e lembre-se que a reciclagem dos plásticos é viável economicamente além de preservar o meio ambiente: <http://www.ecycle.com.br/component/content/article/35/711-plasticos-como-se-da-a-reciclagem-e-no-que-se-transformam.html>. Acesso em: 8 out. 2015.



Faça você mesmo

Descreva as propriedades físicas que são específicas para a análise do controle de qualidade do vidro reciclado e defina-as.

Faça valer a pena

1. As afirmativas relacionadas abaixo descrevem fenômenos relacionados ao contexto de propriedades da matéria.

I. O ferro (Fe) transforma-se em ferrugem ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$) na presença de ar e umidade.

II. O ferro é cinza quando sólido em temperatura ambiente.

III. O papel produz cinzas ao pegar fogo.

IV. O alumínio apresenta densidade de $2,7 \text{ g/cm}^3$.

V. O álcool entra em ebulição a $78 \text{ }^\circ\text{C}$, sob pressão de 1 atm.

VI. A queima do etanol libera gases e energia.

Assinale a alternativa que englobe os fenômenos relacionados às propriedades físicas.

- a) As afirmativas II, IV e V estão corretas.
- b) As afirmativas I, II, III, IV, V e VI estão corretas.
- c) As afirmativas I, III e VI estão corretas.
- d) As afirmativas III, IV e VI estão corretas.
- e) As afirmativas II, III e IV estão corretas.

2. Relacione as propriedades físicas contidas na coluna B que justificam o uso dos seguintes materiais contidos na coluna A:

Coluna A:

- I. Vidro na fabricação de para-brisas.
- II. Cobre na fabricação de fios elétricos.
- III. Aço inoxidável na fabricação de talheres.
- IV. Borrachas na fabricação de pneus.

Coluna B:

- a) Não enferruja.
- b) Sólido e impermeável.
- c) Maleável, macia e durável.
- d) Bom condutor de corrente elétrica.

A alternativa que relaciona a coluna A com a B corretamente é:

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

3. Para se caracterizar uma determinada substância pode-se utilizar as seguintes propriedades da matéria: ponto de fusão, ponto de ebulição, densidade e solubilidade. Análises foram realizadas e com elas foram obtidos os valores da tabela abaixo relativos às propriedades de amostras de alguns materiais.

Materiais	Massa (g) a 20 °C	Volume (cm ³)	Temperatura de Fusão (°C)	Temperatura de Ebulição (°C)
A	115	100	80	218
B	174	100	650	1120
C	74	100	-40	115
D	100	100	0	100

Considerando os dados da tabela, analise as seguintes afirmações:

I. À temperatura de 25 °C, os materiais C e D estão no estado líquido.

II. Massa e volume são propriedades específicas de cada material.

III. Se o material B for insolúvel em D, quando for adicionado a um recipiente que contenha o material D ele deverá afundar.

IV. Se o material A for insolúvel em D, quando for adicionado a um recipiente que contenha o material D ele deverá flutuar.

V. À temperatura de 20 °C, a densidade do material C é igual a 0,74 g/ml.

Das afirmações acima, são corretas, apenas:

a) I, III e V

b) II, III e IV

c) III, IV e V

d) I e V

e) I, III e IV

Seção 1.3

Processos de separação de misturas

Diálogo aberto

Agora que você já aprendeu a classificação e as propriedades da matéria, vamos conhecer os processos físicos mais importantes para a realização da separação das substâncias puras ou compostas presentes em uma mistura. Vale lembrar que as misturas podem ser classificadas em homogêneas e heterogêneas e neste contexto é importante saber que existem processos de separação que podem ser aplicados à cada uma delas.

E como vamos escolher um processo de separação dentre tantos existentes? Para isso, teremos que, primeiramente, classificar a mistura em homogênea e heterogênea, em segundo lugar avaliar as suas propriedades e depois classificar o sistema. Teremos 5 (cinco) classificações, sendo elas: sólido-sólido; sólido-líquido; líquido-líquido; líquido-gasoso e gasoso-gasoso. Após essa sequência de observações poderemos, enfim, escolher o processo adequado para realizar a nossa separação.

Assim sendo, vamos voltar para a nossa reciclagem de papel. Depois de classificar a matéria e conhecer as propriedades físicas de todo esse processo, vamos agora identificar quais são os processos físicos aplicados em cada etapa da produção do papel reciclado. Você já imaginou quantos processos diferentes são empregados para que ao final da produção tenhamos o papel reciclado?

Então a partir de agora vamos classificar os sistemas e conhecer os principais processos físicos de separação da matéria. Assim, vamos voltar à nossa reciclagem de papel e entender quais são os processos físicos empregados na produção do papel. Ao final desta seção seremos capazes de analisar melhor como são produzidos itens básicos do nosso dia a dia.

Vamos em frente e sem medo de errar!

Não pode faltar

Nas seções anteriores aprendemos os conceitos sobre a classificação da matéria e de suas propriedades, dentre esses conceitos vimos que as misturas podem ser classificadas em homogêneas ou heterogêneas e podem ser criadas e depois separadas, por meios físicos, em suas substâncias puras sem alterar as suas propriedades.



Refleta

“A Química é a parte da Ciência que estuda as propriedades das substâncias. Mas, para que estas propriedades sejam características de cada substância, ela deve estar no seu estado de pureza. Isto é, só ela. Portanto, ela deve ser separada da mistura.

O primeiro passo a ser dado no caminho da separação das substâncias puras, ou simplesmente substâncias, é separar as fases da mistura” (LENZI et al., 2012, p. 137).

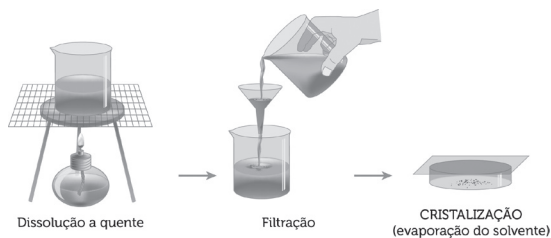
Veremos agora quais são esses processos físicos, como funcionam e em quais situações podem ser utilizados na separação de misturas, sejam homogêneas ou heterogêneas. Misturas homogêneas e heterogêneas possuem métodos de separação distintos, conforme a sua complexidade, sendo que para cada uma delas existem diversos métodos diferentes. Dividiremos a nossa discussão em cinco sistemas diferentes, sendo eles: sólido-sólido; sólido-líquido; líquido-líquido; líquido-gasoso e gasoso-gasoso.

Um sistema sólido-sólido é uma mistura heterogênea composta por dois ou mais sólidos que podem apresentar diferentes tamanhos e propriedades físicas. Para separar esse sistema temos que utilizar processos, tais como:

- **Catação:** é uma seleção realizada manualmente um a um. Exemplo: limpeza do feijão antes do cozimento.
- **Ventilação:** é a separação de dois sólidos que possuem densidades diferentes, por meio de uma corrente de ar. Exemplo: beneficiamento do arroz.
- **Levitação:** possui a mesma aplicação da ventilação, porém a separação é realizada por meio de uma corrente de água. Exemplo: garimpo.
- **Flotação:** possui a mesma aplicação da ventilação, contudo a separação é realizada adicionando-se um líquido de densidade intermediária aos dois sólidos em questão. Após a adição do líquido, o sólido de menor densidade irá flutuar na superfície e o de maior densidade afundará. Vale ressaltar que os sólidos não podem se dissolver no líquido. Exemplo: tratamento de água.

- Peneiração ou tamisação: é a separação de sólidos com o uso de peneiras de acordo com os seus tamanhos de grãos. Exemplo: separação de areias.
- Separação magnética: utiliza-se quando um dos sólidos envolvidos possui magnetismo, ou seja, é atraído por um ímã. Exemplo: separação de minério de ferro da areia.
- Dissolução fracionada: é a separação em que um dos sólidos envolvidos se dissolve em um líquido que é adicionado ao sistema. Exemplo: separação de sal e areia.
- Fusão fracionada: é empregada na separação de sólidos que possuam pontos de fusão distantes. Exemplo: separação do ferro e do chumbo. O ferro funde a $1.536\text{ }^{\circ}\text{C}$ e o chumbo funde a $327\text{ }^{\circ}\text{C}$. Ao aquecer a mistura o chumbo fundirá primeiro que o ferro, podendo ser separado.
- Cristalização fracionada: utiliza-se esse processo quando temos uma mistura de dois ou mais sólidos que são solúveis em um mesmo solvente. Aquecendo-se a mistura o solvente irá evaporar e um dos sólidos cristalizará antes dos demais. Exemplo: sal de cozinha extraído da água do mar.

Figura 1.8 | Cristalização Fracionada realizada em laboratório



Fonte: <http://www.estudopratico.com.br/wp-content/uploads/2013/04/separacao-de-misturas-homogeneas-cristalizacao-evaporacao.jpg>. Acesso em: 18 out. 2015.

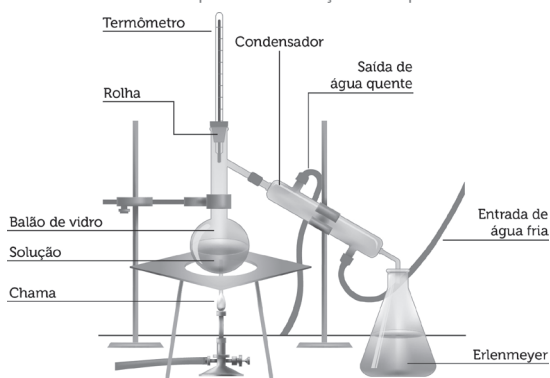
- Sublimação: separação de dois ou mais sólidos utilizando o processo de sublimação. Exemplo: purificação do iodo e naftalina.

Um sistema sólido-líquido pode ser classificado como uma mistura homogênea ou heterogênea. Existem processos que são empregados para a separação de ambos os tipos de misturas, como veremos a seguir:

- Decantação de misturas sólido-líquido: resume-se a sedimentação dos sólidos em suspensão presentes no sistema tendo como princípio a ação da gravidade. Exemplo: separação de areia e água.
- Centrifugação: é uma decantação acelerada em um equipamento chamado centrífuga tendo como princípio à ação da força centrífuga. Exemplo: máquina de lavar roupa.

- Filtração: é o processo mais utilizado para este sistema e consiste na separação de um sólido de um líquido através de um meio filtrante. Exemplo: preparação de café.
- Evaporação: o sistema é aquecido até a temperatura de ebulição do líquido, isto é, até o líquido evaporar totalmente restando apenas o sólido. Exemplo: separação de água e sal.
- Destilação simples: um recipiente contendo uma solução é aquecido até a completa evaporação do líquido, sobrando o sólido. Os vapores do líquido são resfriados e então se liquefazem e, posteriormente, são recolhidos em outro recipiente. Exemplo: separação de água e sal.

Figura 1.9 | Montagem de laboratório para destilação simples



Fonte: <http://www.ebah.com.br/content/ABAAABBJ4AA/destilacao-simples>. Acesso em: 18 out. 2015.

Para a separação de sistemas líquido-gasoso também se aplicam os métodos de decantação e filtração, como descritos anteriormente, tendo como exemplo vapor d'água e ar, e aspirador de pó, respectivamente.



Assimile

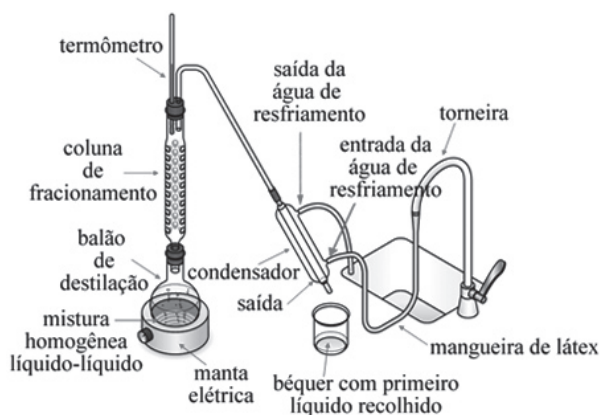
Para assimilar melhor os processos de separação, acesse o link e veja como é feito o tratamento da água. Você verá diversos processos de separação em um único exemplo: <http://www.uenf.br/uenf/centros/cct/qambiental/ag_tratagua.html>. Acesso: 30 out. 2015.

Os sistemas líquido-líquido podem ser classificados como misturas homogêneas e heterogêneas, dependendo das substâncias envolvidas e podem ser utilizados os seguintes métodos de separação:

- Decantação da mistura de líquido-líquido: a decantação aplicada ao sistema líquido-líquido é um método de separação indicado para misturas heterogêneas. As substâncias envolvidas se separam pela diferença de densidade. Exemplo: água e óleo.

- Destilação fracionada: a destilação fracionada é indicada para uma mistura de líquidos homogênea, na qual utiliza-se o mesmo aparato da destilação simples incluindo uma coluna de fracionamento. A coluna de fracionamento é um equipamento utilizado para realizar a separação de uma mistura que contenha diversas substâncias diferentes em sua composição, a partir do princípio de ponto de ebulição. Exemplo: petróleo.

Figura 1.10 | Montagem de laboratório para destilação fracionada



Fonte: [http://www.alunosonline.com.br/upload/conteudo/images/destilacao-fracionada\(1\).jpg](http://www.alunosonline.com.br/upload/conteudo/images/destilacao-fracionada(1).jpg). Acesso em: 18 out. 2015.



Pesquise mais

Pesquise mais sobre a destilação fracionada do petróleo e veja como é a fabricação de vários itens que você usa no seu dia a dia.

Disponível em: <<http://www.brasilecola.com/quimica/refinamento-petroleo.htm>>. Acesso em: 19 out. 2015.

Os sistemas líquido-gasoso são classificados tanto como misturas homogêneas quanto como misturas heterogêneas, por exemplo, a água que sai da torneira é uma mistura homogênea, pois é composta de água e gases dissolvidos como o oxigênio em sua maioria, ao passo que, a água gaseificada é uma mistura heterogênea composta por água e CO_2 . Ambas as misturas podem ser separadas através do aquecimento. No processo de, a solubilidade de um gás no líquido diminui à medida que a temperatura aumenta. Quando aquecemos uma mistura de gases e líquidos, os gases serão expulsos ou eliminados.

Sistemas gasoso-gasoso são considerados homogêneos e sua separação é realizada por meio da liquefação fracionada. Nesse processo resfia-se a mistura gasosa até que se atinja o ponto de liquefação mais alto. Um dos gases presentes no sistema passará para o estado líquido e será separado dos demais.



Exemplificando

São dadas três misturas heterogêneas de sólidos:

I – Arroz e casca

II – Serragem e limalha de ferro

III – Areia e cascalho

Os processos mais convenientes para separá-las são respectivamente:

	I	II	III
a)	Levitação	Imantação	Ventilação
b)	Destilação Simples	Flotação	Peneiração
c)	Peneiração	Flotação	Peneiração
d)	Ventilação	Separação Magnética	Peneiração
e)	Peneiração	Ventilação	Centrifugação

Resposta correta é a letra d. A mistura I possui dois componentes que apresentam densidades diferentes, portanto a Ventilação se torna mais adequada. A mistura II possui limalha de ferro que é um material ferromagnético, portanto seus dipolos magnéticos se alinham na presença de um ímã, assim a separação magnética é indicada. A mistura III é composta de 2 componentes com tamanho de partícula muito diferentes, portanto através do peneiramento teremos a separação.



Faça você mesmo

Considere os seguintes processos para separar misturas homogêneas e heterogêneas:

I – Levitação.

II – Filtração.

III – Destilação Simples.

IV – Decantação.

Dentre eles, assinale qual ou quais os processos geralmente usados na separação de um sistema heterogêneo sólido-líquido:

a) Apenas III.

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



Vocabulário

Imantação: sinônimo de separação magnética. Está relacionada à palavra imã.

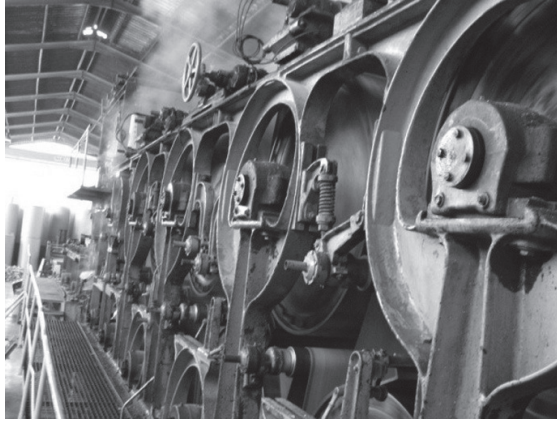
Sem medo de errar

No processo de reciclagem de papel temos três etapas nas quais processos físicos de separação são empregados. Primeiramente, vamos identificar essas etapas lembrando que estamos pensando em separação, sendo assim, os processos nos quais ocorrem separação são: escolha secundária, centrifugação e secagem.

Então vamos agora classificar o sistema e definir qual processo de separação é utilizado em cada uma dessas etapas:

- Escolha secundária: nesta etapa temos uma mistura heterogênea composta somente por sólidos (papel, plásticos e metais), portanto temos um sistema sólido-sólido. Para realizar esta separação é usado o processo de catação.
- Centrifugação: temos aqui uma mistura heterogênea composta por papel, água e impurezas, portanto, um sistema sólido-líquido. O objetivo desta etapa é retirar as impurezas, portanto, como as impurezas possuem uma densidade diferente podemos utilizar a centrifugação. A decantação também seria apropriada, porém, esta etapa do processo exige agilidade.
- Secagem: temos uma mistura sólido-líquido, cujo objetivo é retirar a água, então o processo a ser aplicado é o de evaporação. A mistura é aquecida com vapor de água que eleva a temperatura da água contida na mistura até a sua evaporação. A evaporação é realizada em rolos onde o papel passa por fora do rolo e o vapor de água por dentro, realizando o aquecimento.

Figura 1.11 | Processo de secagem do papel



Fonte: <<http://recipac.pt/files/8213/6267/7159/img1.jpg>>. Acesso: 19 out. 2015.



Atenção!

Classifique o sistema antes de definir o processo de separação.



Lembre-se

Processos físicos de separação são um conjunto de procedimentos que permitem separar misturas (homogêneas ou heterogêneas) em outras misturas menos complexas ou em substâncias (puras).

Avançando na prática

Pratique mais

Instrução

Desafiamos você a praticar o que aprendeu transferindo seus conhecimentos para novas situações que pode encontrar no ambiente de trabalho. Realize as atividades e depois compare-as com a de seus colegas.

“Identificando os processos físicos de separação na reciclagem do PET”

1. Competência de fundamentos de área	Conhecer os conceitos fundamentais em química geral para a formação científica e tecnológica
2. Objetivos de aprendizagem	Classificar o sistema e escolher um processo físico de separação adequado.
3. Conteúdos relacionados	<ul style="list-style-type: none"> • Classificar o sistema em: sólido-sólido; sólido-líquido; líquido-líquido; líquido-gasoso e gasoso-gasoso. • Escolher um processo físico aplicado ao sistema.

4. Descrição da SP	Dentro do contexto da montagem da sua fábrica de reciclagem de materiais, é possível classificar os sistemas envolvidos? Quais os processos físicos mais adequados para as separações em questão?
5. Resolução da SP	Na reciclagem do PET as etapas que possuem processos físicos de separação são: Classificação: mistura heterogênea composta por sólidos. Portanto, sistema sólido-sólido. O processo adequado é a catação, pois os componentes da mistura possuem tamanhos semelhantes e mesma densidade. Intrusão: mistura homogênea composta por sólidos que irão se fundir, portanto, sistema sólido-sólido. O processo adequado é a fusão fracionada, pois caso haja algum sólido incompatível à mistura o mesmo poderá ser retirado.



Lembre-se

Acesse o link e leia mais sobre os processos físicos empregados na reciclagem dos plásticos, <<https://repositorio.ufsc.br/handle/123456789/105158>>. Acesso em: 19 out. 2015.



Faça você mesmo

Classifique os sistemas e identifique quais processos de separação física estão envolvidos no processo de reciclagem do vidro reciclado.

Faça valer a pena

1. Atividades simples do nosso dia a dia também são processos físicos de separação. Associe as atividades listadas na coluna 1 com os processos físicos apresentados na coluna 2.

Coluna 1:

- Colocar naftalina no guarda-roupa.
- Retirar impurezas da farinha de trigo.
- Escolher feijão.
- Preparar um café.

Coluna 2:

1. Filtração.
2. Peneiração.
3. Sublimação.
4. Catação.

A sequência correta é:

- a) 3, 2, 4 e 1.

- b) 4, 2, 3 e 1.
- c) 3, 4, 1 e 2.
- d) 1, 3, 2 e 4.
- e) 2, 1, 4 e 3.

2. Sabendo que a matéria pode ser classificada em substância pura e mistura, assinale a alternativa que apresenta um método de separação física correto para a separação de uma mistura.

- a) O processo de decantação é recomendado para a separação de uma mistura homogênea.
- b) A filtração é adequada para a separação de uma mistura de álcool e água.
- c) Decantação pode separar uma mistura heterogênea entre gases.
- d) Pode-se dizer que, ao se separar as fases sólida e líquida contidas em uma mistura heterogênea, serão formadas por substâncias puras.
- e) A destilação é o método mais adequado para a separação de sistemas homogêneos sólido-líquido.

3. No contexto de processos físicos de separação, associe as colunas abaixo relacionando os sistemas da coluna 1 aos métodos de separação da coluna 2.

Coluna I:

- (1) Óleo + água
- (2) Álcool + éter
- (3) Sal + água
- (4) Areia + cascalho
- (5) Ar atmosférico
- (6) Água + Areia
- (7) Óleo + água + sal

Coluna II:

- a) Filtração
- b) Destilação simples
- c) Destilação fracionada
- d) Decantação e destilação
- e) Liquefação
- f) Peneiramento
- g) Decantação

- a) 1-d, 2-a, 3-e, 4-f, 5-b, 6-c, 7-g.
- b) 1-g, 2-c, 3-b, 4-f, 5-e, 6-a, 7-d.
- c) 1-f, 2-b, 3-c, 4-g, 5-d, 6-a, 7-e.
- d) 1-e, 2-a, 3-d, 4-g, 5-c, 6-b, 7-f.
- e) 1-d, 2-a, 3-e, 4-f, 5-b, 6-c, 7-g.

Seção 1.4

O laboratório de química

Diálogo aberto

Nas seções anteriores aprendemos o que é a matéria e sua classificação, as propriedades físicas e os processos de separação. Agora, vamos entrar no laboratório de química! Você vai conhecer todas aquelas vidrarias e equipamentos que despertam tantas curiosidades nas pessoas e irá utilizá-las para fazer diversos experimentos. Então vista o seu jaleco e vamos lá!

Mas antes é necessário aprender as regras e normas utilizadas no laboratório para que acidentes não ocorram e para que você possa realizar os seus experimentos com máxima segurança, portanto leia com atenção, pois acidentes ocorrem e não podemos subestimar os riscos existentes. Você deve receber uma série de informações vitais de como se proteger dos perigos que podem surgir e serem evitados no laboratório, e como fazer bom uso dos equipamentos que estiverem ao seu alcance para ter sucesso no trabalho laboratorial e se sentir realizado.

Você também irá aprender os nomes e utilidades das principais vidrarias e equipamentos utilizados em um laboratório de química, você verá que é necessário utilizar o equipamento correto para cada etapa realizada no laboratório.

Assim sendo, vamos finalizar o nosso estudo sobre a reciclagem de papel. Você sabia que existem diversos equipamentos de laboratório diferentes para medir as mais diversas propriedades físicas? Vamos aprender que existem vidrarias específicas para que possamos medir a densidade de cada etapa da produção de papel reciclado seja em laboratório ou no próprio processo de produção.

A partir de agora você verá os cuidados que "deverá" tomar no interior de um laboratório de química, conhecerá os principais equipamentos utilizados e saberá qual utilizar dependendo da aplicação. Conhecerá também equipamentos para que a medição da densidade seja realizada em laboratório ou no próprio processo de produção.

Então, estude todo o conteúdo com bastante atenção e aproveite o seu momento no laboratório realizando experimentos!

Não pode faltar

Ao acessar um laboratório de química você deve ter em mente que existe a possibilidade de encontrar produtos inflamáveis, explosivos, corrosivos e tóxicos, isto é, existe a possibilidade de ocorrer algum tipo de acidente com prejuízos leves, ou graves, para si mesmo, para os colegas, para a instituição e/ou para o ambiente. Os primeiros contatos dos alunos com o laboratório de química são de grande importância, portanto nesta seção você vai receber uma série de informações sobre as normas de segurança de um laboratório e as vidrarias que serão manipuladas. Em caso de acidentes mantenha a calma e comunique imediatamente ao professor.



Refleta

“Todo químico deve estar consciente dos perigos potenciais, existentes num laboratório, relacionados aos produtos químicos ali presentes, principalmente no tocante ao manuseio, transporte e estocagem dos mesmos. A segurança no laboratório é assunto de interesse de todos os que o frequentam, não apenas do professor, ou do assessor técnico. Acidentes vão ocorrer, na maioria dos casos, por falta de cuidado, de reflexão antes de agir e por negligência” (LENZI et al., 2012, p. 21).

Antes de iniciarmos nossos experimentos, convém seguirmos alguns conselhos, tomando, assim, precauções necessárias para o bom convívio do principiante no laboratório. Diversas normas devem ser seguidas para se trabalhar em um laboratório de química, como por exemplo: utilize vestimenta apropriada (jaleco de algodão e manga comprida, calça e sapato fechado); não trabalhe próximo às chamas com inflamáveis; não aqueça tubos de ensaio com a boca virada para si ou para outros; fique atento ao manuseio das vidrarias, evitando pontas e arestas cortantes; não use a mesma pipeta para medir, ao mesmo tempo, soluções diferentes; utilize a capela, quando houver desprendimento de gases tóxicos, irritantes ou de cheiro desagradável; faça aquecimento de materiais inflamáveis ou muito voláteis em banho-maria; leia cuidadosamente o rótulo dos frascos antes de utilizá-los; em todo trabalho seja metódico e prudente. Não perca de vista uma experiência que está em andamento.



Assimile

Acesse o link e assimile as normas utilizadas para trabalhar em um laboratório de química: <https://cissp.quimica.ufg.br/up/387/o/NORMAS_DE_SEGURAN%C3%87A_-_Q._ANALITICA.pdf>. Acesso em: 31 out. 2015.

As vidrarias de laboratório são, em sua maioria, instrumentos de vidro cristal ou temperado, para que as medidas sejam precisas e o recipiente não reaja com a substância contida nele. Entretanto, as vidrarias devem ser tratadas com o maior cuidado possível, principalmente porque o vidro utilizado é mais trabalhado que quaisquer outros vidros, por isso, mais caros.

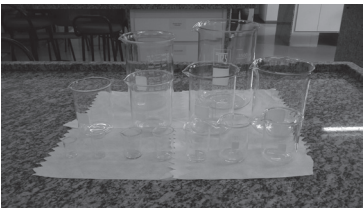

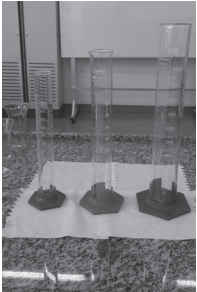



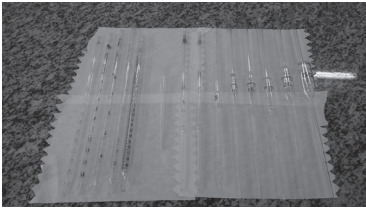
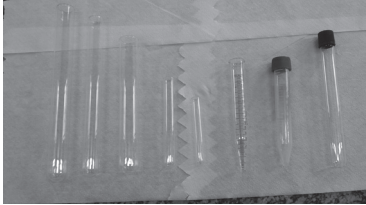



Pesquise mais

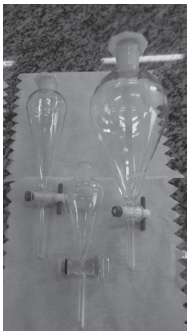
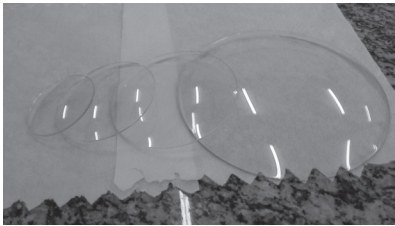


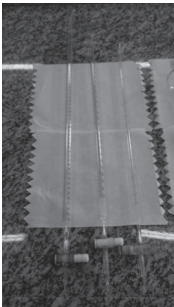
O Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia do Rio Grande do Norte criou um jogo didático para que os alunos de química memorizem os nomes das vidrarias. Acesse o link e conheça o jogo em <<http://annq.org/eventos/upload/1330470378.pdf>>. Acesso em: 31 out. 2015.

Os materiais de metal podem servir para suporte e manuseio das vidrarias. Existem também materiais de porcelana, de borracha ou plástico e materiais que são fontes de aquecimento. Os principais instrumentos de trabalho em laboratórios são apresentados na Tabela 1.1:

Tabela 1.1 | Principais vidrarias e equipamentos de um laboratório de química

Nome	Imagem	Definição
Béquer		Recipiente de vidro em formato cilíndrico. Oferece medidas de volume, porém com pouca precisão.
Erlenmeyer		Recipiente volumétrico em forma cônica. Em geral é usado para armazenar e misturar produtos e soluções.
Proveta		Instrumento cilíndrico com medida de volume mais precisa para líquidos.

<p>Balão de fundo redondo e de fundo chato</p>		<p>Aparelho em forma esférica utilizado para sistemas reacionais líquidos e sólidos.</p>
<p>Pipeta</p>		<p>Instrumento para medição e transferência com maior precisão de volumes líquidos.</p>
<p>Tubos de ensaio</p>		<p>Tubos utilizados em ensaios onde a quantidade de reagentes é reduzida.</p>
<p>Suporte e garra</p>		<p>Possui o propósito de sustentar balões, funis e tubos.</p>
<p>Suporte</p>		<p>Aquecimento sem contato com a chama.</p>
<p>Bico de Bunsen</p>		<p>É um tipo de queimador de gás usado no aquecimento de substâncias.</p>

Balão de separação		Peça de vidraria usada na separação de líquidos de densidades diferentes.
Vidro relógio		Recipiente côncavo e circular empregado geralmente em processos de pesagem.
Pisseta		Recipiente para armazenar compostos quaisquer.
Kitassato		Vidraria empregada na filtração a vácuo.
Bureta		Recipiente cilíndrico de vidro utilizado para dispensar volumes com precisão por meio de uma torneira na extremidade inferior.

Fonte: O autor



Exemplificando

Indique a vidraria que não está contida na figura abaixo:



- Béquer.
- Pipeta.
- Erlenmeyer.
- Condensador.
- Proveta.

Resposta correta é a letra B. Na sequência os equipamentos são: condensador, bureta, béquer, erlenmeyer e proveta.



Faça você mesmo

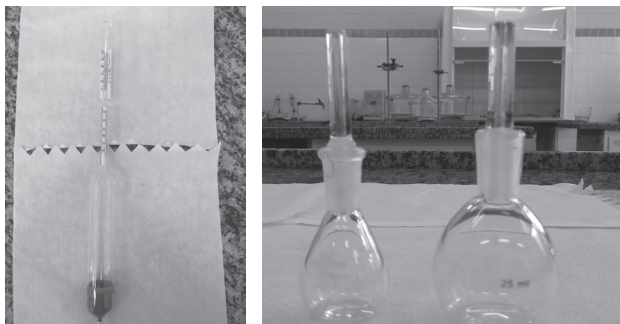
Em uma destilação simples, a vidraria utilizada na transformação de vapor em líquido é o:

- Erlenmeyer.
- Béquer.
- Condensador.
- Balão de destilação.
- Funil.

Sem medo de errar

Agora, vamos descobrir como medir a densidade nas etapas de produção do papel reciclado. Para realizarmos essa medição vamos precisar de instrumentos apropriados para a medição da densidade. Durante o processo as densidades de cada etapa podem ser medidas em laboratório ou no próprio processo de produção com o uso de instrumentos apropriados. Em laboratório poderemos usar o densímetro e o picnômetro (Figura 1.12).

Figura 1.12 | Densímetro e Picnômetro



Fonte: O autor

Para que a densidade seja medida diretamente no processo de produção é necessária a instalação de medidores de densidade em todos os tanques do processo. Para a medição das propriedades específicas do papel, como a gramatura e a densidade aparente, são utilizados equipamentos específicos.



Assimile

Acesse o link para conhecer mais sobre a medição da densidade aparente: <http://lqes.iqm.unicamp.br/images/vivencia_lqes_meprotec_densidade_arquimedes.pdf>. Acesso em: 9 dez. 2015.



Lembre-se

Lembre-se que a medição das propriedades físicas da matéria é de grande importância para o controle do processo e qualidade do produto.

Avançando na prática

Pratique mais

Instrução

Desafiamos você a praticar o que aprendeu transferindo seus conhecimentos para novas situações que pode encontrar no ambiente de trabalho. Realize as atividades e depois compare-as com a de seus colegas.

"Medidores de Densidade de Sólidos"

1. Competência de fundamentos de área	Conhecer os conceitos fundamentais em química geral para a formação científica e tecnológica.
2. Objetivos de aprendizagem	Conhecer equipamentos de laboratório que meçam as propriedades físicas da matéria.
3. Conteúdos relacionados	O laboratório de química.

4. Descrição da SP	Faça uma pesquisa e conheça quais são os equipamentos que realizam as medidas das propriedades físicas do plástico.
5. Resolução da SP	<p>Há um equipamento diferente para cada propriedade física, que deve ser medida pelo controle de qualidade para ter certeza que o PET está dentro das especificações e pode ser comercializado. Observem alguns desses equipamentos acessando os links:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Rigidez: <http://www.dnbr.net/drupal/node/38>. Acesso em: 31 out. 2015. • Brilho: <http://www.dnbr.net/drupal/taxonomy/term/43?page=1>. Acesso em: 31 out. 2015. • Estabilidade à luz: <http://www.dnbr.net/drupal/node/578>. Acesso em: 31 out. 2015. • Densidade: <http://www2.esb.ucp.pt/twt/cec/MyFiles/imagens/quimica/fotos/s%C3%B3idos.jpg>. Acesso: 31 out. 2015. • Porosidade: <http://www.solostocks.com.br/venda-produtos/outros/_medidor-de-porosidade-761400>. Acesso em: 31 out. 2015. • Ensaio de alcalinidade: <http://www.dnbr.net/drupal/node/568>. Acesso em: 31 out. 2015. • Resistência ao estouro em garrafas: <http://www.dnbr.net/drupal/node/562>. Acesso em: 31 out. 2015. • Medidor de propriedades físicas: <http://aqualab.decagon.com.br/produtos/kd2/kd2/>. Acesso em: 31 out. 2015.



Lembre-se

Acesse o link e conheça diversos instrumentos de medição para análises laboratoriais: <<http://www.pce-medidores.com.pt/instrumentos-medicao/instrumentos-de-medicao.htm>>. Acesso em: 31 out. 2015.



Faça você mesmo

Pesquise e conheça os equipamentos utilizados para realizar o controle de qualidade do vidro.

Faça valer a pena

1. Conforme as normas de segurança aplicadas ao laboratório de química, em casos de acidentes envolvendo fogo com o bico de Bunsen devemos:
 - a) Chamar os bombeiros e evacuar o local imediatamente.
 - b) Avisar um responsável e sair do local imediatamente.
 - c) Não esperar por ajuda e evacuar o local o mais rápido possível.
 - d) Verificar se pode fechar a válvula, não conseguindo, avisar um responsável e sair do lugar do acidente.

e) Verificar se é possível fechar a válvula. Caso não seja possível, jogar um pano molhado sobre a chama, avisar um responsável e sair do local.

2. Segundo as normas de segurança do laboratório de química, é proibido dentro de um laboratório:

- a) Não cheirar as substâncias para identificar o que está sendo usado.
- b) Deixar os cabelos longos soltos.
- c) Trabalhar com ácidos e bases concentradas usando luvas de procedimento.
- d) Não comer no interior do laboratório.
- e) Não misturar produtos desconhecidos na tentativa de descobrir algo novo.

3. Coloque falso ou verdadeiro nas afirmativas a seguir.

I. A pisseta é empregada na medição de volumes precisos de líquidos.

II. A pipeta é empregada na medição de volumes precisos de líquidos.

III. O béquer é utilizado para efetuar reações e pode ser aquecido.

IV. A balança analítica é empregada para efetuar pesagens ao longo da realização de ensaios.

V. O balão volumétrico fornece medidas precisas de volume.

VI. A pipeta volumétrica é empregada para medição de volumes precisos de líquidos e pode ser seca em estufa a 100 °C.

A alternativa que apresenta a sequência correta é:

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

Referências

BRADY, James E.; RUSSEL, Joel W.; HOLUM, John R. **Química**: a matéria e suas transformações. 3. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2000.

KOTZ, John C. et al. **Química geral e reações químicas**. 9. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2010. v. 1-2.

LENZI, E. et al. **Química geral e experimental**. 2. ed. Rio de Janeiro: Freitas Bastos, 2012.

RUSSEL, John B. **Química geral**. 2. ed. São Paulo: Pearson Education do Brasil, 2008. v. 1- 2.

ÁTOMOS E ELEMENTOS

Convite ao estudo

Dando continuidade ao nosso estudo de Química Geral e Experimental entraremos agora na segunda unidade deste livro didático. Nesta unidade aprenderemos o que é um átomo e como são compostos os elementos químicos. Você já imaginou como é composto um átomo? Qual é a sua configuração? Já consultou uma tabela periódica? Com esta unidade de ensino saberemos responder essas perguntas e muitas outras.

Com base nesse raciocínio e assimilando todos os assuntos relevantes desse tema, temos como competências conhecer e aplicar os conceitos fundamentais em química geral na formação científica e tecnológica, tendo nesta unidade os seguintes **objetivos de aprendizagem**: (1) entender o que é um átomo e os diferentes modelos atômicos; (2) aprender qual é a composição de um átomo; (3) assimilar os conceitos de número atômico e massa atômica; (4) conhecer a construção de uma tabela periódica; (5) ser capaz de classificar um elemento periodicamente; (6) conhecer e saber aplicar as relações de massa e leis ponderais; (7) ser capaz de aplicar a distribuição eletrônica; (8) conhecer as propriedades periódicas, tais como raio atômico, energia de ionização, reatividade, eletropositividade e eletronegatividade.

Uma das descobertas mais importantes e misteriosas da história da humanidade é o vidro e sua história de fabricação no Brasil é extensa. O vidro é uma substância homogênea e amorfa, obtida através da mistura de diversas matérias-primas que se fundem. Suas principais qualidades são a transparência e a dureza. O vidro possui muitas aplicações nas mais variadas indústrias, estando cada vez mais presente nas pesquisas de desenvolvimento tecnológico para o bem-estar do homem.

No nosso cotidiano utilizamos o vidro em diversas finalidades, inclusive na conservação de alimentos, bebidas e na decoração de nossas residências, mas você já imaginou por que o vidro é colorido? Você sabe quais são as principais reações químicas que estão envolvidas na fabricação do vidro? Imagina que essas reações químicas seguem leis que determinam as proporções de cada reagente? E por que a reação química ocorre dando origem ao vidro?

Nesta unidade, vamos pensar em como são constituídos os elementos químicos, na sua localização na tabela periódica, nas leis ponderais, na sua distribuição eletrônica e nas propriedades periódicas, mas também na aplicação de alguns elementos, principalmente, nos que utilizamos na coloração de determinados objetos do nosso dia a dia. Portanto, desejamos bons estudos para você e que ao final desta unidade você seja capaz de distinguir os elementos químicos com segurança.

Seção 2.1

Evolução do modelo atômico e classificação periódica dos elementos

Diálogo aberto

No nosso dia a dia utilizamos muitos tipos diferentes de materiais e nem nos damos conta de sua composição ou como é realizada a sua fabricação. O vidro é um deles! Todas as pessoas devem possuir pelo menos um objeto de vidro em suas casas, seja como objeto de decoração, uma garrafa de suco ou para armazenar algum tipo de alimento, entre outras aplicações. Você já percebeu a diversidade de cores nos vidros quando vai ao supermercado ou a uma loja de decoração? Ou até mesmo nas construções? Perfumarias? A Figura 2.1 irá nos lembrar de algumas cores de vidros.

Figura 2.1 | Garrafas de vidro coloridas.



Fonte: Disponível em: <<http://food24.isole24ore.com/wp-content/uploads/2014/07/oxford-multi-ambientata.png>>. Acesso em: 9 nov. 2015.

O vidro é colorido através da adição de alguns elementos específicos em sua formulação. Esses elementos podem ser classificados como metais, não metais e semimetais. Todos esses elementos são constituídos por átomos e nesta seção vamos aprender o que são os átomos e como são constituídos. Vamos ver como a tabela periódica foi construída e como os elementos estão agrupados e, também, aprender a classificar os elementos periodicamente.

Você já pensou que se adicionarmos um determinado elemento químico ao processo de fabricação do vidro podemos ter garrafas, vasos, vidro de perfume, entre

outros, de diversas cores? Vamos aprender qual elemento utilizar para obter uma determinada cor e qual a classificação periódica desses elementos tão importantes. Sendo assim vamos aprender um pouco mais sobre a fabricação dos vidros e a partir de agora olhá-los com mais sabedoria e aprender os seus segredos. Bons estudos!

Não pode faltar

Na Grécia antiga, o filósofo Demócrito (546 e 460 a.C.) já acreditava na existência de partículas indivisíveis e invisíveis que seriam responsáveis pela formação da matéria, as quais ele definiu que seria a menor partícula capaz de caracterizar um elemento químico e participar de uma reação química e as chamou de átomos. Diversos filósofos e pesquisadores, como Dalton, Thomson, Rutherford e Bohr, se envolveram nessa busca por um modelo atômico e, em 1913, o Modelo de Rutherford-Bohr foi concretizado afirmando que o átomo é composto por elétrons (e-), prótons (p) e nêutrons (n). Porém, embora esse modelo representasse de forma adequada como os espectros atômicos funcionavam, não explicava o porquê dos elétrons ficarem confinados apenas em camadas eletrônicas e nem por que os elétrons não emitiam luz de forma contínua. Assim concluiu-se que o modelo de Bohr não explicava todos os acontecimentos de forma clara.

Figura 2.2 | O Modelo Atômico de Broglie.



Fonte: Disponível em: <http://timerime.com/user_files/110/110174/media/Dualidad%20onda%20particula.jpg>. Acesso em: 5 dez. 2015.

Então, em 1924, Louis de Broglie sugeriu que os elétrons podiam agir como ondas, e associou o comportamento dual da luz com o do elétron, postulando como princípio da dualidade ao afirmar que “a todo elétron em movimento está associada uma onda característica”. Broglie questionou se seria possível localizar a posição do elétron dentro dessa onda. Foi então que Werner Heisenberg disse que não seria possível localizar a posição do elétron nessa onda e nomeou essa teoria de Princípio da Incerteza. A Figura 2.2 apresenta o modelo atômico de Broglie.



Pesquise mais

Para conhecer a história completa da evolução do modelo atômico acesse o *link*: <<http://www.mundoeducacao.com/quimica/evolucao-dos-modelos-atomicos.htm>>. Acesso em: 8 nov. 2015.

Todos os átomos podem ser identificados pela quantidade de prótons e de nêutrons que possui. O número atômico (Z) é o número de prótons no núcleo, como mostrado na Eq. (1), de cada átomo de um elemento.

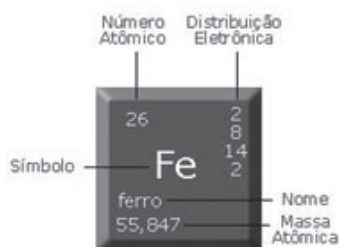
$$Z = p \quad (1)$$

O número de massa (A) é o número total de prótons e de nêutrons presentes no núcleo de um átomo de um elemento, conforme representado pela Eq. (2). Com exceção da forma mais comum de hidrogênio, que tem um próton e nenhum nêutron, todos os núcleos atômicos contêm prótons e nêutrons. Conseqüentemente, o número de nêutrons é igual à subtração entre o número de massa e o número atômico.

$$A = p + n = Z + n \quad (2)$$

Para simbolizar os elementos químicos utilizamos a notação apresentada pela Figura 2.3 utilizando como exemplo o elemento ferro. No lado direito da figura observamos no sobrescrito o número atômico e no subscrito o nome do elemento e a massa atômica (A). No lado esquerdo da figura observamos no sobrescrito a distribuição eletrônica que será abordada na seção 2.3 e ao centro o símbolo do elemento.

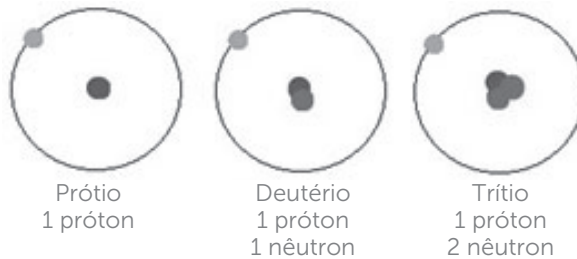
Figura 2.3 | Notação utilizada para representar os elementos químicos.



Fonte: Disponível em: <<http://www.brasilecola.com/upload/conteudo/images/b50f2283a6bd7d2dc27ad46da6e8ae78.jpg>>. Acesso em: 8 nov. 2015.

Nem todos os átomos de um mesmo elemento têm a mesma massa. A maior parte dos elementos tem dois ou mais isótopos, ou seja, átomos que têm o mesmo número atômico, mas números de massas diferentes. Por exemplo, há três isótopos de hidrogênio (Figura 2.4). O conhecido simplesmente como hidrogênio tem um próton e nenhum nêutron, que também é conhecido como prótio, o isótopo deutério contém um próton e um nêutron chamado de deutério, e o trítio que possui um próton e dois nêutrons.

Figura 2.4 | Isótopos do hidrogênio.



Fonte: Disponível em: <<http://2.bp.blogspot.com/-d7VQEUIfAS4/UrOCr3ylbHI/AAAAAAAAAB5o/N6Rwf77tAbw/s1600/isotopos-hidrogenio.png>>. Acesso em: 8 nov. 2015.

Segundo Callister (2012), cada elemento químico é caracterizado pelo número de prótons no núcleo, ou o número atômico (Z). Para um átomo eletricamente neutro ou completo, o número atômico também é igual ao número de elétrons. Este número atômico varia em unidades inteiras desde 1 para o hidrogênio até 94 para o plutônio, o de número atômico mais alto dentre os elementos que ocorrem na natureza (naturalmente).



Exemplificando

Assinale a alternativa que completa as lacunas apresentadas na afirmativa abaixo:

“O modelo de Rutherford propõe que o átomo seria composto por um núcleo muito pequeno e de carga elétrica_____, que seria equilibrado por _____, de carga elétrica_____ que ficavam girando ao redor do núcleo, numa região periférica denominada _____”

- neutra, prótons, positiva e núcleo.
- positiva, elétrons, positiva, eletrosfera.
- negativa, prótons, negativa, eletrosfera.
- positiva, elétrons, negativa, eletrosfera.
- negativa, prótons, negativa, núcleo.

A resposta correta é a alternativa D. O modelo de Rutherford propõe que a composição do átomo é um núcleo muito pequeno e de carga positiva, contendo elétrons posicionados em uma região chamada eletrosfera.



Faça você mesmo

O modelo de Rutherford considerou que o átomo é constituído de:

- a) Elétrons imersos em uma massa homogênea carregada positivamente.
- b) Uma estrutura compactada de prótons e elétrons.
- c) Um núcleo de massa desprezível comparada com a massa do elétron.
- d) Uma região central com carga negativa chamada núcleo.
- e) Um núcleo muito pequeno de carga positiva, cercado por elétrons.

Em 1869, com a finalidade de organizar os elementos conforme a semelhança de suas propriedades físicas e químicas, o químico russo Mendeleev e o químico alemão Meyer criaram o primeiro modelo de tabela periódica. Porém, em 1913, com a definição do modelo atômico de Rutherford-Bohr, Moseley descobriu que cada elemento apresenta um número característico no seu núcleo atômico, o que chamou de número atômico, em seguida, verificou que a caracterização dos átomos de um elemento era o seu número atômico e não a sua massa atômica, assim a lei periódica foi enunciada dizendo que as propriedades físicas e químicas dos elementos químicos são funções periódicas de seus números atômicos.



Refleta

Refleta sobre a construção da tabela periódica.

Disponível em: <http://www.notapositiva.com/pt/trbestbs/fisica/10_tabela_periodica2_d.htm>. Acesso em: 18 jan. 2016.

A tabela 2.1 mostra uma tabela periódica moderna na qual os elementos estão ordenados pelo número atômico, em linhas horizontais, chamadas períodos e em colunas verticais chamadas famílias ou grupos, de acordo com as semelhanças das suas propriedades, começando com 1 para o período que contém H e He. Segundo IUPAC (2011), a tabela periódica possui famílias numeradas de 1 a 18. Os elementos podem ser divididos em três categorias: metais, semimetais e não metais. Um metal é um bom condutor de calor e eletricidade, enquanto um não metal é o oposto. Um semimetal tem propriedades intermediárias entre os metais e os não metais.

Tabela 2.1 | Tabela periódica.

Período (coluna horizontal)

Família (coluna vertical)

1	2											13	14	15	16	17	18
1 H 1,008												5 B 10,81	6 C 12,01	7 N 14,01	8 O 16	9 F 19	10 Ne 20,18
3 Li 6,941	4 Be 9,012											13 Al 26,99	14 Si 28,09	15 P 30,97	16 S 32,07	17 Cl 35,45	18 Ar 39,95
11 Na 22,99	12 Mg 24,31	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
19 K 39,10	20 Ca 40,08	21 Sc 44,96	22 Ti 47,88	23 V 50,94	24 Cr 52	25 Mn 54,94	26 Fe 55,85	27 Co 58,94	28 Ni 58,69	29 Cu 63,55	30 Zn 65,39	31 Ga 69,72	32 Ge 72,59	33 As 74,92	34 Se 78,96	35 Br 79,9	36 Kr 83,8
37 Rb 85,47	38 Sr 87,62	39 Y 88,91	40 Zr 91,22	41 Nb 92,91	42 Mo 95,94	43 Tc (98)	44 Ru 101,1	45 Rh 102,9	46 Pd 106,4	47 Ag 107,9	48 Cd 112,4	49 In 114,8	50 Sn 118,7	51 Sb 121,8	52 Te 127,6	53 I 126,9	54 Xe 131,3
55 Cs 132,9	56 Ba 137,3	57 La 138,9	72 Hf 178,5	73 Ta 180,9	74 W 183,9	75 Re 186,2	76 Os 190,2	77 Ir 192,2	78 Pt 195,1	79 Au 197	80 Hg 200,5	81 Tl 204,4	82 Pb 207,2	83 Bi 209	84 Po (210)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 Ac (227)	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (263)	107 Bh (264)	108 Hs (265)	109 Mt (266)	110 Ds (271)	111 Rg (272)	112 Uub (285)	113 Uut (284)	114 Uuq (289)	115 Uup (288)	116 Uuh (292)	117 Uus (292)	118 Uuo 0
		6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18			
		58 Ce 140,1	59 Pr 140,9	60 Nd 144,2	61 Pm (147)	62 Sm 150,4	63 Eu 152	64 Gd 157,3	65 Tb 158,9	66 Dy 162,5	67 Ho 164,9	68 Er 167,3	69 Tm 168,9	70 Yb 173	71 Lu 175		
		7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18				
		90 Th 232	91 Pa (231)	92 U (238)	93 Np (237)	94 Pu (242)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (249)	99 Es (254)	100 Fm (253)	101 Md (258)	102 No (254)	103 Lr (257)		

Fonte: Disponível em: <[http://mundoeducacao.bol.uol.com.br/upload/conteudo/tabela-periodica\(1\).jpg](http://mundoeducacao.bol.uol.com.br/upload/conteudo/tabela-periodica(1).jpg)>. Acesso em: 5 dez. 2015.

À medida que avançamos no estudo da química, compreendemos cada vez mais a razão pela qual a classificação dos elementos se faz necessária. Embora a tabela dos elementos seja construída para ser compreendida e utilizada, existem alguns grupos ou famílias de elementos com os quais precisamos manter um maior contato.



Assimile

Assimile as famílias e os períodos que constituem a tabela periódica com uso dessa tabela interativa: <<http://www.ptable.com/?lang=pt>>. Acesso em: 5 dez. 2015.

Aprenda também sobre curiosidades e aplicações de cada elemento químico.

Na família 1 estão agrupados os metais alcalinos, esses metais são encontrados no estado elementar na natureza, pois reagem rápido e completamente com quase todos os não metais. Os elementos do grupo 2 também não são encontrados na natureza sob a forma metálica, por serem, como os alcalinos, muito reativos. Seus compostos são geralmente insolúveis em água.

A coluna 13 é chamada de família do Boro, os elementos deste grupo possuem caráter metálico menos intenso que os metais alcalinos terrosos. O boro é considerado um não metal, o que contrasta com os outros elementos deste grupo, que são classificados como metais. A família 14 é a família do carbono, o carbono é o elemento que possui maior destaque entre todos deste grupo, uma vez que existe até uma parte da Química para estudo dos compostos de carbono, a Química Orgânica. A família do Nitrogênio é a 15, o nitrogênio é o elemento que recebe maior destaque neste grupo, pois é um elemento bastante abundante. A família 16 é a dos calcogênios, o elemento mais leve de qualquer família, possui propriedades químicas que diferem, apreciavelmente, dos elementos mais pesados do grupo; esse comportamento é particularmente evidente neste grupo. A família 17 é a família dos halogênios, esse grupo apresenta a maior semelhança entre seus elementos e uma relativa reatividade. Os gases nobres estão localizados na família 18 e recebem esse nome devido à sua quase não reatividade com outros elementos químicos.

Entre as famílias 2 e 13 estão os elementos de transição, os quais todos são metais e 13 deles estão entre os 30 elementos mais abundantes da crosta terrestre. Duas linhas na parte inferior da tabela acomodam os lantanídeos e os actinídeos. Muitas vezes nos referimos aos lantanídeos como terras raras. Na verdade, eles não são tão raros, mas são geologicamente muito dispersos, são usados em ímãs, em telas de LCD, em baterias de carros híbridos, no polimento de vidros, dentre outras aplicações.



Exemplificando

Um elemento químico que possui um número atômico igual a 18 pode ser classificado como:

- a) Metal alcalino.
- b) Metal alcalino terroso.
- c) Semimetal.
- d) Não metal.
- e) Gás nobre.

O elemento que possui número atômico igual a 18 é o Argônio e, portanto, um gás nobre, família 8A.



Faça você mesmo

Os elementos Ca (cálcio), Br (bromo) e S (enxofre) são respectivamente conhecidos como sendo das famílias dos:

- a) Halogênios, calcogênios e gases nobres.
- b) Metais alcalinos, metais alcalinos terrosos e calcogênios.
- c) Metais alcalinos, halogênios e calcogênios.
- e) Halogênios, calcogênios e metais alcalinos terrosos.



Vocabulário

Metaloide: sinônimo de semimetal.

Ametal: sinônimo de não metal.

SEM MEDO DE ERRAR!

Conforme ABIVIDRO (2010), a cor é uma das características mais interessantes dos vidros. Existem diversas cores que podem aparecer em vidros. A cor de um vidro muda em função da composição química dos óxidos utilizados. Esses óxidos devem ser incorporados durante a etapa de mistura e de preparação para fusão. Algumas cores possíveis de se encontrar em vidros são apresentadas na figura 2.5, juntamente com os óxidos responsáveis pela coloração e a sua classificação periódica.

Figura 2.5 | Classificação periódica dos elementos utilizados para colorir vidros.

Compostos	Cor	Classificação Periódica	Série Química
Óxido de ferro	Verde, marrom	Família 8, 4º período	Metal de transição
Óxido de manganês	Âmbar escuro, ametista, incolor	Família 7, 4º período	Metal de transição
Óxido de cobalto	Azul-escuro	Família 9, 4º período	Metal de transição
Cloreto de ouro	Vermelho rubi	Família 11, 6º período	Metal de transição
Óxidos de carbono	Âmbar, marrom	Família 14, 2º período	Não Metal
Óxidos de antimônio	Branco	Família 15, 5º período	Semimetal
Óxidos de urânio	Verde amarelado (brilha no escuro)	Família 3, 7º período	Actínideo
Compostos de enxofre	Âmbar, marrom	Família 16, 3º período	Não metal
Compostos de cobre	Azul-claro, vermelho	Família 11, 4º período	Metal de transição

Fonte: O autor.

Além de ser utilizada para proteger, a cor do vidro também possui um apelo comercial marcante. Por exemplo, frascos de perfumes exibem coloração para fins estéticos e atrativos ao consumidor.



Atenção!

Uma das funções das cores nos vidros é filtrar certos comprimentos de onda que possam afetar de alguma maneira o conteúdo estocado. Um vidro pode permitir a passagem de luz visível sem que a radiação infravermelha penetre, evitando um possível aquecimento. Por isso, algumas garrafas de vidro possuem uma coloração verde e, garrafas para cerveja, uma coloração âmbar. Isso é feito com o intuito de proteger o produto de radiações ultravioletas.



Lembre-se

Os elementos químicos podem ser classificados como metais, não metais e semimetais.


Avançando na prática

Pratique mais

Instrução

Desafiamos você a praticar o que aprendeu transferindo seus conhecimentos para novas situações que pode encontrar no ambiente de trabalho. Realize as atividades e depois compare-as com as de seus colegas.

“As cores dos fogos de artifício”

1. Competência Fundamentos da Área	Conhecer e aplicar os conceitos fundamentais em química geral na formação científica e tecnológica.
2. Objetivos de aprendizagem	Evolução do modelo atômico e classificação periódica dos elementos.
3. Conteúdos relacionados	<ul style="list-style-type: none"> Entender o que é um átomo e qual o seu modelo. Aprender qual é a composição de um átomo. Assimilar os conceitos de número atômico e massa atômica. Conhecer a construção de uma tabela periódica. Ser capaz de classificar um elemento periodicamente
4. Descrição da SP	<p>Classifique periodicamente os elementos que proporcionam cores aos fogos de artifício.</p>  <p>Fonte: Disponível em: <http://brasilescola.uol.com.br/upload/e/quimica%20fogos%20de%20artificio.jpg>. Acesso em: 5 dez. 2015.</p>

5. Resolução da SP

Os elementos que colorem os fogos de artifício são:

- Sódio: cor amarela – família 1 e 3º período.
- Cobre: cor azul – família 11 e 4º período.
- Cálcio: cor laranja – família 2 e 4º período.
- Estrôncio: cor vermelha – família 2 e 5º período.
- Bário: cor verde – família 2 e 6º período.
- Alumínio: cor branca – família 13 e 3º período.

**Lembre-se**

Acesse o link e aprenda mais sobre as cores dos fogos de artifício. Disponível em: <<http://www.alunosonline.com.br/quimica/fogos-artificio.html>>. Acesso em: 9 dez. 2015.

**Faça você mesmo**

Você sabia que a bateria do seu celular também é composta por elementos que possuem a propriedade de colorir? Pesquise quais são esses elementos e classifique-os periodicamente.

Faça valer a pena

1. Consultando a tabela periódica podemos verificar o número atômico e a massa atômica dos elementos químicos. Indique o número de prótons, nêutrons e elétrons do átomo de mercúrio ${}_{200}^{80}\text{Hg}$:

- 80, 80, 200.
- 80, 200, 80.
- 80, 120, 80.
- 200, 120, 200.
- 200, 120, 80.

2. Ernest Rutherford apresentou um modelo atômico baseado em experimentos com radioatividade. Uma importante contribuição do modelo de Rutherford foi considerar o átomo constituído de:

- elétrons mergulhados numa massa homogênea de carga positiva.
- uma estrutura altamente compactada de prótons e elétrons.
- um núcleo de massa desprezível comparada com a massa do elétron.
- uma região central com carga negativa chamada núcleo.
- um núcleo muito pequeno de carga positiva cercado por elétrons.

3. Conforme o número atômico dos elementos químicos, um átomo da coluna A apresenta 2 prótons a mais que um átomo da coluna B. Com base nessa informação, assinale a opção correta:

- | A | B |
|-----------------------|--------------------|
| a) Gás Nobre | Calcogênio |
| b) Calcogênios | Família do Carbono |
| c) Gás Nobre | Alcalino terroso |
| d) Halogênio | Alcalino |
| e) Alcalinos Terrosos | Lantanídeos |

Seção 2.2

Leis ponderais

Diálogo aberto

Demos início a nossa unidade conhecendo a evolução dos modelos atômicos, principalmente o modelo atômico de Broglie que foi estabelecido pelo princípio da dualidade de Broglie e pelo princípio da incerteza de Heisenberg. Conhecemos também a tabela periódica, como estão dispostos os elementos químicos e como os elementos são classificados em metais, não metais e semimetais. Nesta seção, daremos início ao estudo das reações químicas, que é um dos principais objetivos do estudo da química, aprendendo as Leis Ponderais.

A reação química é uma transformação que ocorre na matéria em que uma determinada substância, a qual damos o nome de reagente, é convertida em uma nova substância, chamada de produto. Para que uma reação química ocorra é necessário que determinadas condições estejam estabelecidas, uma delas são as quantidades de massa de cada reagente. Ao fim do século XVIII, Antoine Laurent Lavoisier e Joseph Louis Proust concluíram, com base em estudos experimentais, que as reações químicas seguem as chamadas Leis Ponderais e relacionam as massas dos reagentes e produtos participantes de uma reação química.

Pensando nesse fato, você já se deu conta de que itens básicos do seu cotidiano como, por exemplo, o seu celular, tablet, computador, fogão, geladeira, entre outros, somente existem porque reações químicas ocorreram para dar origem aos seus componentes e assim fabricar suas peças? Você já imaginou que existem proporções de massa relacionadas a essas reações?

Na primeira seção desta unidade vimos o motivo pelo qual os vidros podem ser coloridos e assim fazer parte da nossa decoração, perfumaria, indústria automotiva ou construção civil, mas você sabe como o vidro é fabricado? Imagina quais reações químicas estão por trás dessa transformação? Sabe quais são os reagentes envolvidos?

Para que possamos obter uma determinada quantidade de produto devemos calcular a quantidade de reagentes necessária para a sua produção. Assim, para que

o vidro seja fabricado é necessário saber a massa de cada reagente que deverá ser introduzida no processo. Você sabe quantos reagentes diferentes são necessários para fabricar o vidro? Nesta seção, você terá de calcular a quantidade de cada reagente a ser introduzida no processo de fabricação do vidro para que uma determinada quantidade de vidro seja produzida.

Vamos iniciar nossos estudos e conhecer as Leis Ponderais e suas aplicações, bem como as suas utilidades na produção de algumas substâncias bem conhecidas do nosso dia a dia, inclusive nos vidros que protegem e enfeitam os nossos lares e guardam nossos perfumes favoritos.

Bons estudos!

Não pode faltar

A Química tem como um de seus objetos de estudo as reações químicas. Segundo Zumdahl e DeCoste (2015), as reações químicas são na verdade rearranjos de agrupamentos de átomos que podem ser descritos por equações. Nas reações químicas, substâncias são consumidas e outras são formadas. As substâncias que são consumidas durante a reação química são chamadas de reagentes e as substâncias que se formam são chamadas de produtos.



Refleta

Refleta sobre a importância do estudo das reações químicas e suas aplicações. Disponível em: <http://utilidadesdaquimica.blogspot.com.br/2011/09/importancia-do-estudo-das-reacoes_22.html>. Acesso em: 22 nov. 2015.

As reações químicas foram bastante observadas ao longo do tempo e, no século XVIII, houve um grande avanço da Química como uma ciência bem fundamentada e os cientistas passaram a adotar o método científico em seus trabalhos. Por meio de estudos meticulosos e experiências cuidadosas, foram introduzidas leis importantes que conseguiram explicar como as reações químicas ocorriam e como as substâncias se comportavam com uma regularidade de modo geral. Entre essas leis estavam as Leis Ponderais, que eram aquelas que relacionavam as massas das substâncias participantes de uma reação química. Foram criadas três Leis Ponderais ao longo da história, sendo a Lei de Lavoisier, Lei de Proust e Lei de Dalton. Posteriormente foram criadas também as Leis Volumétricas de Gay-Lussac, que são utilizadas somente para substâncias em estado gasoso. Dentre as Leis Ponderais, existem duas mais importantes, que são: Lei de Lavoisier ou Lei da Conservação das Massas e Lei de Proust ou Lei das Proporções Constantes. Essas leis foram criadas, respectivamente, por Antoine Laurent de Lavoisier (1743-1794) e por Joseph Louis Proust (1754-1826).



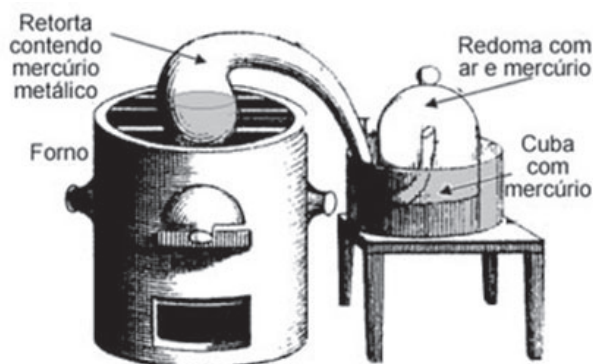
Pesquise mais

No *link* a seguir, pesquise mais sobre as Leis de Gay-Lussac. Disponível em: <<http://www.alunosonline.com.br/quimica/lei-volumetrica-gay-lussac.html>>. Acesso em: 22 nov. 2015.

Em 1774, a Lei de Lavoisier ou Lei da Conservação das Massas foi estabelecida por Antoine Laurent de Lavoisier e diz que “em uma reação química feita em recipiente fechado, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos”. A lei foi fundamentada após realizado um experimento que envolvia a **calcinação** do mercúrio metálico em um recipiente fechado, chamado **retorta**, que teve uma de suas extremidades introduzida em uma redoma contendo ar e mercúrio e colocada sobre uma cuba de vidro com mercúrio, conforme mostra a Figura 2.6. Ao fim da reação houve a produção de óxido de mercúrio II, pois o mercúrio reagiu com o oxigênio presente no ar formando o óxido de mercúrio II. Foi observado que a quantidade de mercúrio presente na redoma havia aumentado, ocupando o espaço do ar e consequentemente o volume inicial do ar foi reduzido.

Ao final do experimento, Lavoisier verificou que a massa no recipiente fechado não se alterou e, assim, concluiu que a massa produzida pelo metal foi compensada pela massa consumida pelo ar; o que significava que o oxigênio do ar havia reagido com o metal ou se combinado com ele.

Figura 2.6 | Esquema do experimento feito por Lavoisier.



Fonte: Disponível em: <<http://www.biologianet.com/upload/conteudo/imagens/2014/10/experimento-de-lavoisier.jpg>>. Acesso em: 22 nov. 2015.

Assim, Lavoisier concluiu que em uma transformação química, pesando-se as massas dos reagentes e as massas das substâncias produzidas depois da transformação (produtos), verifica-se que a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos, conforme a Equação (1) apresentada abaixo.

$$\sum_{\text{Reagentes}} m_i = \sum_{\text{Produtos}} m_i \quad (1)$$

sendo i o número de substâncias.

A Lei da Conservação das Massas ficou popularmente conhecida ao estabelecer que a matéria não pode ser criada, não pode ser destruída, apenas transformada. Nas reações químicas não apenas a massa das substâncias envolvidas se conserva, mas a massa dos elementos contidos nas substâncias também permanece constante. A Lei de Lavoisier tornou possível a análise quantitativa fundamental para o desenvolvimento da Química e o cálculo do rendimento das reações, que trouxe grande impulso ao desenvolvimento da química industrial. O uso das balanças nos laboratórios, já praticado anteriormente, tornou-se fundamental.

A seguir estão relacionados alguns exemplos da aplicação da Lei de Lavoisier.

	Carbono	+	Oxigênio	→	Gás Carbônico
1º ensaio	3 g	+	8 g	=	11 g
2º ensaio	12 g		32 g	=	44 g



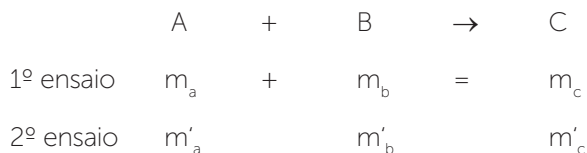
Assimile

- Lei de Lavoisier = Lei da Conservação da Massa.
- Lei de Proust = Lei das Proporções Definidas (ou das Proporções Constantes).
- Lei de Dalton = Lei das Proporções Múltiplas.
- Lei de Gay-Lussac = Lei da Relação de Gases.

Em 1797, Joseph Louis Proust estabeleceu a Lei das Proporções Constantes, que foi enunciada como: “a proporção em massa das substâncias que reagem e que são produzidas numa reação é fixa, constante e invariável”. Foi verificado por Proust que as massas dos reagentes e produtos envolvidos em uma reação química seguem uma proporção constante. Esta proporção é uma característica própria de cada reação e não é dependente da quantidade das substâncias que são colocadas para reagir.

Por exemplo, seja C uma substância que se originou de uma reação tendo A e B como reagentes. Proust verificou que para a formação de C, a substância A sempre reage com a substância B em uma proporção constante e definida. Observou, também, que não importa a quantidade de massa dos elementos usada, a proporção sempre

será a mesma e constatou que a lei se aplicava para qualquer reação química, conforme representado abaixo, sendo m_a , m_b e m_c as massas de A, B e C, respectivamente.



Assim, a Lei de Proust foi equacionada da seguinte forma, conforme Equação (2):

$$\frac{m_a}{m'_a} = \frac{m_b}{m'_b} = \frac{m_c}{m'_c} \quad (2)$$

Portanto, para a reação ocorrida entre o hidrogênio e oxigênio formando água, os seguintes valores podem ser obtidos:

	Hidrogênio	+	Oxigênio	→	Água
1º ensaio	10 g	+	80 g	=	90 g
2º ensaio	2 g	+	16 g	=	18 g
3º ensaio	1 g	+	8 g	=	9 g
4ª ensaio	0,4 g	+	3,2 g	=	3,6 g

Observa-se que para cada reação química, o somatório das massas dos produtos é igual ao somatório das massas dos reagentes, o que segue a Lei de Lavoisier, e as massas dos reagentes e dos produtos presentes nas reações não são iguais, mas as relações de massa são. Conforme o exemplo abaixo, em que as relações de massa de oxigênio/massa de hidrogênio, massa de água/massa de hidrogênio e massa de água/massa de oxigênio são sempre constantes.

	$m_{\text{oxigênio}}/m_{\text{hidrogênio}}$	+	$m_{\text{água}}/m_{\text{hidrogênio}}$	→	$m_{\text{água}}/m_{\text{oxigênio}}$
1º ensaio	$80/10 = 8 \text{ g}$	+	$90/10 = 9 \text{ g}$	=	$90/80 = 1,125 \text{ g}$
2º ensaio	$16/2 = 8 \text{ g}$	+	$18/2 = 9 \text{ g}$	=	$18/16 = 1,125 \text{ g}$
3º ensaio	$8/1 = 8 \text{ g}$	+	$9/1 = 9 \text{ g}$	=	$8/9 = 1,125 \text{ g}$
4ª ensaio	$3,2/0,4 = 8 \text{ g}$	+	$3,6/0,4 = 9 \text{ g}$	=	$3,6/3,2 = 1,125 \text{ g}$

As relações entre $m_{\text{oxigênio}}/m_{\text{hidrogênio}}$, $m_{\text{água}}/m_{\text{hidrogênio}}$, $m_{\text{água}}/m_{\text{oxigênio}}$ são sempre constantes.

Vale ressaltar que John Dalton desenvolveu a teoria sobre a estrutura atômica com base nas Leis de Lavoisier e Proust, que foram muito importantes para estudos posteriores. Os conceitos das Leis Ponderais auxiliam a prever as massas necessárias de reagentes e produtos em uma reação química, através de um cálculo, conhecido como cálculo estequiométrico.



Exemplificando

A produção do dióxido de carbono utiliza carbono e oxigênio como reagentes. Foram realizados três ensaios com essa reação e observou-se que a proporção entre o oxigênio e o carbono sempre será 2,66 conforme a Lei Ponderal de Proust. Foi observado também que essa reação obedece à Lei de Lavoisier, ou seja, a massa no sistema permanece constante. Com base nessas leis, indique a alternativa que traz os respectivos valores das massas (em gramas) que substituiriam corretamente as letras A, B e C nesses experimentos:

	C	+	O ₂	→	CO ₂
1º ensaio	A		8 g		11 g
2º ensaio	6 g		B		22 g
3º ensaio	9 g		24 g		C

- a) 3; 16; 33.
- b) 12; 32; 33.
- c) 16; 3; 33.
- d) 32; 33; 16
- e) 33; 3; 16.

A alternativa correta é a letra A.

	m _c	+	m _{o₂}	→	M _{co₂}	Proporção
1º ensaio	3 g		8 g		11 g	3/8 = 2,66
2º ensaio	6 g		16 g		22 g	16/6 = 2,66
3º ensaio	9 g		24 g		33 g	24/6 = 2,66



Faça você mesmo

Se 2 g de hidrogênio combinam com 16 g de oxigênio para formar água, quantos gramas de hidrogênio combinam com 112 g de oxigênio? Em qual lei você se baseou para resolver a questão?



Vocabulário

Calcinação: é um processo industrial que utiliza temperaturas muito elevadas, geralmente entre 800 a 1.000 graus Celsius ou superior, para alterar as propriedades físicas e químicas de diversos materiais sólidos, como minérios e metal.

Retorta: vaso de gargalo estreito e curvo, para destilação.

SEM MEDO DE ERRAR!

Os principais reagentes para a fabricação do vidro são a cal (CaCO_3), a sílica (SiO_2) e a barrilha (Na_2CO_3) e constituem cerca de 90% do vidro em todo mundo. A quantidade de vidro produzida é calculada conforme as reações químicas, portanto, as Leis Ponderais precisam ser utilizadas para que as quantidades de reagentes necessários sejam calculadas e assim o vidro seja produzido.

Vamos calcular a quantidade de reagentes para que 1.000 g de vidro sejam produzidos. Para isso precisaremos saber quais são as reações químicas que ocorrem na produção do vidro, posteriormente, vamos calcular a massa de cada substância, seja reagente ou produto, consultando a tabela periódica e extraindo os valores de massa atômica dos elementos envolvidos (1º passo) e, por fim, aplicar as Leis de Lavoisier (2º passo) e Proust (3º passo) e analisar a proporção entre os reagentes.

Na_2CO_3	+	SiO_2	\rightarrow	$\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{SiO}_2$	+	CO_2	Proporção
1º passo 106 g	+	60 g	=	122 g	+	44 g	0,57
2º passo		166 g	=			166 g	
3º passo 868,85 g	+	491,80 g		1.000 g	+	360,66 g	0,57

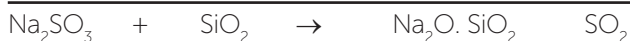
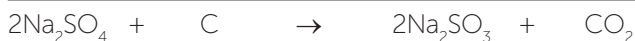
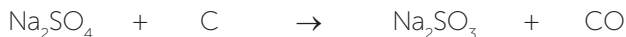
CaCO_3	+	SiO_2	\rightarrow	$\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$	+	CO_2	Proporção
1º passo 100 g	+	60 g	=	116 g	+	44 g	0,60
2º passo		160 g	=			160 g	
3º passo 862,07 g	+	517,24 g	=	1.000 g	+	379,31 g	0,60

	Na_2SO_4	+ SiO_2	+ C	\rightarrow	$\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{SiO}_2$	+ SO_2	+ CO	Proporção
1º passo	142 g	+ 60 g	12	=	122 g	+ 64 g	28 g	0,42
2º passo		214 g		=		214 g		
3º passo	1.163,93 g	+ 491,80 g	+ 98,36 g	=	1.000 g	+ 524,59 g	+ 229,51 g	0,42



Atenção!

Outras reações secundárias podem ocorrer na produção do vidro, como:



Lembre-se

Lembre-se que os vidros quando produzidos são incolores e, para se tornarem coloridos é necessária a adição de outros componentes que foram abordados na seção 2.1.

Avançando na prática

Pratique mais

Instrução

Desafiamos você a praticar o que aprendeu transferindo seus conhecimentos para novas situações que pode encontrar no ambiente de trabalho. Realize as atividades e depois compare-as com as de seus colegas.

"Aplicação das Leis Ponderais na produção de soda cáustica"

1. Competência de fundamentos de área	Conhecer e aplicar os conceitos fundamentais em química geral na formação científica e tecnológica.
2. Objetivos de aprendizagem	Aplicação das Leis Ponderais.
3. Conteúdos relacionados	Conhecer e saber aplicar as relações de massa e Leis Ponderais.
4. Descrição da SP	Calcular a quantidade necessária de reagentes para produzir 500 g de soda cáustica (NaOH) e avaliar a proporção entre os reagentes da reação química.
5. Resolução da SP	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{CaCO}_3$
	1º passo 106 g + 74 g = 80 g + 100 g
	2º passo 180 g = 180 g
	3º passo 662,5 g + 462,5 g = 500 g + 625 g
	Proporção
	0,70
	0,70

**Lembre-se**

As Leis Ponderais referem-se à quantidade de cada um dos elementos que participa de reações e estabelecem relações que definem as proporções de uma reação química.

**Faça você mesmo**

Aplicar as Leis Ponderais de modo a calcular a quantidade necessária de reagentes para produzir 500 g de hipoclorito de sódio (água sanitária) e avaliar a proporção entre os reagentes da reação química.

Faça valer a pena

1. "Em diversos experimentos realizados de uma mesma reação química, a proporção entre as massas dos reagentes ou entre as massas dos produtos é sempre constante". Este é o enunciado da Lei de:

- a) Lavoisier.
- b) Proust.
- c) Celsius.
- d) Einstein.
- e) Pitágoras.

2. Segundo a Lei de Lavoisier, na reação para formação do óxido de zinco, podemos considerar que 65 g de zinco reagem com 16 g de oxigênio formando 81 g do óxido. Utilizando a Lei de Proust, quanto é a massa de oxigênio necessária para a produção de 150 g de óxido de zinco?

- a) 35,5 g
- b) 40,7 g
- c) 29,6 g
- d) 65,1 g
- e) 16,3 g

3. Na reação de formação do cloreto de sódio (NaCl), supõe-se que 15 g de sódio são colocados em contato com 20 g de cloro. Qual seria o reagente em excesso e a sua massa em excesso?

- a) Cloro e 9,86 g.
- b) Cloro e 23,83 g.
- c) Sódio e 13,14 g.
- d) Sódio e 9,86 g.
- e) Cloro e 35 g.

Seção 2.3

Distribuição eletrônica

Diálogo aberto

Em nossos estudos, já aprendemos que um átomo é composto por prótons, nêutrons e elétrons. Vimos, também, que a tabela periódica está organizada considerando as características dos elementos químicos e estudamos, que para que as reações químicas ocorram as massas de seus reagentes e produtos precisam obedecer às Leis Ponderais. Nesta seção, conheceremos como a distribuição eletrônica dos elétrons de um átomo é realizada. Esse estudo é importante para começarmos a entender como ocorrem as reações químicas, como os átomos reagem uns com os outros formando produtos úteis para o nosso dia a dia.

Erwin Schrödinger iniciou o estudo da mecânica quântica quando formulou equações ou funções de onda para os elétrons baseando-se no princípio da dualidade de Broglie e no princípio da incerteza de Heisenberg e, com esses estudos, aprenderemos como os elétrons estão dispostos na eletrosfera do átomo. A eletrosfera é composta por 7 camadas eletrônicas, sendo que quanto mais externa mais energética é a camada.

As camadas eletrônicas são representadas pelos números quânticos principais e mostram a distância entre o elétron e o núcleo, são compostas por subníveis, denominados orbitais, que são representados pelos números quânticos de momento angular e preenchidos pelos elétrons. Com base em todo esse conhecimento foi desenvolvido o Diagrama de Linus Pauling que é um método para distribuir os elétrons de forma prática em níveis e subníveis. A distribuição eletrônica é bastante importante para sabermos o número de elétrons que o elemento possui em cada camada eletrônica, assim, iremos saber como o átomo vai reagir com um átomo igual a ele ou diferente.

Voltando a pensar na fabricação dos vidros coloridos, agora já sabemos quais são as substâncias que os colore e quais são as reações envolvidas na sua fabricação. Vamos estudar, então, como os seus átomos são configurados. Você já pensou

que o átomo de um determinado elemento precisa apresentar características e configurações para sabermos se ele irá reagir com outros elementos? E os átomos dos elementos que colorem os vidros, como sabermos se eles possuem essas determinadas características? Para isso vamos estudar a sua configuração eletrônica.

Iniciaremos nossos estudos conhecendo os números quânticos, bem como aprenderemos como a distribuição eletrônica dos elétrons é realizada, pois é o primeiro passo para entender se uma reação química ocorrerá e como ocorrerá dando origem a diversos produtos úteis no nosso cotidiano.

Bons estudos!

Não pode faltar

Erwin Schrödinger, em 1926, elaborou equações ou funções de onda para os elétrons baseando-se no princípio da dualidade de Broglie e no princípio da incerteza de Heisenberg, iniciando uma nova fase da física e da química com a mecânica quântica. Essas equações especificam os estados de energia que um elétron pode ocupar em um átomo de hidrogênio e identifica as funções de onda correspondentes. Esses estados de energia e funções de onda são caracterizados por um conjunto de números quânticos, com os quais construímos um modelo abrangente do átomo de hidrogênio.



Pesquise mais

Acesse o link e simule a construção dos átomos. Neste simulador você poderá construir o átomo que desejar, posicionando os prótons e nêutrons no núcleo e os elétrons nas devidas camadas eletrônicas. Disponível em: <https://phet.colorado.edu/pt_BR/simulation/build-an-atom>. Acesso em: 5 dez. 2015.

Segundo Chang e Goldsby (2013), na mecânica quântica são necessários 3 (três) números quânticos para descrever a distribuição dos elétrons no hidrogênio e em outros átomos. Esses números derivam da resolução matemática da equação de Schrödinger para o átomo de hidrogênio e são chamados de número quântico principal, número quântico de momento angular e número quântico magnético. Os números quânticos são usados para descrever os orbitais atômicos e para identificar os elétrons que neles se encontram.

O estado quântico de cada elétron pode ser descrito por um conjunto formado por 3 (três) números quânticos: número principal (n) – determina a energia de um

orbital e é dado por números inteiros; número quântico de momento angular (l) – determina a velocidade que um elétron se movimenta em sua órbita (momento angular); número quântico magnético (m) – descreve a orientação do orbital no espaço.

Posteriormente, um quarto número quântico foi criado, o número quântico de spin eletrônico (s), que descreve o comportamento de um elétron específico e completa a descrição dos elétrons nos átomos e possui valores $+1/2$ ou $-1/2$. Esse número está relacionado com a direção em que o elétron gira enquanto se move em sua órbita (sentido horário ou anti-horário).

Conforme Schrödinger, os elétrons confinados em suas órbitas estabelecem ondas estacionárias e somente seria possível descrever a probabilidade de onde um elétron estaria localizado no átomo, ou seja, uma probabilidade por unidade de volume chamada densidade de probabilidade.

As distribuições dessas probabilidades condiziam com as regiões de espaço formadas ao redor do núcleo que constituem as regiões chamadas de orbitais atômicos. Os orbitais podem ser definidos como nuvens de densidade de elétrons, sendo a região mais densa da nuvem a que tem a maior probabilidade de se encontrar um elétron, enquanto a menos densa é a área com menor probabilidade.

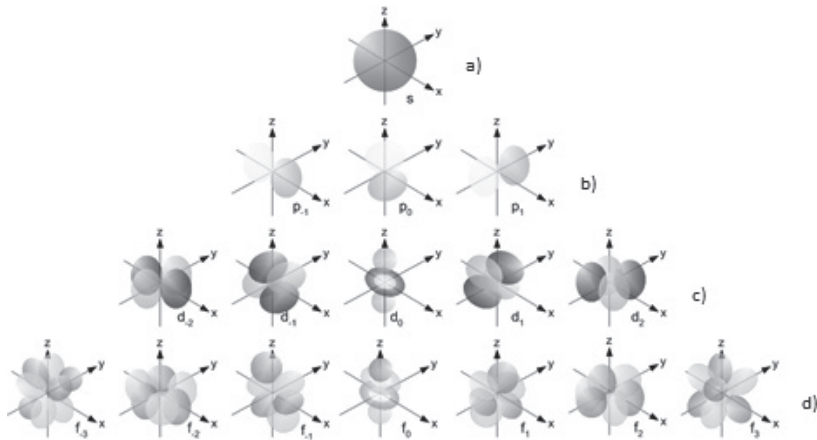


Refleta

Leia o *link* e reflita sobre a origem da distribuição eletrônica e sua importância. Disponível em: <<http://www.vestibulandoweb.com.br/quimica/teoria/modelo-atomico-atual.asp>>. Acesso em: 5 dez. 2015.

Os orbitais são esfericamente simétricos e a densidade de probabilidade de um elétron quando ele está em um orbital $1s$ é obtida a partir da função de onda do estado fundamental do átomo de hidrogênio, eles possuem formatos e números máximos de elétrons diferentes em cada um dos níveis. Os orbitais são de 4 (quatro) tipos, representados pela Figura 2.7: s (*sharp*) – são esféricos e possuem 1 orbital (Figura 2.7a); p (*principal*) – têm formato de halteres e possuem 3 orbitais (Figura 2.7b); d (*diffuse*) – têm formato de 4 lóbulos e possuem 5 orbitais (Figura 2.7c) e f (*fundamental*) - formato com 6 lóbulos e possuem 7 orbitais (Figura 2.7d). Vale destacar que, cada orbital consegue manter somente dois elétrons.

Figura 2.7 | Formato dos orbitais.



Fonte: Disponível em: <http://mundoquimico.com.br/wp-content/uploads/2013/06/Single_electron_orbitals.jpg>. Acesso em: 7 nov. 2015.

Agora que já conhecemos os números quânticos e os orbitais, poderemos discutir como os elétrons estão distribuídos nas camadas eletrônicas dos átomos. A energia de um elétron em um átomo é determinada somente pelo seu número principal quântico (n) e apresenta um total de 7 camadas, representadas pelas letras K, L, M, N, O, P e Q, em que cada camada possui uma quantidade específica de energia com orbitais que são representações dos subníveis, ou seja, s, p, d e f. Assim, por exemplo, para um átomo de lítio que possui 3 elétrons, a sua distribuição eletrônica é $1s^2 2s^1$ sendo que o seu subnível mais energético é $2s^1$, sendo que 2 representa o número quântico principal n ; s representa o orbital; e 1 sobrescrito representa o número de elétrons no orbital. Uma característica dessas camadas é que cada uma delas possui um número máximo de elétrons que podem comportar, conforme tabela que segue:

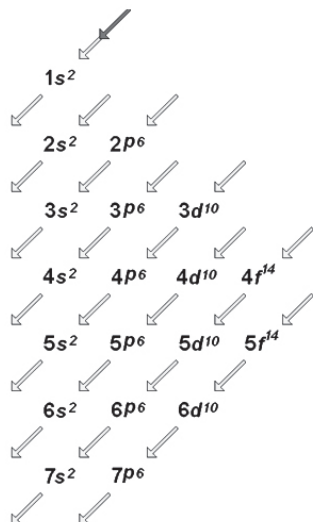
Tabela 2.2 | Características das camadas eletrônicas.

Nível	Camada	Nº máximo de elétrons	Subníveis conhecidos
1	K	2	$1s^2$
2	L	8	$2s^2$ e $2p^6$
3	M	18	$3s^2$, $3p^6$ e $3d^{10}$
4	N	32	$4s^2$, $4p^6$, $4d^{10}$ e $4f^{14}$
5	O	32	$5s^2$, $5p^6$, $5d^{10}$ e $5f^{14}$
6	P	18	$6s^2$, $6p^6$ e $6d^{10}$
7	Q	2	$7s^2$ e $7p^6$

Fonte: O autor.

Em posse de todo esse conhecimento, o químico norte-americano Linus Carl Pauling desenvolveu uma ferramenta que foi nomeada de Diagrama de Linus Pauling, que é um método para distribuir os elétrons de forma prática em níveis e subníveis.

Figura 2.8 | Diagrama de Linus Pauling.



Fonte: Disponível em: <<http://www.agracadaquimica.com.br/imagens/artigos/diagrama.png>>. Acesso em: 5 dez. 2015.

Em posse de todo esse conhecimento, o químico norte-americano Linus Carl Pauling desenvolveu uma ferramenta que foi nomeada de Diagrama de Linus Pauling, que é um método para distribuir os elétrons de forma prática em níveis e subníveis.

Conforme a Figura 2.8, as setas amarelas estabelecem uma ordem de energia que percorre todo o diagrama, iniciando na seta que passa por 1s e segue um percurso diagonal até chegar em 7p. Cada seta seguinte indica um subnível de maior energia que os da seta anterior, ou seja, sempre o subnível mais abaixo da mesma linha diagonal tem maior energia que o anterior. Vejamos um exemplo: 2s² tem maior energia que 1s², 4s² tem maior energia que 3d¹⁰ e, assim, sucessivamente.

Para realizar a distribuição de elétrons por meio do diagrama de Pauling, é necessário possuir o número de elétrons de um átomo qualquer, seguir os traços diagonais e respeitar a quantidade máxima de elétrons em cada subnível.



Assimile

Acesse o *link* e assimile a execução da distribuição eletrônica de forma interativa. Disponível em: <http://objetoseducacionais2.mec.gov.br/bitstream/handle/mec/8308/open/file/distribuicao_eletronica.swf>. Acesso: 5 dez. 2015.

Através da distribuição eletrônica é possível saber a família e o período do elemento na tabela periódica. A Figura 2.9 apresenta o último subnível de energia de cada elemento químico a partir de sua respectiva distribuição eletrônica. Podemos observar que na distribuição eletrônica de todos os elementos da família 1 o último subnível a ser preenchido é o s com apenas 1 elétron, já os da família 2 terminam todos com o subnível s preenchido com 2 elétrons, e assim sucessivamente.

Figura 2.9 | Distribuição eletrônica representada na tabela periódica.

1																	18	
$1s^1$	2											$2p^1$	$2p^2$	$2p^3$	$2p^4$	$2p^5$	$2p^6$	$1s^2$
$2s^1$	$2s^2$											$3p^1$	$3p^2$	$3p^3$	$3p^4$	$3p^5$	$3p^6$	
$3s^1$	$3s^2$	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	$4p^1$	$4p^2$	$4p^3$	$4p^4$	$4p^5$	$4p^6$	
$4s^1$	$4s^2$	$3d^1$	$3d^2$	$3d^3$	$3d^4$	$3d^5$	$3d^6$	$3d^7$	$3d^8$	$3d^9$	$3d^{10}$	$5p^1$	$5p^2$	$5p^3$	$5p^4$	$5p^5$	$5p^6$	
$5s^1$	$5s^2$	$4d^1$	$4d^2$	$4d^3$	$4d^4$	$4d^5$	$4d^6$	$4d^7$	$4d^8$	$4d^9$	$4d^{10}$	$6p^1$	$6p^2$	$6p^3$	$6p^4$	$6p^5$	$6p^6$	
$6s^1$	$6s^2$	$5f^1$	$5d^1$	$5d^2$	$5d^3$	$5d^4$	$5d^5$	$5d^6$	$5d^7$	$5d^8$	$5d^9$	$6p^1$	$6p^2$	$6p^3$	$6p^4$	$6p^5$	$6p^6$	
$7s^1$	$7s^2$	$6d^1$	$6d^2$	$6d^3$	$6d^4$	$6d^5$	$6d^6$	$6d^7$	$6d^8$	$6d^9$	$6d^{10}$							
Lantanídeos		$4f^1$	$4f^2$	$4f^3$	$4f^4$	$4f^5$	$4f^6$	$4f^7$	$4f^8$	$4f^9$	$4f^{10}$	$4f^{11}$	$4f^{12}$	$4f^{13}$	$4f^{14}$	$5d^1$		
Actinídeos		$5f^1$	$5f^2$	$5f^3$	$5f^4$	$5f^5$	$5f^6$	$5f^7$	$5f^8$	$5f^9$	$5f^{10}$	$5f^{11}$	$5f^{12}$	$5f^{13}$	$5f^{14}$	$6d^1$		

Fonte: Disponível em: <<http://alunosonline.uol.com.br/upload/conteudo/imagens/subnivel-eletronico-de-cada-elemento.jpg>>. Acesso em: 10 dez. 2015.

A distribuição eletrônica é importante, pois saberemos quais os elétrons da camada de valência ou do subnível de energia que farão ligações com outros átomos formando substâncias ou moléculas. Para isso precisamos saber quantos elétrons estão localizados na última camada da distribuição, denominada camada de valência.

Os Gases Nobres, elementos da família 18 da tabela periódica possuem esse nome porque não reagem com nenhum outro elemento químico e isso ocorre porque a camada de valência desses elementos possui 8 elétrons, com exceção do Hélio que possui 2 elétrons. Um átomo que possui 8 elétrons em sua camada de valência é considerado um átomo estável, ou seja, não tem necessidade de realizar ligações químicas com elementos e nem consigo mesmo para adquirir estabilidade. Portanto, os demais átomos pertencentes a outras famílias possuem a necessidade de reagir com outros átomos para adquirir a estabilidade, ou seja, ter 8 elétrons em sua camada de valência, para isso o átomo terá de doar elétrons ou receber elétrons para se estabilizar. Assim, foi postulada a regra do octeto, é uma regra química, que explica o motivo pelo qual os átomos tendem a reagir entre si com a finalidade de que cada um possua 8 elétrons na sua camada de valência, ficando com a mesma configuração eletrônica do gás nobre mais próximo, na tabela periódica. No geral, átomos com 1, 2 ou 3 elétrons na camada de valência procuram doar elétrons e com 5, 6, 7 elétrons na camada de valência tendem a ganhar elétrons. Quando possuem 4 elétrons na última camada, tanto faz eliminar ou completar, dependerá do elemento químico em questão.

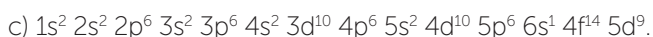


Exemplificando

Realize a distribuição eletrônica para os seguintes elementos, conforme o

diagrama de Linus Pauling:

- a) Ca ($Z = 20$).
- b) Si ($Z = 14$).
- c) Pt ($Z = 78$).



Faça você mesmo

Conforme o diagrama de Linus Pauling, realize a distribuição eletrônica do elemento cobalto (Co), o qual possui número atômico (Z) igual a 27, e responda as questões abaixo:

- a) A distribuição eletrônica.
- b) O número total de elétrons por camada.
- c) O número de elétrons no subnível mais energético.
- d) O número de elétrons no subnível mais externo.

SEM MEDO DE ERRAR!

O primeiro passo para prevermos se uma reação química irá ocorrer é realizar a distribuição eletrônica. Isso é necessário porque os elétrons pertencentes à última camada da distribuição eletrônica (camada de valência) são os que participam de algum tipo de ligação química por serem os mais distantes do núcleo. Através da distribuição eletrônica podemos analisar quais átomos necessitarão receber ou doar elétrons para se estabilizar, assim sendo, vamos agora realizar a distribuição eletrônica dos elementos que colorem os vidros e identificar o comportamento desses átomos, classificando-os conforme a camada de valência, subnível e número de elétrons na última camada eletrônica.

Figura 2.10 | Distribuição eletrônica representada na tabela periódica.

Elemento	Distribuição eletrônica	Camada de valência	Subnível	Número de elétrons na última camada
Ferro	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$	4	s	2
Manganês	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$	4	s	2
Cobalto	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$	4	s	2
Ouro	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ $5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1 4f^{14} 5d^{10}$	6	s	1
Carbono	$1s^2 2s^2 2p^2$	2	p	4
Antimônio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ $5s^2 4d^{10} 5p^3$	5	p	5
Urânio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ $5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2$ $5f^3 6d^1$	7	s	2
Enxofre	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	3	p	6
Cobre	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$	4	s	2

Fonte: O autor.

Podemos observar que o ferro, manganês, cobalto, urânio e cobre possuem 2 elétrons na camada de valência, portanto a tendência desses elementos é a de doar seus elétrons e por isso reagem facilmente com o oxigênio, pois se realizarmos a distribuição eletrônica do oxigênio ($1s^2 2s^2 2p^4$) veremos que ele possui 6 elétrons na camada de valência e, portanto, quer ganhar 2 elétrons para se estabilizar. O ouro apresenta somente um elétron em sua camada de valência, assim, também tende a doar esse elétron. Já os demais tendem a ganhar elétrons para se estabilizarem.



Atenção!

Note que os elementos ferro, manganês, cobalto e cobre pertencem ao mesmo período da tabela periódica (4º período).



Lembre-se

Estude mais sobre a camada de valência. Disponível em: <<http://www.todoestudo.com.br/quimica/camada-de-valencia>>. Acesso em: 11 dez. 2015.

Avançando na prática

Pratique mais															
<p>Instrução Desafiamos você a praticar o que aprendeu transferindo seus conhecimentos para novas situações que pode encontrar no ambiente de trabalho. Realize as atividades e depois compare-as com as de seus colegas.</p>															
"Distribuição eletrônica da família 17"															
1. Competência de fundamentos de área	Conhecer e aplicar os conceitos fundamentais em química geral na formação científica e tecnológica.														
2. Objetivos de aprendizagem	Distribuição eletrônica.														
3. Conteúdos relacionados	Ser capaz de aplicar a distribuição eletrônica.														
4. Descrição da SP	Realize a distribuição eletrônica da família 17 da tabela periódica e discuta sobre o comportamento desses elementos.														
5. Resolução da SP	<p>A distribuição eletrônica dos elementos pertencentes da família 17 é apresentada na tabela abaixo:</p> <table border="1"> <thead> <tr> <th>Elemento</th> <th>Distribuição Eletrônica</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Flúor</td> <td>$1s^2 2s^2 2p^5$</td> </tr> <tr> <td>Cloro</td> <td>$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$</td> </tr> <tr> <td>Bromo</td> <td>$2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$</td> </tr> <tr> <td>Iodo</td> <td>$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$</td> </tr> <tr> <td>Astato</td> <td>$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^5$</td> </tr> <tr> <td>Ununséptio</td> <td>$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^5$</td> </tr> </tbody> </table> <p>Através da distribuição eletrônica podemos observar que todos os elementos pertencentes à família 17 (halogênios) possuem 7 elétrons na camada de valência e, portanto, tendem a perder um elétron para se tornarem estáveis quando participam de uma reação química.</p>	Elemento	Distribuição Eletrônica	Flúor	$1s^2 2s^2 2p^5$	Cloro	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	Bromo	$2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$	Iodo	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$	Astato	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^5$	Ununséptio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^5$
Elemento	Distribuição Eletrônica														
Flúor	$1s^2 2s^2 2p^5$														
Cloro	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$														
Bromo	$2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$														
Iodo	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$														
Astato	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^5$														
Ununséptio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^5$														



Lembre-se

Acesse o *link* e leia mais sobre o comportamento dos halogênios, onde estão presentes na natureza e como o flúor e o cloro são prejudiciais ao meio ambiente: Disponível em: <<http://www.infoescola.com/quimica/halogenios/>>. Acesso em: 11 dez. 2015.



Faça você mesmo

Realize a distribuição eletrônica da família 1 (metais alcalinos) da tabela periódica e discuta sobre o comportamento desses elementos.

Faça valer a pena

1. O bário ($Z = 56$) possui muitas aplicações como, por exemplo, na forma de sulfato de bário é utilizado como pigmento branco em tinturas e vidros. Conforme a sua distribuição eletrônica, observa-se que o seu subnível mais energético e a quantidade de elétrons distribuídos nele são:

- a) $6s^2$.
- b) $5p^6$.
- c) $4f^{10}$.
- d) $4f^{12}$.
- e) $5p^6$.

2. O titânio ($Z = 22$) é um metal muito utilizado na indústria metalúrgica com o objetivo de produzir ligas metálicas. Realizando a sua distribuição eletrônica, temos como resultado:

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

3. O cálcio ($Z = 20$) é um metal que pertence à família dos metais alcalinos terrosos, possui ampla utilização industrial na forma de carbonatos e fluoretos. Realizando a distribuição eletrônica do cálcio, quantos elétrons possui em cada camada eletrônica?

- a) 2, 8, 1, 2.
- b) 2, 8, 10.
- c) 2, 8, 8, 4.
- d) 2, 8, 8, 2.
- e) 2, 10, 2.

Seção 2.4

Propriedades periódicas

Diálogo aberto

Nesta unidade conhecemos os principais assuntos sobre os átomos e os elementos químicos estudando a evolução do modelo atômico, a classificação dos elementos químicos conforme a tabela periódica, as Leis Ponderais, a distribuição eletrônica utilizando o Diagrama de Linus Pauling e, para encerrar a nossa segunda unidade de Química Geral e Experimental, veremos nesta seção as propriedades periódicas.

As propriedades periódicas são características que aumentam ou diminuem conforme o número atômico do elemento químico, ou seja, são propriedades que variam de acordo com os períodos e as famílias da tabela periódica. As principais propriedades periódicas são: energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, densidade atômica, volume atômico, eletropositividade, raio atômico, temperatura de fusão e temperatura de ebulição. Ao longo dessa seção, você conhecerá cada uma delas, bem como os comportamentos de cada uma em função da tabela periódica.

Nesta unidade estudamos a fabricação do vidro, aprendemos que para se tornarem coloridos é necessária a adição de determinados componentes químicos, e que podemos calcular a quantidade de matéria-prima necessária para produzir uma determinada quantidade de vidro através das Leis Ponderais e vimos a configuração atômica dos elementos que colorem os vidros através da distribuição eletrônica. Agora, para encerrar o nosso estudo sobre a fabricação do vidro, veremos como as propriedades periódicas estão relacionadas a essa produção.

Você sabia que as propriedades periódicas estão relacionadas com as substâncias envolvidas na fabricação do vidro? Imaginou o motivo pelo qual somente determinadas substâncias os colorem? Por que temos que reagir carbonato de sódio, carbonato de cálcio e sulfato de sódio com sílica para se obter o vidro sodo-cálcico? O que pode ser feito para que o vidro não seja produzido com aquela cor esverdeada? Essas perguntas, entre muitas outras, podem ser explicadas pelas propriedades periódicas.

Portanto, vamos obter essas e muitas outras respostas iniciando os nossos estudos com esta seção. Observaremos que a Química está cada vez mais presente no nosso cotidiano e o quanto ela é importante, independentemente da profissão que você decidiu seguir. A Química está em todos os lugares!

Vamos em frente e bons estudos!

Não pode faltar

Continuando os nossos estudos sobre a tabela periódica, veremos nesta seção as propriedades periódicas. Propriedades periódicas são características que crescem ou decrescem ao longo do período em função do número atômico. As principais propriedades são: energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, densidade atômica, volume atômico, eletropositividade, raio atômico, temperatura de fusão e temperatura de ebulição. A seguir, vamos conhecê-las separadamente.

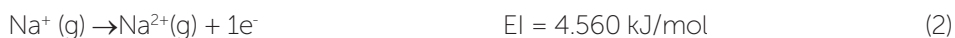


Pesquise mais

Pesquise mais sobre as propriedades periódicas reunindo os seus colegas de sala para jogar Xenubi. Disponível em: <<https://lume-re-demonstracao.ufrgs.br/xenubi-cartas/cartas%20xenubi.pdf>>. Acesso em: 14 dez. 2015.

1. Energia de Ionização

Energia de ionização ou potencial de ionização é a quantidade de energia requerida para retirar um elétron da camada de valência de um átomo em seu estado eletrônico fundamental e no estado gasoso. É de praxe referir-se como primeira energia de ionização aquela que remove o primeiro elétron de maior energia. A segunda energia de ionização é aquela que remove o segundo elétron do sistema anterior e, assim por diante, conforme exemplo do átomo de sódio representado pelas equações 1 e 2.

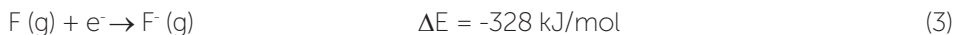


Na tabela periódica, a energia de ionização cresce de baixo para cima e da esquerda para a direita, como pode ser visto na Figura 2.11. Assim sendo, o elemento que possui a maior energia de ionização é o hélio (2.372 kJ/mol).

2. Afinidade Eletrônica

Afinidade eletrônica é definida como a variação de energia que ocorre quando um elétron é adicionado a um átomo no estado gasoso, formando um íon negativo. Por

exemplo, quando um elétron é adicionado a um átomo de flúor (Equação 3), ocorre a liberação de 328 kJ/mol, sendo que o sinal negativo indica a liberação de energia.



Os valores de afinidade eletrônica apresentam uma tendência para aumentar à medida que caminhamos da família 13 para a 17. Os halogênios possuem os maiores valores de afinidade eletrônica, justamente por necessitarem de um elétron para completar o octeto, ficando com a configuração de gás nobre. A afinidade eletrônica possui o mesmo comportamento da energia de ionização na tabela periódica, conforme mostra a Figura 2.11.



Assimile

Assimile muito mais sobre o conceito da afinidade eletrônica utilizando o objeto de aprendizagem. Disponível em: <http://objetoseducacionais2.mec.gov.br/bitstream/handle/mec/19425/Condigital_base.swf?sequence=16>. Acesso em: 14 dez. 2015.

3. Eletronegatividade

Eletronegatividade é a capacidade que um átomo possui de atrair os elétrons envolvidos em uma ligação química. Os valores de eletronegatividade são baseados em outras propriedades dos átomos, inclusive a energia de ionização, portanto, elementos com baixa energia de ionização exibirão baixa eletronegatividade. Os halogênios são os elementos mais eletronegativos, pois, pelo mesmo motivo de apresentarem maior afinidade eletrônica, necessitam de apenas 1 (um) elétron para completarem a regra do octeto. Com respeito aos gases nobres, não se define eletronegatividade, uma vez que tais elementos não participam de ligações químicas em condições normais. Na tabela periódica, a eletronegatividade possui o mesmo comportamento apresentado pela energia de ionização e afinidade eletrônica, como mostra a Figura 2.11.

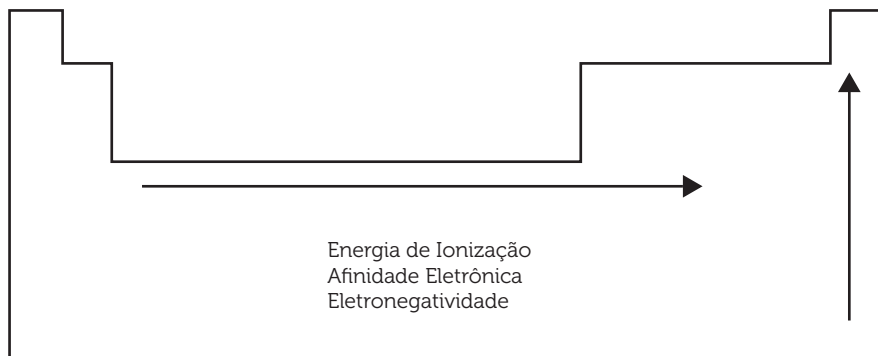


Refleta

Assista Conversa Periódica e reflita sobre a eletronegatividade. Disponível em:

<<http://objetoseducacionais2.mec.gov.br/bitstream/handle/mec/18590/video.html?sequence=5>>. Acesso em: 14 dez. 2015.

Figura 2.11 | Comportamento periódico das propriedades: energia de ionização, afinidade eletrônica e eletronegatividade.



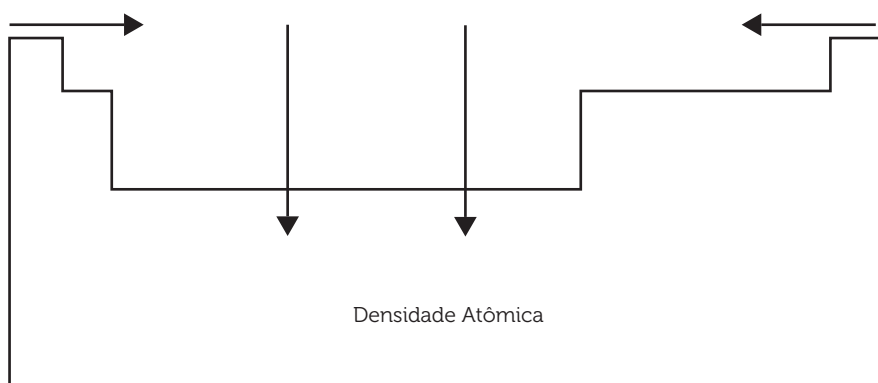
Fonte: O Autor.

4. Densidade Atômica

Na seção 1.2, foi apresentada a densidade como uma propriedade física e foi abordado que a densidade pode ser alterada com a pressão, temperatura e o estado do elemento químico. Medindo a densidade experimentalmente, pode-se observar que ela também atua como uma propriedade periódica e que suas variações são relacionáveis na tabela periódica.

Conforme a Figura 2.12, nas famílias a densidade aumenta conforme o aumento das massas atômicas, ou seja, de cima para baixo, ao passo que, nos períodos, a densidade aumenta das extremidades para o centro da tabela periódica.

Figura 2.12 | Comportamento da densidade na tabela periódica.



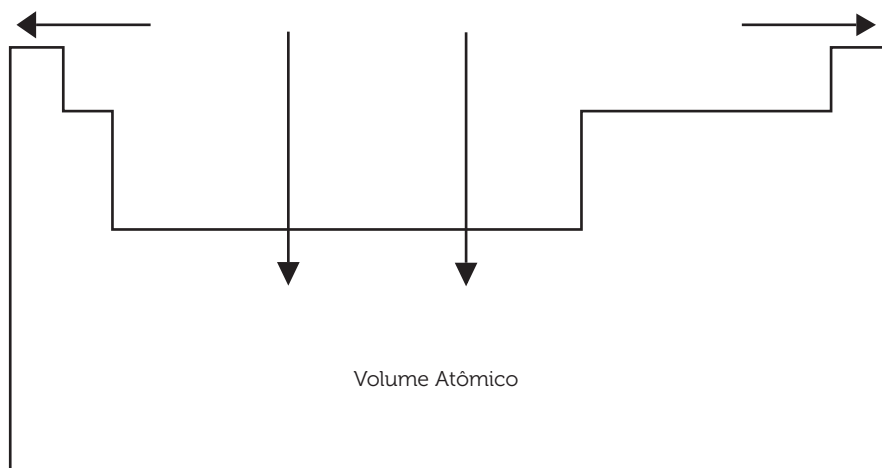
Fonte: O Autor.

O elemento químico que possui a maior densidade é o ósmio, pois fica localizado no centro e na parte inferior da tabela periódica ($22,5 \text{ g/cm}^3$), seguida da densidade do irídio ($22,4 \text{ g/cm}^3$) que fica ao lado do ósmio na tabela periódica.

5. Volume Atômico

O volume atômico condiz com o volume ocupado por 1 mol de átomos de um elemento e é uma propriedade periódica, pois varia com o número atômico dos elementos químicos. Como mostra a Figura 2.13, observa-se que o volume atômico aumenta com o aumento do número atômico para elementos de uma mesma família porque, conforme os períodos aumentam, as camadas eletrônicas também aumentam e, por consequência, o volume atômico também. Os elementos que possuem os maiores valores de volume atômico são o célio e o xenônio.

Figura 2.13 | Comportamento do volume atômico na tabela periódica.



Fonte: O Autor.

6. Raio Atômico

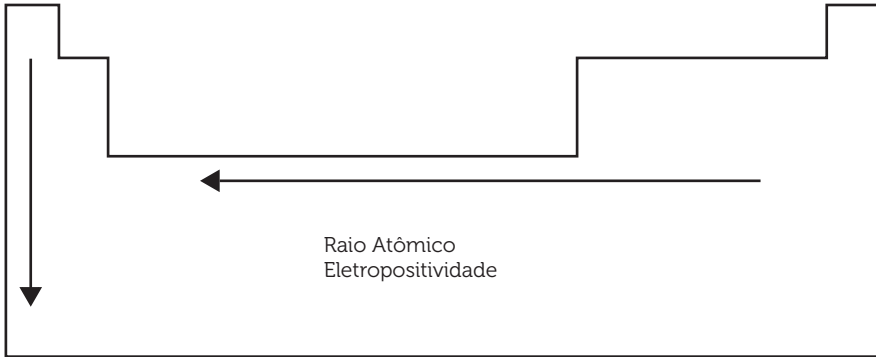
O raio atômico representa a medida entre o núcleo e a camada de valência do átomo. Os raios atômicos aumentam em uma mesma família da tabela periódica e o aumento é bastante pronunciado para os metais alcalinos. Já nos metais de transição, a variação no tamanho do átomo é menos pronunciada. Analisando qualquer elemento de transição do quarto período e um outro imediatamente abaixo, do quinto período, notamos um apreciável aumento no raio atômico. Do quinto para o sexto período, no entanto, não há praticamente nenhuma alteração.

O raio atômico é inversamente proporcional à eletronegatividade porque quanto maior for a força que o núcleo atrai a eletrosfera, menor é o raio. Da mesma forma que, quanto maior o raio atômico, menor a energia de ionização, pois a eletrosfera não é tão fortemente atraída pelo núcleo e o elétron presente na camada de valência pode ser retirado mais facilmente. Quanto maior o raio atômico também é menor a afinidade eletrônica, pois com menos força de atração sobre a eletrosfera, menor é a quantidade de energia liberada com o recebimento de um elétron. O elemento que possui o maior raio atômico é o frâncio.

7. Eletropositividade

A eletropositividade é o inverso da eletronegatividade, ou seja, mede a capacidade de um átomo em perder elétrons: os metais alcalinos são os mais eletropositivos. A eletropositividade cresce no sentido oposto da eletronegatividade, conforme a Figura 2.14 de cima para baixo nas famílias e da direita para a esquerda nos períodos. O frâncio é o elemento mais eletropositivo, logo, tem tendência máxima à oxidação.

Figura 2.14 | Comportamento do raio atômico e eletropositividade na tabela periódica.

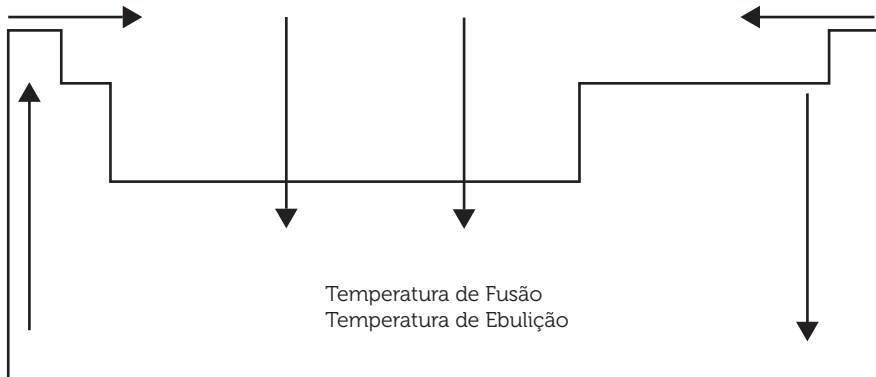


Fonte: O Autor.

8. Temperatura de Fusão e Temperatura de Ebulição

As temperaturas de fusão e ebulição são propriedades periódicas de seus números atômicos. Na família 1 as temperaturas de fusão e ebulição diminuem com o aumento do número atômico, ou seja, aumentam de baixo para cima. Já na família 17, as temperaturas de fusão e ebulição são reduzidas com o aumento do número atômico, ou seja, aumentam de cima para baixo. Para elementos do mesmo período, as temperaturas de fusão e ebulição aumentam das extremidades para o centro da tabela periódica, conforme mostrado na Figura 2.15.

Figura 2.15 | Comportamento das temperaturas de ebulição e fusão na tabela periódica.



Fonte: O Autor.

A regra apresentada tem como exceção o carbono, pois esse elemento apresenta temperaturas de fusão e ebulição iguais a 3.550 °C e 4.287 °C, respectivamente. O tungstênio (W) é o elemento com maior temperatura de fusão (3.422 °C) por estar localizado no centro da tabela periódica.



Exemplificando

1 - Utilizando somente a tabela periódica, organize em ordem crescente os seguintes átomos com relação ao raio atômico:

a) P, N e F.

b) K, Be e Li.

Resposta: a) P, F e N; b) K, Li e Be.

2 - Qual dos dois elementos químicos possui maior energia de ionização: potássio (K) ou iodo (I)?

Resposta: Iodo, porque possui 7 elétrons na camada de valência.



Faça você mesmo

1 - Utilizando somente a tabela periódica, organize em ordem crescente os seguintes átomos com relação à eletronegatividade:

a) Ca, Mn e I.

b) Cl, Sn e Na.

2 - Qual dos dois elementos químicos possui maior raio atômico: cobre (Cu) ou boro (B)?



Vocabulário

Mol: o nome da unidade de base do Sistema Internacional de Unidades (SI) para a grandeza quantidade de substância.

SEM MEDO DE ERRAR!

O vidro denominado sodo-cálcico é o mais fabricado industrialmente, pois são utilizados em janelas, veículos e em recipientes como: garrafas, potes, jarras, copos, utensílios domésticos, etc. É constituído de aproximadamente 70% de sílica (SiO₂),

sabendo-se que a temperatura de fusão da sílica é de $1.713\text{ }^{\circ}\text{C}$, é necessário adicionar quantidades significativas de carbonatos de sódio e cálcio (Na_2CO_3 e CaCO_3), uma vez que alteram as propriedades da sílica facilitando a fusão, pois são elementos químicos que possuem uma temperatura de fusão muito menor, $851\text{ }^{\circ}\text{C}$ e $825\text{ }^{\circ}\text{C}$, isso ocorre porque o sódio e o cálcio são metais alcalino e alcalino terroso, respectivamente, e conforme a periodicidade possuem temperatura de fusão menor por terem número atômico menor. No entanto, a areia contém ferro como impureza, o qual confere ao vidro uma coloração esverdeada.

Devido às suas propriedades periódicas, os metais de transição são os principais elementos quando pensamos em colorir os vidros, esse fato se deve à presença de orbitais d parcialmente preenchidos que absorvem radiações na região visível do espectro e que permitem transições eletrônicas, responsáveis pela emissão luminosa. Além disso, devido ao seu caráter metálico apresentam brilho metálico, são bons condutores de eletricidade e de calor, duros, fortes e dúcteis. Apresentam diversos estados de oxidação dos elementos, os volumes atômicos são baixos quando comparados aos metais alcalinos e alcalinos terrosos. As densidades atômicas são elevadas, bem como os pontos de fusão e ebulição. Quanto à sua energia de ionização, é intermediária entre aquelas dos blocos s e p, apresentando facilidade com que se pode remover um elétron de um átomo de transição, ou seja, sua energia de ionização é intermediária entre aquelas dos blocos s e p. A Tabela 2.3 apresenta os principais óxidos colorantes empregados em vidros e a cor correspondente às diferentes valências nas quais pode se apresentar.

Tabela 2.3 | Cores formadas por íons de metais de transição (3d) em vidros sodo-cálcicos.

Íon	Configuração Eletrônica	Cor
V ³⁺	3d ²	Amarelo-verde
Cr ³⁺	3d ³	Verde
Mn ²⁺	3d ⁵	Incolor
Fe ³⁺	3d ⁵	Amarelo-verde pálido
Co ²⁺	3d ⁷	Violeta-azul intenso
Ni ²⁺	3d ⁸	Amarelo, marrom
Cu ²⁺	3d ⁹	Azul, verde

Fonte: O autor.



Atenção!

Você já observou que quando o vidro é limpo com um pano de lã fica eletrizado e atrai o pó? Descubra o porquê lendo o texto indicado. Disponível em: <http://www.feiradeciencias.com.br/sala11/11_51.asp>. Acesso: 20 dez. 2015.



Lembre-se

Recorde sobre os metais de transição acessando o link a seguir. Disponível em: <<http://www.tabelaperiodicacompleta.com/metais-de-transicao/>>. Acesso em: 20 dez. 2015.

Avançando na prática

Pratique mais	
Instrução Desafiamos você a praticar o que aprendeu transferindo seus conhecimentos para novas situações que pode encontrar no ambiente de trabalho. Realize as atividades e depois compare-as com as de seus colegas.	
"Efeito Fotoelétrico"	
1. Competência fundamentos da área	Conhecer e aplicar os conceitos fundamentais em química geral na formação científica e tecnológica.
2. Objetivos de aprendizagem	Propriedades periódicas.
3. Conteúdos relacionados	Conhecer as propriedades periódicas, tais como raio atômico, energia de ionização, reatividade, eletropositividade e eletronegatividade.
4. Descrição da SP	O efeito fotoelétrico está sendo utilizado no nosso cotidiano, por exemplo, na iluminação pública, acionando portas de shoppings nas células fotoelétricas, nas televisões. O efeito fotoelétrico ocorre quando metais como potássio e sódio são iluminados em uma determinada condição. Esses metais são utilizados na fabricação de determinadas células fotoelétricas por causa de suas propriedades periódicas. Conforme a posição desses metais na tabela periódica, com qual propriedade o uso desses metais está relacionado?
5. Resolução da SP	A propriedade periódica relacionada com o efeito fotoelétrico é a energia de ionização, pois essa propriedade está relacionada com a capacidade do átomo em perder elétrons. Os metais alcalinos apresentam baixa energia de ionização, ou seja, os elétrons presentes na camada de valência precisam de pouca energia para serem retirados da sua eletrosfera.



Lembre-se

Leia o artigo e aprenda mais sobre a energia de ionização. Disponível em: <<http://www.infoescola.com/quimica/energia-de-ionizacao/>>. Acesso em: 20 dez. 2015.



Faça você mesmo

1. Devido aos cuidados com o meio ambiente, substâncias que apresentam alto grau de toxicidade vêm sendo substituídas por substâncias que apresentam pouco ou nenhuma toxicidade. Com base nas propriedades periódicas, explique por que o chumbo tetraetila foi substituído pelo etanol anidro na fabricação da gasolina.

2. O Brasil produz 96% do nióbio do mundo, tornando-se o maior produtor. Devido às práticas sustentáveis, o nióbio vem sendo utilizado para a fabricação da liga ferro-nióbio, que está sendo usada na produção de veículos mais leves e que consomem uma quantidade menor de combustíveis. Considerando as propriedades periódicas nesses elementos químicos discuta por que essa liga possui essas características.

Faça valer a pena

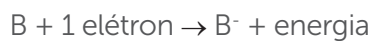
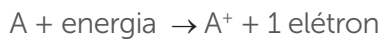
1. A quantidade de elétrons presentes na camada de valência de um átomo expõe muito sobre as suas propriedades periódicas, por exemplo, sobre o cobalto ($Z = 27$), pode-se dizer que:

- a) O átomo de cobalto é composto por 4 camadas eletrônicas.
- b) O cobalto possui 2 elétrons no subnível d.
- c) O cobalto deve ser mais eletropositivo que o cálcio.
- d) Deve possuir raio atômico maior que o bário.
- e) Possui temperatura de fusão maior que o mercúrio.

2. Analisando as propriedades periódicas de um átomo, assinale a afirmativa correta:

- a) A energia de ativação é sempre maior do primeiro elemento que o do segundo em um mesmo período.
- b) O raio atômico diminui conforme aumenta o número de camadas eletrônicas em uma mesma família e em um mesmo período.
- c) A eletronegatividade diminui com o aumento do número atômico, considerando elementos de um mesmo período.
- d) Os elementos com caráter metálico acentuado possuem grande afinidade eletrônica.
- e) Para elementos de um mesmo grupo, o volume atômico aumenta com o aumento do número atômico.

3. Com base nas propriedades periódicas, quais propriedades estão relacionadas com as reações químicas a seguir:



- a) Densidade atômica e volume atômico.
- b) Energia de ionização e afinidade eletrônica.
- c) Eletronegatividade e eletronegatividade.
- d) Eletropositividade e raio atômico.
- e) Densidade e afinidade eletrônica.

Referências

ABIVIDRO. Associação Técnica Brasileira das Indústrias Automáticas de Vidro. Disponível em: <<http://www.abividro.org.br/>>. Acesso em: 20 dez. 2015.

CALLISTER JR., William D.; RETHWISCH David G. **Ciência e engenharia de materiais: uma introdução**. 8. ed. São Paulo: LTC, 2012.

CHANG, Raymond; GOLDSBY, Kenneth A. **Química**. 11. ed. Rio de Janeiro: Mcgraw Hill, 2013.

IUPAC. União Internacional de Química Pura e Aplicada. Disponível em: <<http://www.iupac.org/>>. Acesso em: 20 dez. 2015.

ZUMDAHL, Steven S.; DECOSTE, Donald J. **Introdução à química: fundamentos**. 8. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2016.

LIGAÇÕES QUÍMICAS

Convite ao estudo

Estamos agora na metade de nossos estudos de Química Geral e Experimental. Já conhecemos o estudo da matéria e aprendemos sobre os átomos e os elementos. Vimos que os átomos reagem entre si formando diversas substâncias. No entanto, você sabe como ocorre essa ligação entre os átomos?

Nesta unidade vamos estudar as ligações químicas primárias e secundárias, bem como a polaridade das ligações químicas. Depois que ocorre a ligação química forma-se uma nova substância, que pode ser um ácido, uma base, um sal ou um óxido. Esses quatro tipos de substâncias puras compostas são chamados de funções químicas. Essas substâncias possuem propriedades bastante diferentes, que envolvem a acidez, basicidade, solubilidade em água e reatividade, por exemplo.

Assim sendo, depois de termos assimilado todos os assuntos relevantes desse tema, teremos adquirido as **competências** de conhecer e aplicar os conceitos fundamentais em química geral na formação científica e tecnológica. Esta unidade, portanto, apresenta os seguintes **objetivos de aprendizagem**:

1. Identificar substâncias iônicas, ou seja, substâncias que possuem entre seus átomos pelo menos uma ligação iônica.
2. Identificar substâncias covalentes ou moleculares, isto é, substâncias que possuem entre seus átomos pelo menos uma ligação covalente.
3. Identificar substâncias metálicas, ou seja, substâncias formadas por ligações metálicas.
4. Conhecer e identificar as ligações secundárias.
5. Conhecer e identificar a polaridade de uma ligação química.

6. Conhecer as propriedades que caracterizam uma substância química como um ácido.

7. Ser capaz de identificar as propriedades que caracterizam uma substância como uma base.

8. Assimilar as características de um sal.

9. Conhecer as propriedades de um óxido.

O cloreto de sódio, popularmente chamado de sal de cozinha, pode ser extraído pela exploração de jazidas minerais, ou mediante evaporação e cristalização da água do mar. Em países tropicais o cloreto de sódio é extraído da água do mar, porém esse processo é realizado somente por 10% dos produtores mundiais. No Brasil, 95% da produção está localizada no estado do Rio Grande do Norte.

Você sabia que muitas substâncias que são utilizadas no nosso dia a dia têm como matéria-prima principal o cloreto de sódio (NaCl)? Exemplos dessas substâncias são: bicarbonato de sódio, hipoclorito de sódio, sódio metálico, carbonato de sódio, hidróxido de sódio, cloro, ácido clorídrico, dentre outras. Mas qual tipo de ligação química essas substâncias possuem? À qual função química pertencem? Nesta unidade você deverá identificar as ligações químicas que formam essas substâncias e classificá-las conforme a sua função química.

No decorrer desta unidade, você vai aprender como classificar e identificar as ligações químicas e quais substâncias são formadas através delas. Dessa forma, desejamos a você bons estudos!

Seção 3.1

Ligações primárias: iônicas, covalentes e metálicas

Diálogo aberto

Qualquer substância conhecida no universo é formada pela união de um ou mais elementos químicos que compõem a tabela periódica. Quando se fala de elementos químicos percebe-se que é muito difícil encontrar um átomo isolado, pois estão quase sempre unidos, formando compostos. É surpreendente como os 118 elementos químicos podem formar inúmeras substâncias diferentes, grande parte das quais pode ser encontrada na natureza e apresenta propriedades físicas e químicas completamente diferentes umas das outras. Como isso é possível? Graças às ligações químicas!

Nesta seção vamos estudar as ligações iônicas, covalentes e metálicas, bem como as substâncias que dependem dessas ligações para serem formadas. Os elementos químicos, que são unidos no mínimo por uma ligação iônica, dão origem as substâncias iônicas, tipo de ligação que ocorre entre elementos que possuem eletronegatividades muito diferentes. A ligação covalente promove um compartilhamento de elétrons, sendo diferente da ligação iônica, na qual os átomos recebem ou doam os seus elétrons e cujas substâncias possuem características também distintas das substâncias iônicas, tais como pontos de ebulição e fusão mais baixos. Já as ligações metálicas são ligações que ocorrem entre metais e são muito importantes no nosso dia a dia, pois dão origem às ligas metálicas, como, por exemplo, o aço inox que usamos para fabricar os talheres que utilizamos para comer e o aço que é utilizado nas construções civis.

Dentro do nosso cotidiano utilizamos diversas substâncias químicas sem nos darmos conta de como foram produzidas, tais como o hidróxido de sódio (NaOH), o gás cloro e o sódio metálico, que são três das substâncias utilizadas no contexto mencionado. O hidróxido de sódio, popularmente conhecido como soda cáustica, é utilizado na fabricação de muitos produtos de limpeza, corantes, papel, borrachas; o gás cloro (Cl₂) é um composto gasoso, muito utilizado na fabricação de polpa de papel, solventes, plásticos, pesticidas, produtos de limpeza; e o sódio metálico é muito utilizado na fabricação de lâmpadas e células fotoelétricas. Você

sabe o que essas três substâncias têm em comum? Elas foram produzidas a partir da mesma matéria-prima: o cloreto de sódio!

Nesta unidade você aprenderá o que são ligações iônicas, covalentes e metálicas, bem como as propriedades das substâncias que são formadas por essas ligações. Você deverá aplicar os nossos conhecimentos adquiridos para identificar quais ligações químicas são necessárias para formar essas substâncias tão comuns no nosso dia a dia, como o hidróxido de sódio, o gás cloro e sódio metálico para que possamos enxergar com mais sabedoria as substâncias que estão a nossa volta.

Bons estudos! Vamos em frente!

Não pode faltar

As moléculas se formam pela união dos átomos, processo a que damos o nome de ligação química. Na Unidade 2 deste livro didático aprendemos que um átomo possui um determinado número de prótons e nêutrons em seu núcleo e um número igual de elétrons no espaço em torno do núcleo (eletrosfera). Essa configuração resulta em um equilíbrio das cargas positivas e negativas, tornando o átomo neutro. Assim sendo, se um átomo neutro doar ou receber elétrons, ou seja, caso se torne eletricamente carregado, ele se tornará um íon. Um íon positivo, chamado de cátion, é produzido quando o átomo neutro perde elétrons; portanto, quando um átomo neutro ganha elétrons, forma-se um íon com carga negativa chamado de ânion.



Refleta

Acesse este *quiz* do Prof. Emiliano Chemello sobre ligações químicas e reflita se você realmente assimilou o conteúdo sobre ligações químicas: Disponível em: <<http://www.quimica.net/emiliano/quiz/ligacoes-quimicas/quiz.html>>. Acesso em: 29 dez. 2015.

Conforme vimos durante o estudo sobre distribuição eletrônica, algumas famílias da tabela periódica são compostas por elementos que, segundo regra do octeto, necessitam doar elétrons para se tornarem estáveis formando cátions. Esses elementos são os metais alcalinos, alcalinos terrosos, de transição, como o alumínio, o gálio e o índio. Da mesma forma, alguns elementos da tabela periódica precisam receber elétrons para se tornarem estáveis: os não metais.

Durante uma reação química, um cátion e um ânion são unidos através de ligações iônicas. As ligações iônicas são formadas quando um ou mais elétrons são transferidos da camada de valência de um átomo para outro, criando íons positivos

e negativos (cátions e ânions). Quando, por exemplo, o magnésio e o gás oxigênio reagem, pode-se imaginar que a reação ocorre pela transferência de dois elétrons de um átomo de magnésio para dois elétrons de um átomo de oxigênio para formar Mg^{2+} e O^{2-} . Como possui baixa energia de ionização, o magnésio perde dois elétrons; o oxigênio, por sua vez, possui elevada afinidade eletrônica e ganha elétrons. Os dois íons são atraídos e formam a ligação iônica.



Assimile

Acessando o seguinte *link* você encontrará um objeto de aprendizagem para auxiliá-lo a assimilar como as ligações iônicas ocorrem. Disponível em: <http://objetoseducacionais2.mec.gov.br/bitstream/handle/mec/19428/Condigital_base.swf?sequence=21>. Acesso em: 29 dez. 2015.

Contudo, como representar uma ligação química? Foi então que, em 1916, o químico norte-americano Gilbert Newton Lewis desenvolveu um método para representar esquematicamente a camada de valência dos átomos. Esse método faz uso de diagramas, agora chamados de estruturas de Lewis. A estrutura de Lewis para um átomo consiste no seu símbolo químico rodeado por pontos correspondentes ao número de elétrons da camada de valência do átomo. A Tabela 3.1 a seguir apresenta a estrutura de Lewis para alguns átomos.

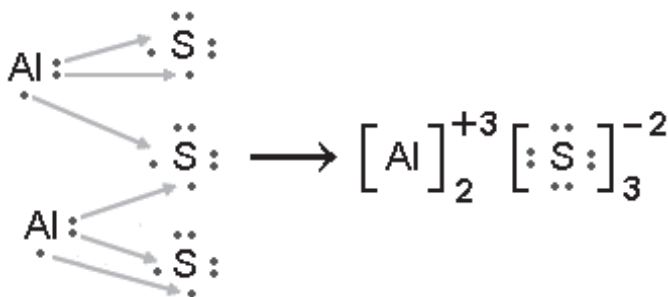
Tabela 3.1 | Estrutura de Lewis para alguns átomos.

Átomo	Configuração eletrônica	Estrutura de Lewis
O	$1s^2 2s^2 2p^4$:O:
Al	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	Al:
Si	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$:Si:
Ca	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	Ca:

Fonte: O autor.

A estrutura de Lewis de um composto iônico consiste na combinação entre as estruturas de Lewis dos íons individuais. Nesse sentido, a estrutura de Lewis para o sulfeto de alumínio é mostrada pela Figura 3.1. O enxofre possui 6 elétrons em sua camada de valência e, portanto, precisa receber os elétrons para se tornar estável; e o alumínio precisa doar 3 elétrons para concordar com a regra do octeto. Assim sendo 2 átomos de alumínio e 3 de enxofre são necessários para completar as ligações iônicas; e a fórmula molecular da substância é Al_2S_3 .

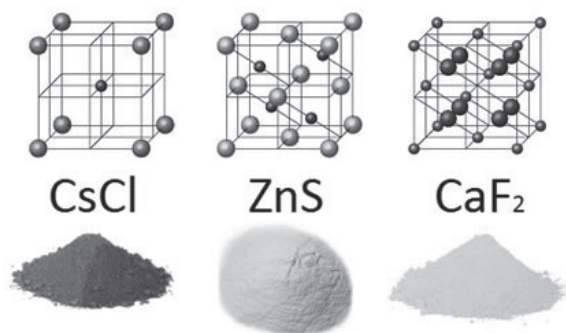
Figura 3.1 | Estrutura de Lewis para o sulfeto de alumínio.



Fonte: <<http://ensinoadistancia.pro.br/EaD/QG/aula-9/Al2S3.gif>>. Acesso em: 31 dez. 2015.

As substâncias formadas por uma ou mais ligações iônicas são chamadas de compostos iônicos. Essas ligações são distribuídas ao redor de cada íon, proporcionando a criação do retículo cristalino iônico, e formam formas geométricas bem definidas. Esses retículos cristalinos são os responsáveis pelas características dos compostos iônicos, tais como a de serem sólidos nas CNTP (Condições Normais de Temperatura e Pressão), a de serem duros ou quebradiços, a de possuírem elevados pontos de fusão e de ebulição, a de serem solúveis em água (exceto: SrCO_3 , BaCO_3 e AgCl), a de conduzirem eletricidade quando solubilizados e a de serem compostos polares. A Figura 3.2 apresenta a representação do retículo cristalino de alguns compostos iônicos.

Figura 3.2 | Representação do retículo cristalino dos compostos iônicos CsCl , ZnS e CaF_2 .



Fonte: <<http://mundoeducacao.bol.uol.com.br/upload/conteudo/compostos-ionicos.jpg>>. Acesso em: 31 dez. 2015.



Exemplificando

Uma substância iônica composta por 2 (dois) elementos químicos é usualmente formada por substâncias que possuem determinadas características periódicas. Sendo assim, qual é a alternativa correta?

a) Eletronegatividade muito diferente entre os dois elementos.

- b) Valores elevados de energias de ionização.
- c) Raios atômicos parecidos.
- d) Alta afinidade eletrônica por dois elementos.
- e) Valores elevados de massas atômicas.

A alternativa correta é a letra A. Para que uma ligação iônica ocorra, os dois elementos envolvidos precisam ter eletronegatividades bem diferentes, ou seja, o cátion precisa ser eletropositivo; e o ânion, eletronegativo.



Faça você mesmo

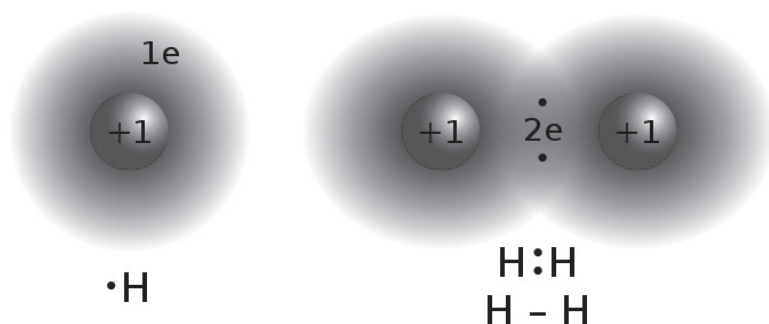
Compostos iônicos são formados por ligações iônicas entre metais e não metais. Com base nisso, qual das alternativas a seguir apresenta um composto formado por ligações iônicas?

- a) NaI.
- c) SiO₂.
- d) NO.
- b) CO₂.
- e) CH₄.

Segundo Russel (2008), a ligação covalente ocorre quando os dois átomos têm a mesma tendência de ganhar e perder elétrons, isto é, os não metais e o hidrogênio. Sob essas condições, a transferência total de um elétron não ocorre. Em vez disso, os elétrons ficam compartilhados entre os átomos. Átomos com alta eletronegatividade, como os não metais, possuem grande capacidade de atrair elétrons. No entanto, quando esses elementos interagem entre si, o fato de todos eles apresentarem alta atração pelos elétrons faz com que não ocorra a transferência efetiva dos elétrons. Em vez disso, eles se atraem simultaneamente, ou seja, são compartilhados pelos núcleos dos átomos, e é isso que faz com que os átomos permaneçam unidos.

Existem quatro tipos de ligações covalentes: simples, dupla, tripla e coordenada. A ligação covalente mais simples é formada por dois átomos de hidrogênio. Cada átomo de H possui um próton e um elétron; e, quando dois desses átomos se aproximam, os elétrons são atraídos pelo núcleo de ambos os átomos, ocorrendo o compartilhamento e formando a molécula H₂, estável como o hélio. A Figura 3.3 ilustra a ligação covalente entre os átomos de hidrogênio.

Figura 3.3 | Ligação covalente entre átomos de hidrogênio.



Fonte: <<http://www.emforma.net/imagens/saude/ligacao-covalente.jpg>>. Acesso em: 01 jan. 2016.

Voltando à estrutura de Lewis, na ligação covalente os elétrons não são representados apenas por pontos; para isso são utilizadas cruces (x) e pontos (•) em conjunto para indicar que os elétrons da ligação vieram de diferentes átomos embora na realidade todos os elétrons sejam iguais. A seguinte analogia pode auxiliar a entender a formação de uma ligação covalente, conforme o exemplo mostrado na Figura 3.4. Para representar a ligação covalente de uma molécula de CO_2 , utilizamos cruces para mostrar os elétrons do carbono e pontos para mostrar os elétrons de oxigênio.

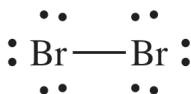
Figura 3.4 | Estrutura de Lewis para o CO_2 .



Fonte: <<https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/6/65/Carbon-dioxide-octet-dot-cross-2D.png>>. Acesso em: 1 jan. 2016.

O tipo mais simples de molécula é chamado de molécula diatômica porque ela consiste de apenas dois átomos interligados. Os halogênios são bons exemplos da formação de moléculas diatômicas, uma vez que adquirem o arranjo eletrônico dos gases nobres compartilhando um par de elétrons, vindos um de cada átomo. Cada uma dessas ligações covalentes é chamada de ligação simples porque ela consiste de um único par de elétrons compartilhado pelos núcleos dos dois átomos. A ligação simples pode ser representada por um traço (—). Na molécula do hidrogênio, como mostrado na Figura 3.3, cada átomo adquire um nível externo completo de dois elétrons. Nas moléculas dos halogênios, cada átomo de halogênio forma um octeto completo, como mostra a Figura 3.5.

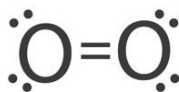
Figura 3.5 | Ligação covalente simples unindo dois átomos de bromo.



Fonte: <http://nonsibihighschool.org/intbasch9_files/image005.png>. Acesso em: 01 jan. 2016.

A ligação covalente dupla é formada pelo compartilhamento de dois pares de elétrons, como, por exemplo, ocorre na formação de uma molécula do gás oxigênio que possui 6 elétrons na camada de valência e precisa receber dois elétrons para se tornar estável. Para obter esses elétrons, o oxigênio pode compartilhar dois pares de elétrons com um segundo átomo de oxigênio; e cada átomo de oxigênio contribui com dois elétrons, como mostra a Figura 3.6.

Figura 3.6 | Ligação covalente dupla unindo dois átomos de oxigênio.



Fonte: <http://www.middleschoolchemistry.com/img/content/multimedia/chapter_4/lesson_6/covalent_bond_oxygen_3.jpg>. Acesso em: 01 jan. 2016.

O nitrogênio tem cinco elétrons em sua camada de valência, sendo, portanto, necessários três elétrons para completar o octeto. O átomo de nitrogênio obtém esses três elétrons através de uma ligação tripla com um outro átomo de nitrogênio. Uma tripla ligação consiste de três pares de elétrons compartilhados pelos núcleos dos dois átomos, com o objetivo de completar o octeto. A Figura 3.7 mostra a ligação tripla na união de dois átomos de hidrogênio. Percebe-se, então, que quando estruturas de Lewis são desenhadas, os pontos e as cruzes que representam os elétrons compartilhados são substituídos por traços.

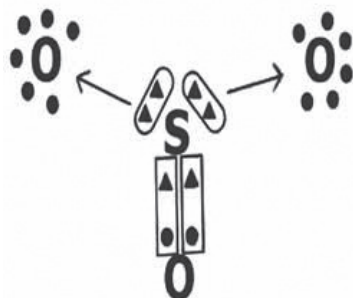
Figura 3.7 | Ligação covalente tripla unindo dois átomos de nitrogênio.



Fonte: <http://portaldoprofessor.mec.gov.br/storage/discovirtual/galerias/imagem/0000000010/0000000093.jpg>. Acessado em 08/03/2016.

Até o momento, vimos que uma ligação covalente é formada por dois átomos que compartilham um par de elétrons. Os átomos são mantidos juntos porque o par de elétrons é atraído por ambos os núcleos. Na formação de uma ligação covalente simples, cada átomo fornece um elétron para ser compartilhado na ligação; porém, em uma ligação covalente coordenada (ou ligação covalente dativa), ambos os elétrons a serem compartilhados vêm do mesmo átomo. Por exemplo, o enxofre possui seis elétrons em sua camada de valência, faltando apenas dois elétrons para se tornar estável; nesse sentido, o enxofre forma uma ligação covalente dupla com um átomo de oxigênio completando os seus octetos, mas também doa seus elétrons a outros dois átomos de oxigênio formando o trióxido de enxofre (SO₃), como mostra a Figura 3.8. Essa doação de elétrons é indicada pelas setas que representam as ligações covalentes coordenadas.

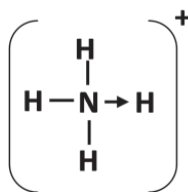
Figura 3.8 | Ligações covalentes coordenadas – SO_3^- .



Fonte: <<http://brasilescola.uol.com.br/upload/e/ligacao%20covalente%20SO.jpg>>. Acesso em 01 jan. 2016.

Certos íons poliatômicos diferem entre si somente na sua carga e números de hidrogênios, como é o exemplo dos ânions CO_3^{2-} (carbonato) e HCO_3^- (bicarbonato). Um dos poucos cátions poliatômicos comuns é o íon amônio, NH_4^+ . Ele consiste de uma molécula de amônia, NH_3 , que formou uma ligação covalente com um íon de hidrogênio, H^+ , como mostra a Figura 3.9.

Figura 3.9 | Ligações covalentes coordenadas – NH_4^+ .

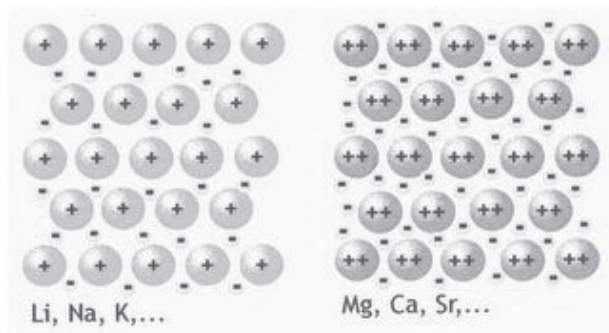


Fonte: <<http://ibchem4u.wikispaces.com/file/view/NH4dativesign.png/318069608/NH4dativesign.png>>. Acesso em: 01 jan. 2016.

Concluiremos a nossa seção conhecendo as ligações metálicas, que são formadas entre átomos de metais e possuem grande importância, já que a maioria dos componentes da tabela periódica corresponde a metais e está presente no nosso dia a dia. Essa ligação faz com que os metais se agrupem formando os retículos cristalinos quando em estado sólido.

Nas ligações metálicas ocorre uma liberação parcial dos elétrons presentes na camada de valência; e assim acontece a formação de cátions, os quais são estabilizados pelos elétrons que também foram liberados e envolvem a estrutura como uma nuvem eletrônica, o chamado “mar” de elétrons, o que se exemplifica na Figura 3.10. Esses elétrons possuem um certo movimento, razão pela qual são chamados de elétrons livres. Esse movimento dos elétrons livres explica por que os metais são bons condutores elétricos e térmicos. Além dessa propriedade, os compostos metálicos também são maleáveis, dúcteis, e possuem grande resistência à tração e elevados pontos de fusão e ebulição.

Figura 3.10 | Representação da nuvem eletrônica.



Fonte: <<http://www.infoescola.com/wp-content/uploads/2012/03/ligacao-metalica1.jpg>>. Acesso em: 31 dez. 2015.



Pesquise mais

Pesquise mais sobre as ligações metálicas lendo o texto do link disponível em <<http://www.qieducacao.com/2011/04/ligacao-metalica-ligacao-metalica.html>>. Acesso em: 29 dez. 2015.



Exemplificando

O oxigênio e o enxofre, que são elementos químicos presentes na Família 16 da tabela periódica, quando reagem com o hidrogênio, formam ligações covalentes. Assinale a alternativa que apresenta respectivamente a fórmula química dessas duas substâncias.

- HO e HS.
- HO₂ e HS.
- H₂O e H₂S.
- HO₆ e H₂S.
- H₃O₂ e H₃S.

A alternativa correta é a letra C. Ambos os átomos possuem 6 (seis) elétrons na camada de valência, precisando de 2 (dois) para se estabilizarem. Portanto, vão reagir com 2 (dois) átomos de hidrogênio formando as respectivas substâncias.



Faça você mesmo

Considerando suas posições na tabela periódica, o hidrogênio ($Z=1$) e o selênio ($Z=34$) devem formar o composto de fórmula:

- a) HSe.
- b) H_2Se .
- c) HSe_2 .
- d) H_2Se .
- e) H_3Se .



Vocabulário

Moléculas diatômicas: são formadas por dois átomos.

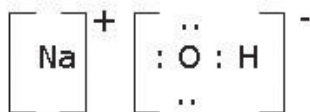
Moléculas poliatômicas: são formadas por mais de dois átomos.

Sem medo de errar

O hidróxido de sódio (NaOH), o gás cloro e o sódio metálico (Na) são substâncias compostas bastante presentes no nosso dia a dia. Ambas possuem o cloreto de sódio como matéria-prima. Você deve identificar quais as ligações que unem os seus átomos de cada uma delas.

O hidróxido de sódio é produzido quando solubilizamos o cloreto de sódio na água em determinadas condições de temperatura e pressão, como mostra a reação química $NaCl + H_2O \rightarrow NaOH + 1/2 H_2 + 1/2 Cl_2$. Após a solubilização, o sódio se dissocia do cloro formando os íons Na^+ e Cl^- , e o hidrogênio também se dissocia do oxigênio formando os íons H^+ e O^{2-} , o íon H^+ se une ao O^{2-} formando o íon hidroxila. Esses íons possuem elevada eletronegatividade, e, como o sódio possui baixa eletronegatividade por ser um metal alcalino, eles se unem por meio de uma ligação iônica, como mostra a estrutura de Lewis (Figura 3.11).

Figura 3.11 | Estrutura de Lewis para o hidróxido de sódio.



Fonte: <<http://ww2.educarchile.cl/Psu/Resources/images/11-06%20ensayo%202%20cien%2048.JPG>>. Acesso: 31 dez. 2015.

O gás cloro é obtido através da dissociação do cloreto de sódio na água em determinadas condições de temperatura e pressão, como mostra a reação química $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + 1/2 \text{H}_2 + 1/2 \text{Cl}_2$. Após a solubilização, o sódio se dissocia do cloro formando os íons Na^+ e Cl^- . Como os ânions de cloro são altamente eletronegativos, eles tendem a se unir. O cloro é um halogênio pertencente à Família 17, possui sete elétrons em sua camada de valência, sendo, portanto, um não metal que precisa receber um elétron para obedecer a regra do octeto. Consequentemente, a ligação que une os íons cloro são ligações covalentes, como mostra a estrutura de Lewis (Figura 3.12).

Figura 3.12 | Estrutura de Lewis para o gás cloro.



Fonte: <http://www.geocities.ws/Penna100/Lewis_cl.gif>. Acesso em: 31 dez. 2015.

O sódio metálico pode ser produzido através da eletrólise ígnea, conforme a reação: $2\text{NaCl} \rightarrow 2\text{Na(s)} + \text{Cl}_2\text{(g)}$. O sódio se dissocia do cloro formando os íons Na^+ e Cl^- . Logo, os íons cloro reagem entre si, formando o gás cloro (Cl_2), e os íons de sódio também reagem entre si, formando o sódio metálico. Como o sódio é um metal alcalino e se une com ele mesmo durante a reação química, essa união é realizada por ligações metálicas.

Figura 3.13 | Sódio Metálico.



Fonte: <[https://cbennett8science.wikispaces.com/file/view/Na_sodium_\(1\).jpg/265302218/377x272/Na_sodium_\(1\).jpg](https://cbennett8science.wikispaces.com/file/view/Na_sodium_(1).jpg/265302218/377x272/Na_sodium_(1).jpg)>. Acesso em: 31 dez. 2015.



Atenção!

Aprenda mais sobre a produção do sódio metálico acessando o link disponível em: <<http://alunosonline.uol.com.br/quimica/producao-sodio.html>>. Acesso em: 31 dez. 2015.



Lembre-se

Lembre-se sobre a eletronegatividade dos elementos químicos acessando o link disponível em: <<http://mundoeducacao.bol.uol.com.br/quimica/eletronegatividade.htm>>. Acesso em: 31 dez. 2015.

Avançando na prática

Pratique mais!

Instrução

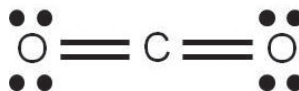
Desafiamos você a praticar o que aprendeu transferindo seus conhecimentos para novas situações que podem ser encontradas no ambiente de trabalho. Realize as atividades e depois compare-as com as de seus colegas.

"Ligações químicas aplicadas à produção do alumínio metálico"

1. Competência de fundamentos de área	Conhecer e aplicar os conceitos fundamentais em química geral na formação científica e tecnológica.
2. Objetivos de aprendizagem	Identificar as ligações iônicas e metálicas.
3. Conteúdos relacionados	<ul style="list-style-type: none"> • Identificar substâncias iônicas, ou seja, substâncias que possuem entre seus átomos pelo menos uma ligação iônica. • Identificar substâncias metálicas, ou seja, substâncias formadas por ligações metálicas.
4. Descrição da SP	Identificar as ligações químicas presentes nos reagentes e produtos envolvidos na fabricação do alumínio metálico.
5. Resolução da SP:	<p>Para produzir alumínio metálico utiliza-se a bauxita como matéria-prima; e após a refinação da bauxita é obtida a alumina ou óxido de alumínio (Al_2O_3). O óxido de alumínio é composto pelo cátion Al^{3+} e pelo ânion O^{2-}. Como o alumínio é um metal; e o oxigênio, um não metal, a ligação que os une é a ligação iônica.</p> <p>Figura 3.14 Estrutura de Lewis para o óxido de alumínio.</p> <p>Fonte: <http://www.geocities.ws/Penna100/le_Al2O3.gif>. Acesso em: 31 dez. 2015.</p> <p>Quando o óxido de alumínio reage com o carbono, conforme a reação $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{C} \rightarrow 2\text{Al} + 3/2 \text{CO}_2$, o alumínio se dissocia do oxigênio e seus átomos reagem entre si. Como são íons metálicos, então se unem através de ligações metálicas. O dióxido de carbono é produzido na reação e é formado por elementos classificados como não metais, formando, portanto, duas ligações covalentes duplas para que uma molécula seja formada.</p>

(continua)

Figura 3.15 | Estrutura de Lewis para o dióxido de carbono.



Fonte: <<http://desconversa.com.br/wp-content/uploads/2015/03/co21.jpg>>. Acesso em: 18 jan. 2016.



Lembre-se

Aprenda mais sobre a produção do alumínio metálico acessando o site disponível em: <<http://www.hydro.com/pt/A-Hydro-no-Brasil/Sobre-o-aluminio/como-aluminio-e-produzido/>>. Acesso em: 31 dez. 2015.



Faça você mesmo

1. Identifique as ligações químicas presentes no óxido de níquel e no níquel metálico.
2. Identifique as ligações químicas existentes nas seguintes moléculas:
 - a) Nitrato de amônio.
 - b) Ácido nítrico.
 - c) Sulfato de amônio.

Faça valer a pena!

1. Sabendo que ligações iônicas ocorrem entre elementos químicos das Famílias 1 e 2 e entre átomos com elevada eletronegatividade, qual dos elementos seguintes não é formado por ligações iônicas?

- a) NaCl.
- b) MgI_2 .
- c) KBr.
- d) Cl_2 .
- e) CaO.

2. Os compostos formados por ligações iônicas possuem determinadas características próprias. Em relação a essas características, podemos concluir que:

- a) Soluções ácidas são formadas quando esses compostos são dissolvidos em água.
- b) Essas ligações diminuem a octanagem da gasolina quando misturadas a ela.
- c) São bons condutores de energia elétrica após serem fundidos.
- d) Os pontos de fusão e ebulição são baixos.
- e) São substâncias moles, quebradiças e cristalinas.

3. Para que uma ligação iônica ocorra, o número de elétrons doados e o número de elétrons recebidos precisam ser iguais. O berílio ($Z=4$) doa 2 elétrons e o flúor recebe somente um elétron. Portanto, ao reagirem, dão origem ao fluoreto de berílio, que possui a fórmula:

- a) BeF.
- b) Be₂F.
- c) F₂.
- d) BeF₂.
- e) Be₂F₂.

Seção 3.2

Ligações secundárias e polaridade

Diálogo aberto

Na seção anterior iniciamos a nossa unidade mostrando que os átomos são unidos através de ligações químicas para formar as substâncias, com base no que você aprendeu sobre as ligações primárias. Você conheceu as características das substâncias formadas por ligações iônicas, como o elevado ponto de ebulição e de fusão, sólidos à temperatura ambiente e solúveis em água; por ligações covalentes, que possuem pontos de ebulição e fusão inferiores às substâncias iônicas e não conduzem eletricidade. Você também viu as características das substâncias metálicas, como a de serem insolúveis na forma metálica, bons condutores de eletricidade, dúcteis e maleáveis.

Continuando os nossos estudos sobre ligações químicas, vamos aprender nesta seção as ligações secundárias e a polaridade das ligações químicas. As ligações secundárias promovem a união das moléculas de uma substância e são diferentes conforme os elementos químicos envolvidos e a polaridade das ligações químicas. Conheceremos também as principais ligações secundárias que são as ligações de hidrogênio, também são conhecidas como pontes de hidrogênio, e as forças de van der Waals (ou ligações de van der Waals), bem como a polaridade das ligações químicas.

Nesse sentido, vamos voltar ao nosso estudo sobre as diversas substâncias químicas envolvidas no nosso cotidiano que são utilizadas sem nos darmos conta de que foram produzidas através do cloreto de sódio, o nosso tão usado sal de cozinha, conhecendo o ácido clorídrico e o bicarbonato de sódio. O bicarbonato de sódio – NaHCO_3 – é bastante usado na indústria farmacêutica para produzir medicamentos que neutralizam o suco gástrico (antiácidos), sendo também muito aplicado à indústria alimentícia como fermento químico na fabricação de bolos, biscoitos e refrigerantes, por exemplo. O ácido clorídrico – HCl – é largamente empregado na fabricação de produtos de limpeza e tintas, no processo de decapagem do aço e no curtimento do couro, por exemplo. Você já imaginou como as moléculas dessas substâncias se mantêm unidas? Sabe se essas moléculas são polares ou apolares?

Nesta seção vamos aprender não só como as ligações secundárias atuam nas moléculas das substâncias mantendo-as unidas, mas também como a polaridade das ligações químicas influencia na interação dessas moléculas. Com os conhecimentos adquiridos aqui você vai descobrir qual é a polaridade das moléculas do bicarbonato de sódio e do ácido clorídrico, bem como observar qual dos tipos de ligação secundária mantém as moléculas dessas substâncias unidas.

Bons estudos! Vamos lá!

Não pode faltar

Segundo Russel (2008), a polaridade de uma ligação, isto é, o grau com que o par é compartilhado, depende da diferença entre as eletronegatividades dos átomos ligados: quanto maior é a diferença de eletronegatividade, mais polar é a ligação. Esse fato se deve ao compartilhamento desigual dos elétrons entre dois átomos, levando a uma separação parcial da carga positiva e negativa. A polaridade pode utilizada para descrever o comportamento das moléculas que exibem uma separação parcial de cargas e pode ser medida por meio do seu comportamento num campo elétrico. A essa medida dá-se o nome de momento dipolar.

Quando a diferença de eletronegatividade de dois átomos ligados é muito grande, a ligação é mais bem descrita como iônica. Em uma ligação covalente, por sua vez, os elétrons podem ser compartilhados igualmente ou não dependendo da eletronegatividade dos átomos envolvidos. Quando os elétrons são compartilhados igualmente, essa ligação recebe o nome de ligação covalente apolar; e, para que isso ocorra, a diferença de eletronegatividade entre os átomos precisa ser zero. Portanto, essa ligação ocorre com mais frequência entre átomos iguais, como, por exemplo, os átomos envolvidos nas ligações covalentes que formam as moléculas de oxigênio, nitrogênio e cloro.



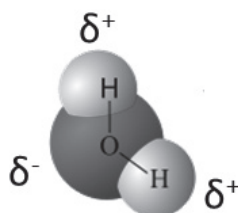
Pesquise mais

Pesquise mais sobre a polaridade das ligações químicas realizando simulações. Disponível em: <http://phet.colorado.edu/pt_BR/simulation/legacy/molecule-polarity>. Acesso em: 23 jan. 2016.

A ligação covalente polar ocorre entre átomos que possuem diferença de eletronegatividade diferente de zero. Um exemplo de ligação covalente polar é a molécula de água (Figura 3.16), pois o oxigênio é mais eletronegativo que o hidrogênio, ou seja, o oxigênio possui maior atração pelos elétrons do hidrogênio. Assim, uma parte da molécula se torna ligeiramente negativa em carga quando comparada a outra parte. Essas regiões de carga positiva e negativa são chamadas

de polos elétricos. A letra grega delta (δ) é usada para representar a negatividade parcial. Quanto maior for a diferença em eletronegatividade entre os átomos de uma ligação, mais polar será a ligação. Uma molécula covalente polar é, porém, neutra como um todo, independentemente de quanto a carga é desigualmente distribuída dentro dela. E esse fato pode fazer com que essa molécula se torne apolar. Portanto, nem toda molécula que apresenta ligações covalente é polar, uma vez que uma compensação de cargas pode fazer com que essa molécula seja apolar.

Figura 3.16 | Ligação covalente polar de uma molécula de água.



Fonte: Adaptada de <<https://pt.wikipedia.org/wiki/%C3%81gua>>. Acesso em: 25 fev. 2016.

As moléculas diatômicas formadas por diferentes elementos são polares, fato esse que ocorre em razão de os elétrons não estarem igualmente compartilhados pelos dois átomos. Quanto maior for a diferença de eletronegatividade, mais polar será a molécula, como ocorre, por exemplo, nas moléculas de monóxido de carbono – CO.

As moléculas triatômicas lineares, por sua vez, serão apolares se os dois átomos ligados ao átomo central forem iguais, como, por exemplo, o dióxido de carbono – CO₂ – que possui ligações polares entre o oxigênio e o carbono, mas como as densidades eletrônicas são deslocadas em sentidos opostos, os dois se anulam, e a molécula se torna apolar. Se os dois átomos ligados ao central forem diferentes, a molécula triatômica será polar, como ocorre, por exemplo, no ácido cianídrico – HCN.



Exemplificando

As moléculas NH₃, CHCl₃ e I₂ são formadas por ligações covalentes. Assinale a alternativa que mostra respectivamente a sequência correta sobre a polaridade dessas substâncias.

- a) Polar; polar; polar.
- b) Polar; polar; apolar.

- c) Apolar; polar; apolar.
- d) Apolar; polar; polar.
- e) Apolar; apolar; apolar.

A resposta correta é a letra B. NH_3 e CHCl_3 possuem diferença de eletronegatividade diferente de zero. Em NH_3 o nitrogênio é muito mais eletronegativo que o hidrogênio; e no CHCl_3 observa-se que o carbono e o cloro são mais eletronegativos que o hidrogênio. O I_2 é constituído por 2 átomos iguais e, portanto, possui a diferença de eletronegatividade igual a zero.



Faça você mesmo

Com base no conceito de polaridade das ligações químicas, responda: qual das moléculas relacionadas a seguir possui característica apolar?

- a) H_2O .
- b) HCl .
- c) BCl_3 .
- d) CH_3Cl .
- e) NH_3 .

As moléculas que constituem substâncias covalentes (ou moleculares), em estado sólido ou líquido, são unidas por interações chamadas de ligações secundárias ou forças intermoleculares. Destas, as mais importantes são chamadas de ligações de hidrogênio ou pontes de hidrogênio e forças de van der Waals. Assim, as moléculas de uma substância covalente em estado líquido devem vencer as forças de atração intermoleculares para separar-se e evaporar, causando influência diretamente nos pontos de fusão e ebulição e, conseqüentemente, na solubilidade da substância. O tipo de interação presente na molécula dependerá diretamente da sua polaridade, ou seja, moléculas polares se atraem com mais intensidade formando interações mais fortes, e moléculas apolares se atraem com uma intensidade menor formando interações mais fracas.

As ligações de hidrogênio ou pontes de hidrogênio ocorrem quando o hidrogênio interage com elementos muito eletronegativos, como, por exemplo, o flúor, o oxigênio e o nitrogênio, formando ligações extremamente polares. Assim, o hidrogênio forma uma ponte entre os átomos de alta eletronegatividade

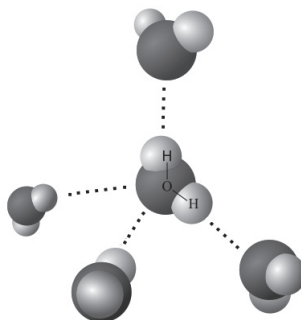
de moléculas vizinhas, como mostra a Figura 3.17, em que a linha pontilhada representa uma ponte de hidrogênio entre duas moléculas de água. Essas substâncias possuem pontos de fusão e de ebulição extremamente elevados se comparadas com as substâncias de massas molares semelhantes. As ligações de hidrogênio são mais fracas do que as ligações iônicas e covalentes, porém são o tipo mais forte de interação entre moléculas (forças intermoleculares).



Refleta

Com a leitura do texto do *link* seguinte você poderá refletir sobre as diferenças entre as ligações de hidrogênio e Van der Waals. Disponível em: <<http://www.agracadaquimica.com.br/index.php?&ds=1&acao=quimica/ms2&i=22&id=266>>. Acesso em: 23 jan. 2016.

Figura 3.17 | Ligação de hidrogênio (ponte de hidrogênio) entre moléculas de água.



Fonte: <https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/3/30/Molecole_d'acqua.png>. Acesso em: 24 jan. 2016.

Segundo Maia e Bianchi (2007), a ligação de hidrogênio é responsável pelas características de muitos compostos que também apresentam esse tipo de interação intermolecular, tal como a de serem solúveis em água. Por exemplo, o etanol é solúvel em água em qualquer proporção, ao passo que o cloreto de etila, que possui quase o mesmo momento dipolar, é praticamente insolúvel. A explicação para esse fato experimental é que as moléculas de etanol podem formar ligações de hidrogênio com as moléculas de água, mas o cloreto de etila não pode.



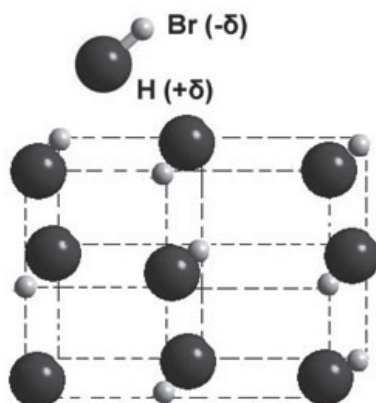
Assimile

Este *link* vai auxiliar você a assimilar a formação das pontes de hidrogênio. Disponível em: <<http://teca.cecierj.edu.br/popUpVisualizar.php?id=47050>>. Acesso em: 23 jan. 2016.

E quando as moléculas de uma substância não formam ligações de hidrogênio entre si? Como ficarão unidas? A interação que manterá essas moléculas unidas é chamada de forças de van der Waals (ou ligações de van der Waals), que são interações mais fracas do que as ligações de hidrogênio. Para compostos covalentes, existem dois tipos de forças que são mais importantes: dipolo-dipolo e dispersão de London (dipolo instantâneo – dipolo induzido).

As atrações elétricas dipolo-dipolo ocorrem em substâncias formadas por moléculas polares neutras que não possuem hidrogênio ligado ao elemento mais eletronegativo (F, O e N) e, portanto, não realizam a ligação de hidrogênio. A Figura 3.18 exemplifica a ligação dipolo-dipolo nas moléculas do ácido bromídrico – HBr. Essas substâncias apresentam pontos de fusão e ebulição menores do que as substâncias que possuem ligações de hidrogênio, porém maiores do que as substâncias que possuem a dispersão de London. Essas ligações, portanto, necessitam de menor quantidade de energia para serem quebradas do que as ligações de hidrogênio e de mais energia quando comparadas com a dispersão de London.

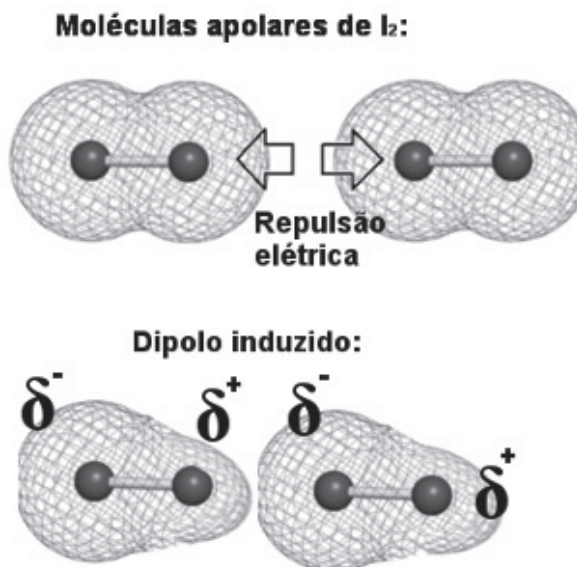
Figura 3.18 | Interações dipolo-dipolo para o ácido bromídrico (HBr).



Fonte: <<http://brasilecola.uol.com.br/upload/conteudo/images/hbr.jpg>>. Acesso: 24 jan. 2016.

A dispersão de London, ou dipolo induzido, é o único tipo de força intermolecular aplicada em moléculas apolares. É uma força muito fraca, razão pela qual as moléculas apolares de baixas massas moleculares são gasosas à temperatura ambiente. As substâncias que apresentam esse tipo de interação possuem baixos pontos de fusão e ebulição e necessitam de pouca energia para que a ligação se quebre. Vale ressaltar que a dispersão de London está presente em moléculas polares e apolares. No entanto, em moléculas polares as interações relacionadas às ligações de hidrogênio ou dipolo-dipolo são tão mais intensas que a dispersão de London pode ser negligenciada. A Figura 3.19 apresenta a dispersão de London para iodo.

Figura 3.19 | Dispersão de London para o iodo.



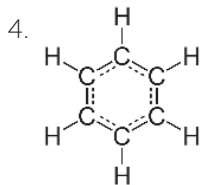
Fonte: <<http://biologianet.uol.com.br/upload/conteudo/images/2014/12/dipolo-induzido.jpg>>. Acesso: 24 jan. 2016.



Exemplificando

Assinale a alternativa que relaciona corretamente a força intermolecular existente em cada uma das substâncias a seguir, respectivamente:

1. H₃C - CH₃
2. H₃C - CH₂ - OH
3. HBr



- a) Dispersão de London, dispersão de London, dipolo-dipolo, dipolo-dipolo.
- b) Dispersão de London, ligação de hidrogênio, dipolo-dipolo, dispersão de London.
- c) Ligação de hidrogênio, dispersão de London, dispersão de London,

ligação de hidrogênio.

d) Dipolo-dipolo, dipolo-dipolo, ligação de hidrogênio, dipolo induzido.

e) Dipolo-dipolo, dipolo-dipolo, dispersão de London, dispersão de London.

A alternativa correta é a letra B. As substâncias 1 e 4 são hidrocarbonetos e, por isso, apolares. Suas moléculas, portanto, são unidas pela dispersão de London. A substância 2 é unida por ponte de hidrogênio, pois tem uma ligação de oxigênio com hidrogênio. A substância 3 possui hidrogênio, mas não realiza ligação com F, O e N; portanto suas moléculas são unidas pela interação dipolo-dipolo.



Faça você mesmo

O dióxido de carbono é uma substância presente na atmosfera e utilizada para apagar incêndios. Assinale a alternativa que representa de forma correta a polaridade da ligação química dessa substância e a força intermolecular que une as suas moléculas, respectivamente.

a) Apolar; dipolo-dipolo.

b) Apolar; dispersão de London.

c) Polar; ligações de hidrogênio.

d) Polar; dipolo-dipolo.

e) Polar; dispersão de London.

Sem medo de errar

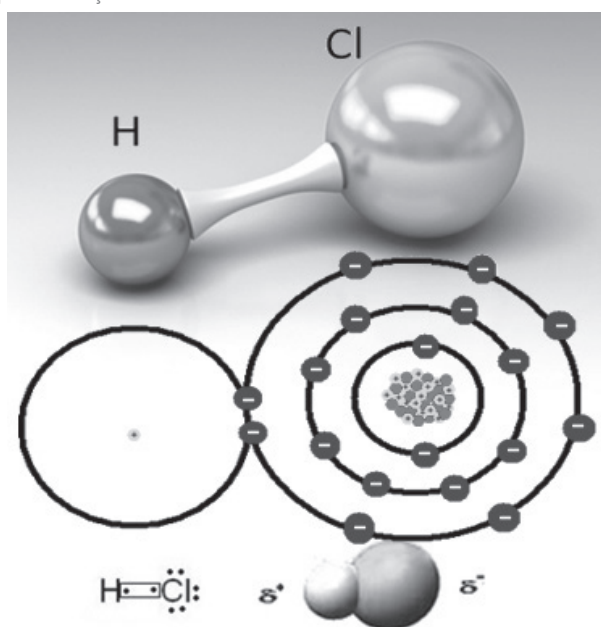
O bicarbonato de sódio – NaHCO_3 – e o ácido clorídrico – HCl – são substâncias compostas usadas para compor itens muito utilizados no nosso cotidiano e são dependentes do cloreto de sódio para serem produzidos. Vamos observar a polaridade das ligações químicas e as forças que unem as suas moléculas?

O bicarbonato de sódio é formado pela união do íon bicarbonato (HCO_3^-) com o sódio (Na^+). O íon bicarbonato é composto por elementos químicos que possuem eletronegatividades bastante distintas entre si (hidrogênio = 2,2; oxigênio = 3,44 e carbono = 2,55) e, portanto, é formado com ligações covalentes polares, sendo um íon polar. Na composição desse íon, temos um átomo de hidrogênio ligado diretamente com um átomo de oxigênio, portanto, as moléculas de uma substância formada por esse íon são unidas através de ligações de hidrogênio. O

íon bicarbonato se une ao sódio, que possui baixa eletronegatividade (0,93) através de uma ligação iônica, formando uma molécula polar. Sendo assim, a nossa conclusão é que o bicarbonato de sódio é uma substância polar e suas moléculas são unidas através de pontes de hidrogênio.

O ácido clorídrico é composto por um átomo de hidrogênio e um de cloro e esses elementos possuem eletronegatividades distintas, como já observado, assim a substância possui característica polar. O átomo de hidrogênio é ligado diretamente ao cloro, portanto, suas moléculas são unidas por uma força de van der Waals e como é uma substância polar a união ocorre pela ligação dipolo-dipolo. A Figura 3.20 representa a polaridade dessa substância, bem como, a ligação dipolo-dipolo.

Figura 3.20 | Representação do ácido clorídrico.



Fonte: <[http://alunosonline.uol.com.br/upload/conteudo/images/hcl\(1\).jpg](http://alunosonline.uol.com.br/upload/conteudo/images/hcl(1).jpg)>. Acesso: 24 jan. 2016.



Atenção!

O ácido clorídrico, além de ser utilizado como produto de limpeza, é o ácido produzido no nosso estômago. Leia mais sobre o assunto em: <<http://brasilecola.uol.com.br/quimica/Acido-cloridrico.htm>>. Acesso em: 31 dez. 2015.



Lembre-se

Vale lembrar que quando um átomo de hidrogênio está diretamente ligado a um átomo de flúor, oxigênio e nitrogênio, as moléculas das substâncias são unidas pelas ligações de hidrogênio. Caso contrário, serão unidas pelas forças de van der Waals.

Avançando na prática

Pratique mais!

Instrução

Desafiamos você a praticar o que aprendeu transferindo seus conhecimentos para novas situações que podem ser encontradas no ambiente de trabalho. Realize as atividades e depois compare-as com as de seus colegas.

“Ligações Secundárias e Polaridade aplicadas à indústria do nitrogênio”

1. Competência de fundamentos de área	Conhecer e aplicar os conceitos fundamentais em química geral na formação científica e tecnológica.
2. Objetivos de aprendizagem	Identificar as ligações secundárias e a polaridade.
3. Conteúdos relacionados	<ul style="list-style-type: none"> • Conhecer e identificar as ligações secundárias. • Conhecer e identificar a polaridade de uma ligação química.
4. Descrição da SP	Identificar as ligações secundárias e a polaridade em uma molécula de amônia.
5. Resolução da SP:	<p>Uma molécula de amônia é formada pela reação química: $N_2 + 3H_2 \rightarrow NH_3$. O hidrogênio possui uma eletronegatividade de 2,2; e o nitrogênio, de 3,04. Assim sendo, é uma molécula polar, pois o seu momento dipolar é diferente de zero, sendo formada, portanto, por uma ligação covalente polar. Conforme é observado na Figura 3.21, os átomos de hidrogênio estão diretamente ligados no átomo de nitrogênio, indicando que suas moléculas são unidas por ligações de hidrogênio.</p> <p>Figura 3.21 Molécula da amônia.</p> $\begin{array}{c} H - \ddot{N} - H \\ \\ H \end{array}$ <p>Fonte: <http://chemwiki.ucdavis.edu/@api/deki/files/39118/768e2d063688200c5482e54c7905ab81.jpg?revision=1>. Acesso em: 31 dez. 2015.</p>



Lembre-se

Lembre-se de que as ligações de hidrogênio também podem ser chamadas de pontos de hidrogênio. Veja mais em <<http://www>>.

infoescola.com/quimica/pontes-de-hidrogenio>. Acesso em: 24 jan. 2016.



Faça você mesmo

Qual é a polaridade da ligação química e qual força intermolecular está relacionada às seguintes substâncias?

- a) Propano.
- b) Cloreto de metila.
- c) Seleneto de hidrogênio.

Faça valer a pena!

1. Com base no conceito de polaridade das ligações químicas, assinale a alternativa que descreve, respectivamente, a sequência correta sobre a polaridade das seguintes substâncias: H_2 , HCl , Cl_2 , CO_2 , NH_3 .

- a) Apolar, polar, apolar, polar, polar.
- b) Apolar, apolar, apolar, apolar e apolar.
- c) Polar, polar, polar, polar e polar.
- d) Polar, apolar, polar, apolar e apolar.
- e) Apolar, apolar, polar, polar, apolar.

2. Com relação à polaridade das ligações covalentes, responda:

Qual das substâncias seguintes apresenta a ligação com maior polaridade após reagir com o hidrogênio?

- a) F.
- b) Cl.
- c) Br.
- d) I.
- e) At.

3. Considerando a eletronegatividade dos elementos químicos, qual das alternativas a seguir apresenta a molécula com a ligação covalente de maior polaridade?

- a) O_2 .
- b) Cl_2 .
- c) NO.
- d) HBr.
- e) Li_2 .

Seção 3.3

Funções inorgânicas – ácidos e bases

Diálogo aberto

No decorrer desta unidade já conhecemos as ligações químicas primárias (iônicas, covalentes e metálicas) e secundárias (ligações de hidrogênio e van der Waals) e vimos onde e como essas ligações ocorrem. Além disso aprendemos que as substâncias apresentam características impostas por essas ligações e observamos que algumas delas são mais fortes que as outras, necessitando de uma maior quantidade de energia para serem rompidas, fato esse que tem implicações diretas nas propriedades físicas dessas substâncias.

A partir de agora nós daremos início ao estudo das funções inorgânicas, aprendendo sobre os ácidos e as bases. Para isso, veremos como são formadas essas substâncias e a maneira como se deve nomeá-las, diferenciando-as umas das outras. Estudaremos primeiramente os ácidos, que são substâncias que se dissociam em contato com a água liberando íons H^+ . Veremos, nesse contexto, que os ácidos podem ser fracos, moderados e fortes, e que existem diversas regras para que possamos nomeá-los. Conheceremos também em seguida as bases, que são substâncias que liberam o íon OH^- (hidroxila) em contato com água. As bases também podem ser classificadas em fracas, moderadas e fortes e também possuem regras para serem nomeadas. Algumas dessas substâncias (ácidos e bases) podem ser produzidas utilizando-se o cloreto de sódio – $NaCl$ – como matéria-prima.

Já vimos que com o gás cloro – Cl_2 – que é produzido pela dissociação do cloreto de sódio – podemos fabricar o ácido clorídrico, que é muito utilizado nas mais diversas aplicações. No entanto, você sabia que o ácido clorídrico não é o único ácido produzido a partir do gás cloro? O ânion cloreto pode unir-se a átomos de oxigênio através de ligações covalentes, dando origem a outros ânions e formando, assim, outros ácidos que contêm cloro, como, por exemplo, o ácido clórico, que é bastante utilizado no branqueamento do papel e de tecidos. Um dos principais produtos que possuem o cloreto de sódio como matéria-prima é o carbonato de sódio, também conhecido como barrilha, muito utilizado na fabricação de vidro e na produção de sabões e detergentes, e durante a sua produção são formadas algumas bases como produtos secundários.

Nesta seção vamos aprender as características dos ácidos e das bases, bem como as classificações dessas duas funções. Tendo esses conhecimentos adquiridos, descubra quais demais ácidos podem ser produzidos a partir do gás cloro e também quais são as bases formadas a partir da produção da barrilha. Você também vai nomear esses ácidos e bases a partir das regras assimiladas em nossos estudos, aprendendo a diferenciá-los uns dos outros por meio de seus nomes.

Desejamos a você bons estudos! Vamos em frente!

Não pode faltar

Em 1884, o químico sueco Svante Arrhenius propôs que os ácidos e as bases se dissociam na água formando íons. Segundo Kotz (2010), essa teoria antecedeu qualquer conhecimento a respeito da composição e da estrutura dos átomos, não tendo sido bem aceita inicialmente. Os ácidos foram reconhecidos como substâncias que têm gosto azedo, característica esta que deu origem ao seu nome de origem latina *acidus*, que significava "azedo". Além do sabor azedo, eles possuem outras características, como condutividade elétrica em solução aquosa (em água), mudança de cor de certas substâncias e reação com as bases, formando sal e água. As bases ou álcalis são compostos adstringentes, seu nome vem da palavra álcali, que possui origem do árabe al-kali e significa "cinzas de uma planta", e assim como os ácidos, também são condutores de eletricidade.

A definição de Arrhenius para ácidos e bases centraliza-se na formação de íons H^+ e OH^- em soluções aquosas. Ele definiu os ácidos como toda substância que, quando dissolvida em água, libera o cátion hidrogênio H^+ , aumentando a sua concentração na solução aquosa, como mostra a seguinte reação:



E definiu as bases como substâncias que, quando dissolvidas em água, aumentam a concentração do íon hidroxila, OH^- , na solução.



Arrhenius propôs ainda que a força do ácido estava relacionada com a extensão na qual o ácido ionizava. Alguns ácidos, como o ácido clorídrico – HCl – e o ácido nítrico – HNO_3 –, ionizam completamente na água, pois eles são eletrólitos fortes, os quais agora serão por nós chamamos de ácidos fortes. Outros ácidos ionizam apenas uma fração para produzir íons $H^+(aq)$ e são chamados de eletrólitos fracos, ou seja, ácidos fracos.

Os ácidos podem ser classificados em relação a sua volatilidade, sua estabilidade, seu grau de oxigenação, seu grau de hidratação, seu grau de ionização e quanto ao número de hidrogênios ionizáveis. O grau de ionização é a razão entre o número

de moléculas ionizadas e o número total de moléculas dissolvidas. É com base no grau de ionização que podemos classificar o ácido em fraco, moderado e forte, como mostra a Tabela 3.2.

$$\alpha = \frac{\text{N}^\circ \text{ de moléculas ionizadas}}{\text{N}^\circ \text{ total de moléculas dissolvidas}}$$

Tabela 3.2 | Classificação dos ácidos conforme o grau de ionização.

Classificação	Grau de Ionização (α)
Ácidos fortes	$\alpha > 50\%$
Ácidos moderados	$5\% < \alpha < 50\%$
Ácidos fracos	$\alpha < 5\%$

Fonte: O autor.



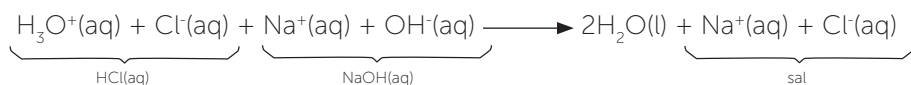
Pesquise mais

Os ácidos e as bases também foram definidos por Bronsted-Lowry e Lewis. Para conhecer essas definições, acesse o site disponível em: <<http://mundoeducacao.bol.uol.com.br/quimica/teorias-acido-base-arrhenius-bronsted-lowry-lewis.htm>>. Acesso em: 6 fev. 2016.

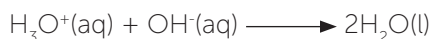
A reação entre um ácido e uma base produz sal e água. Uma vez que as propriedades características de um ácido são perdidas quando uma base é adicionada e vice-versa, as reações ácido-base são logicamente descritas como o resultado da combinação de H^+ e OH^- para formar água.



O ácido clorídrico e o hidróxido de sódio são eletrólitos fortes em água, de modo que a equação iônica completa para a reação de $\text{HCl}(\text{aq})$ e $\text{NaOH}(\text{aq})$ é escrita como



Uma vez que íons Na^+ e Cl^- aparecem em ambos os lados da equação, eles podem ser cancelados, e a equação iônica líquida é apenas a combinação dos íons H_3O^+ e OH^- para formar a água.



Essa é sempre a equação iônica líquida quando um ácido forte reage com uma base forte.

As reações entre ácidos fortes e bases fortes são chamadas de reações de neutralização porque, depois de concluídas, a solução não é ácida nem básica se exatamente as mesmas quantidades de matéria do ácido e da base são misturadas. Os outros íons permanecem inalterados. Se a água é evaporada, no entanto, o cátion e o ânion formam um sal sólido. Se você misturar NaOH e HCl, pode-se obter NaCl. Se ácido nítrico, HNO_3 , e NaOH forem colocados para reagir, o sal nitrato de sódio, NaNO_3 e água, seriam o resultado.



Se ácido acético e hidróxido de sódio são misturados, a seguinte reação ocorrerá:



Como o ácido acético é um ácido fraco e se ioniza em uma pequena extensão, as espécies moleculares são a forma predominante nas soluções aquosas. Nas equações iônicas, por conseguinte, o ácido acético é mostrado como $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq})$ molecular. A equação iônica completa para essa reação é:



Os únicos íons espectadores nessa equação são os íons sódio, de modo que a equação iônica líquida é:



A acidez e a basicidade (ou alcalinidade) de uma solução aquosa dependem da quantidade de íons H^+ e OH^- presentes na solução. A água pura contém H_2O molecular e quantidades pequenas, porém iguais, de íons H^+ e OH^- . Quando um ácido ou uma base são adicionados na água, eles produzem íons H^+ ou OH^- . Quanto mais forte for um ácido numa dada concentração, maior será a quantidade de íons H^+ na solução; o mesmo se aplica a uma base em relação aos íons OH^- em solução. Para expressarmos concentração dos íons H_3O^+ de uma solução, utilizamos a medida do potencial hidrogeniônico (pH).

A escala usual de pH vai de 0 a 14. O ponto médio da escala, pH 7, representa o pH de uma solução neutra, como, por exemplo: água pura, que não é nem ácida nem básica porque as concentrações de íons H_3O^+ e OH^- são iguais. Uma solução ácida tem uma concentração de íons H_3O^+ maior do que uma solução neutra e apresenta pH menor do que 7, da mesma forma uma solução básica possui concentração de íons H_3O^+ menor do que uma solução neutra e apresenta pH maior do que 7.

Dentro desse contexto, destacam-se os ácidos polipróticos, cujas moléculas são capazes de doar mais que um íon H^+ , pois se ionizam em várias etapas, fornecendo um íon H^+ por vez, como, por exemplo, o ácido sulfúrico – H_2SO_4 – que ioniza em duas etapas liberando dois íons H^+ .



Na primeira etapa, um próton é transferido à água, produzindo um íon hidrônio e o íon hidrogenossulfato, HSO_4^- . Na segunda etapa, que ocorre em menor extensão, o íon hidrossulfato doa seu próton remanescente à água, formando um segundo íon hidrônio e o íon sulfato.



Refleta

Teste seus conhecimentos adquiridos sobre os ácidos no *link* disponível em:

<<http://cienciaemcasa.ciencioviva.pt/questacido.html>>. Acesso em: 31 jan. 2016.

Os ácidos podem ser classificados quanto à presença de oxigênio na fórmula. Assim, os hidrácidos são ácidos que não contém oxigênio, por exemplo: HF, HCl, HBr, HI, H_2S e HCN. Já os oxiácidos são ácidos que contém oxigênio, como, por exemplo: HNO_3 , H_2SO_4 , H_2CO_3 e $HClO_4$.

No caso dos hidrácidos a nomenclatura é constituída de forma bem simples. Quando o nome do ânion termina em “-eto” o nome do ácido é formado pela junção do sufixo “-ídrico” à raiz do ânion, da seguinte forma: Ácido + Raiz do ânion + Sufixo ídrico. Existe também uma tendência de nomear os hidrácidos usando a seguinte nomenclatura: nome do ânion de hidrogênio. A Tabela 3.3 apresenta alguns exemplos desta nomenclatura.

Para os oxiácidos, os nomes dos ânions que contém oxigênio terminam geralmente em “-ato” ou “-ito”. Para os íons que possuem os nomes que terminam com “-ato”, o nome será composto por: Ácido + Raiz do ânion + Sufixo -ico. A Tabela 3.4 apresenta exemplos da nomenclatura dos oxiácidos.

Tabela 3.3 | Nomenclatura dos Hidrácidos.

Íon		Nome				
		Ácido	Raiz do ânion	Sufixo	Resultado	Fórmula
Cloreto	Cl^-	Ácido	Clor	-ídrico	Ácido Clorídrico (Cloreto de hidrogênio)	HCl

(continua)

Cianeto	CN ⁻	Ácido	Cian	-ídrico	Ácido Cianídrico (Cianeto de Hidrogênio)	HCN
Fluoreto	F ⁻	Ácido	Fluor	-ídrico	Ácido Fluorídrico (Fluoreto de Hidrogênio)	HF
Sulfeto	S ²⁻	Ácido	Sulf	-ídrico	Ácido Sulfídrico (Sulfeto de Hidrogênio)	HS

Fonte: O autor.

Tabela 3.4 | Nomenclatura dos Oxiácidos.

Íon		Nome				
		Ácido	Raiz do ânion	Sufixo	Resultado	Fórmula
Acetato	C ₂ H ₃ O ₂ ⁻	Ácido	Acet	-ico	Ácido Acético	HC ₂ H ₃ O ₂
Carbonato	CO ₃ ²⁻	Ácido	Carbon	-ico	Ácido Carbônico	H ₂ CO ₃
Nitrato	NO ₃ ⁻	Ácido	Nitrat	-ico	Ácido Nítrico	HNO ₃
Fosfato	PO ₄ ³⁻	Ácido	Fosfat	-ico	Ácido Fosfórico	H ₃ PO ₄

Fonte: O autor.

A todos os oxiácidos que possuem o término do seu nome em “-ico” dá-se o nome de ácido padrão. Eles são utilizados para nomear os demais oxiácidos, conforme o grau de hidratação, ou seja, se diminuirmos um oxigênio de um ácido padrão, o sufixo “-ico” será trocado pelo sufixo “-oso”. Se dois oxigênios forem subtraídos desse ácido, será adicionado o prefixo “hipo-”, e o sufixo “-ico” será trocado pelo sufixo “-oso”. E se o número de oxigênio for incrementado em um, o prefixo “per” será adicionado. A Tabela 3.5 apresenta um exemplo sobre a nomenclatura dos oxiácidos conforme o grau de hidratação.

Tabela 3.5 | Exemplo de nomenclatura de oxiácidos conforme o grau de hidratação.

Fórmula	Grau de Hidratação	Prefixo	Raiz do ânion	Sufixo	Nome
HIO ₄	um oxigênio a mais ácido iódico	per-	iód	-ico	ácido periódico
HIO ₃	Ácido Padrão		iód	-ico	ácido iódico
HIO ₂	um oxigênio a menos ácido iódico		iód	-oso	ácido iodoso
HIO	um oxigênio a menos ácido iodoso	hipo-	iód	-oso	ácido hipoiódico

Fonte: O autor.



Assimile

Realize simulações de ácidos e bases que o auxiliarão a assimilar o conteúdo, no site disponível em: <https://phet.colorado.edu/sims/html/acid-base-solutions/latest/acid-base-solutions_pt_BR.html>. Acesso em: 31 jan. 2016.

As bases podem ser classificadas com base no número de hidroxilas (OH^-), solubilidade e grau de dissociação. A classificação por meio do número de hidroxilas ocorre da seguinte forma:

- Monobases: 1 OH^- ; exemplos: NaOH , LiOH , KOH .
- Dibases: 2 OH^- ; exemplos: $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$.
- Tribases: 3 OH^- ; exemplos: $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$.
- Tetrabases: 4 OH^- ; exemplo: $\text{Pb}(\text{OH})_4$, $\text{Pb}(\text{OH})_4$.

Considerando a solubilidade das bases, podemos classificá-las em solúveis, pouco solúveis e insolúveis. As bases formadas por metais alcalinos são solúveis – LiOH (hidróxido de lítio); as formadas por metais alcalinos terrosos são pouco solúveis – $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (hidróxido de cálcio); e as formadas por outros metais são praticamente insolúveis – $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (hidróxido de ferro). Vale destacar que essa regra é aplicada à classificação em relação à solubilidade em água.

A nomenclatura das bases é dada pela união da palavra hidróxido + o nome do cátion, como por exemplo: $\text{Ca}(\text{OH})_2$ é formado pelo cátion Ca^{2+} (cálcio) e pelo ânion OH^- (hidroxila), portanto o nome será hidróxido de cálcio. Existem exemplos em que um mesmo elemento químico forma cátions com valências diferentes; nesse caso o número da carga do íon é acrescentado ao final do nome ou se acrescenta o sufixo “-oso” ao íon de menor valência e “-ico” ao íon de maior valência, como, por exemplo, o ferro, que pode formar os cátions Fe^{2+} e Fe^{3+} , razão pela qual seus nomes são, respectivamente, hidróxido de ferro (II) ou hidróxido ferroso – $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – e hidróxido de ferro (III) ou hidróxido férrico – $\text{Fe}(\text{OH})_3$ –.



Exemplificando

Dê o nome aos seguintes ácidos e bases:

- HNO_2 : ácido nitroso.
- H_2Se : seleneto de hidrogênio ou ácido selenídrico.
- $\text{Mg}(\text{OH})_2$: hidróxido de magnésio.
- HgOH : hidróxido de mercúrio I.



Faça você mesmo

Dê o nome aos seguintes ácidos e bases:

- HNO_3 :
- H_2SO_3 :
- $\text{Ba}(\text{OH})_2$:
- $\text{Sn}(\text{OH})_2$:

Sem medo de errar

O ácido clórico (HClO_3) e o carbonato de sódio (Na_2CO_3) são substâncias bastante utilizadas para fabricar itens muito utilizados no nosso cotidiano e dependem do cloreto de sódio para serem produzidos. Vamos observar agora quais são os demais ácidos existentes a partir do ácido clorídrico e como nomear esses ácidos e as bases produzidas através do carbonato de sódio?

O ácido clorídrico pode ser classificado como um hidrácido e é um ácido forte, pois possui um grau de ionização de 92%, porém não é o único ácido formado a partir do cloro. Quando o ânion cloreto une-se a átomos de cloro por meio de ligações covalentes ele dá origem aos ânions perclorato – ClO_4^- , clorato – ClO_3^- , clorito – ClO_2^- , hipoclorito – ClO^- , e quando esses ânions reagem com o íon H^+ , formam-se os oxiácidos. Todos esses oxiácidos são bastante utilizados no nosso cotidiano, principalmente como matéria-prima para a fabricação de outros produtos, como, por exemplo, explosivos e agentes oxidantes.

Tabela 3.6 | Ácidos formados a partir do cloro.

Fórmula	Grau de Hidratação	Prefixo	Raiz do ânion	Sufixo	Nome
HClO_4	um oxigênio a mais ácido clórico	per-	clor	-ico	ácido perclórico
HClO_3	Ácido Padrão		clor	-ico	ácido clórico
HClO_2	um oxigênio a menos ácido clórico		clor	-oso	ácido cloroso
HClO	um oxigênio a menos ácido cloroso	hipo-	clor	-oso	ácido hipocloroso

Fonte: O autor.

Para produzir carbonato de sódio (barrilha), utiliza-se o hidróxido de sódio, que é uma base produzida a partir do cloreto de sódio – NaCl . Durante esse processo

de produção, algumas bases são produzidas como produtos secundários. São elas: NH_4OH e $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Vamos então nomeá-las:

- NaOH : forma-se pelo cátion Na^+ e pelo ânion OH^- ; logo, sua fórmula é NaOH e seu nome é hidróxido de sódio.
- NH_4OH : forma-se pelo cátion NH_4^+ e pelo ânion OH^- ; logo, sua fórmula é NH_4OH e seu nome é hidróxido de amônio.
- $\text{Ca}(\text{OH})_2$: forma-se pelo cátion Ca^{2+} e pelo ânion OH^- ; logo, sua fórmula é $\text{Ca}(\text{OH})_2$ e seu nome é hidróxido de cálcio.



Atenção!

A nomenclatura dos ácidos está relacionada ao ânion que os forma, e a nomenclatura das bases está relacionada ao cátion que as forma.



Lembre-se

Lembre-se de que o ácido hipocloroso é bastante utilizado na desinfecção de piscinas. Você sabia que o “cheiro de cloro” que exala da piscina não é proveniente diretamente desse ácido? O ácido é hipocloroso e inodoro em concentrações de até 20 ppm, sendo que o máximo permitido nas piscinas é de 3 ppm. A urina e o suor liberam amônia na água que reage com o cloro formando as cloraminas, as quais são as responsáveis pelo “odor de cloro”. Portanto, lembre-se de que piscina limpa é piscina sem cheiro.

Avançando na prática

Pratique mais!

Instrução

Desafiamos você a praticar o que aprendeu transferindo seus conhecimentos para novas situações que podem ser encontradas no ambiente de trabalho. Realize as atividades e depois compare-as com as de seus colegas.

“A Hortênsia e o solo.”

1. Competência de fundamentos de área	Conhecer e aplicar os conceitos fundamentais em química geral na formação científica e tecnológica.
2. Objetivos de aprendizagem	Identificar e nomear os ácidos e as bases.
3. Conteúdos relacionados	<ul style="list-style-type: none"> • Conhecer as propriedades que caracterizam uma substância química como um ácido. • Ser capaz de identificar as propriedades que caracterizam uma substância como uma base.

(continua)

4. Descrição da SP

O solo pode apresentar características ácidas que podem prejudicar a safra, trazendo resultados ruins para o agricultor. Uma análise do solo pode ser realizada em laboratório para verificar o pH, porém é um procedimento oneroso. Assim sendo, a observação das flores de hortênsia vem sendo empregada e, apesar de não ser tão rigorosa, vem apresentando bons resultados a respeito da acidez e/ou basicidade dos solos, pois essas flores apresentam coloração variável em decorrência do pH do solo onde estão sendo cultivadas. O índice de acidez e alcalinidade do solo pode realmente alterar a coloração dessas flores, as quais, quando crescem em solos ácidos, ou seja, com pH abaixo de 6,5, nascem azuis, e, em solos alcalinos, com pH acima de 7,5, nascem rosadas e até brancas. Mas quais são esses ácidos e bases? E como é dada a sua nomenclatura? Você deverá pesquisar quais são essas substâncias e nomeá-las.

5. Resolução da SP:

Diversos ácidos são encontrados no solo, alguns dos quais se encontram em destaque, como os ácidos oxálico, fórmico, fumárico e málico, e sua nomenclatura é apresentada na tabela a seguir.

Tabela 3.7 | Os ácidos oxálico, fórmico, fumárico e málico e sua nomenclatura.

Íon		Nome				
		Ácido	Raiz do ânion	Sufixo	Resultado	Fórmula
Oxalato	$C_2O_4^{2-}$	Ácido	Oxal	-ico	Ácido Oxálico	$H_2C_2O_4$
Formiato	$COOH^-$	Ácido	Form	-ico	Ácido Fórmico	$HCOOH$
Fumarato	$C_4H_2O_4^-$	Ácido	Fumar	-ico	Ácido Fumárico	$H_2C_4H_2O_4$
Malato	$C_4H_4O_5^-$	Ácido	Málico	-ico	Ácido Málico	$H_2C_4H_4O_5$

Fonte: O autor.

Outros ácidos podem ser encontrados no solo, porém em quantidades menores como: os ácidos succínico, acético, aconítico, gálico, vanílico, benzoico, fumárico e chiquímico. As bases mais encontradas no solo são os hidróxidos de amônio e cálcio e podem ser nomeadas da seguinte forma:

Tabela 3.8 | Os hidróxidos de amônio e cálcio.

Hidróxido	De	Nome do cátion	Cátion	Resultado	Fórmula
Hidróxido	De	Amônio	NH_4^+	Hidróxido de amônio	NH_4OH
Hidróxido	De	Cálcio	Ca^{2+}	Hidróxido de cálcio	$Ca(OH)_2$

Fonte: O autor.



Lembre-se

Assimile as regras de nomenclatura dos ácidos e bases nos seguintes links: <<http://mundoeducacao.bol.uol.com.br/quimica/nomenclatura-dos-acidos.htm>> e <<http://mundoeducacao.bol.uol.com.br/quimica/caracteristicas-nomenclatura-das-bases.htm>>. Acessos em: 31 jan. 2016.



Faça você mesmo

Identifique e nomeie os ácidos e as bases formados a partir do elemento bromo.

Faça valer a pena!

1. Sobre a nomenclatura dos oxiácidos, sabe-se que ácidos com sufixo -oso apresentam um oxigênio a menos que os ácidos com sufixo -ico. Assinale a alternativa que completa as lacunas da tabela.

Nome	Fórmula
?	HBrO_4
Ácido brômico	?
?	HBrO_2
Ácido hipobromoso	?

- Ácido Bromoso, HBrO_3 , Ácido Perbrômico, HBrO .
- Ácido Bromoso, HBrO , Ácido Perbrômico, HBrO_3 .
- Ácido Perbrômico, HBrO_3 , Ácido Bromoso, HBrO .
- Ácido Perbromoso, HBrO_3 , Ácido hipobrômico, HBrO .
- Ácido Perbrômico, HBrO , Ácido Bromoso, HBrO_3 .

2. Conforme as regras para a nomenclatura dos oxiácidos, indique a alternativa correta que representa o nome do ácido HIO .

- Ácido periódico.

- b) Ácido iódico.
- c) Ácido iodoso.
- d) Ácido hipiodoso.
- e) Ácido iodídrico.

3. A chuva ácida é composta por três tipos de ácidos que, juntos, diminuem o pH da água, tornando-a ácida; são eles H_2CO_3 , H_2SO_4 e HNO_3 . Assinale a alternativa que respectivamente descreve de forma correta o nome desses ácidos.

- a) Carbônico, sulfúrico e nítrico.
- b) Carbonoso, sulfuroso e nitroso.
- c) Percarbonoso, persulfuroso e pernitroso.
- d) Hipocarbônico, hipossulfúrico e hiponítrico.
- e) Hipocarbonico, sulfúrico e nitroso.

Seção 3.4

Funções inorgânicas – sais e óxidos

Diálogo aberto

Até o momento nesta terceira unidade de Química Geral e Experimental, contemplamos as ligações químicas primárias (iônicas, covalentes e metálicas), que são as ligações responsáveis por unir os elementos químicos formando as substâncias, e as ligações secundárias (ligações de hidrogênio e van der Waals), que possuem a função de unir as moléculas. Estudamos as características dessas ligações, bem como as das substâncias formadas por elas. Iniciamos o estudo sobre as funções inorgânicas, conhecendo não só os ácidos e as bases, como também suas diferenças, características, reações químicas e as regras de nomenclatura.

Agora, para encerrar mais uma unidade de ensino, vamos continuar o nosso estudo sobre as funções inorgânicas, conhecendo assim os sais e os óxidos. Vamos estudar primeiramente os sais e perceber o quão presentes eles estão no nosso dia a dia. Aprenderemos então como eles são formados, suas características, classificação e a regra para compor a sua nomenclatura. Em seguida encerraremos esta Unidade 3 com o estudo dos óxidos e também de suas características, classificação e regras de nomenclatura, completando os nossos estudos sobre as funções inorgânicas.

Assim sendo, vamos concluir nossa discussão sobre as substâncias que possuem o cloreto de sódio – NaCl, popularmente chamado de sal de cozinha, como matéria-prima, lembrando que o cloreto de sódio pode ser extraído da exploração de jazidas minerais ou na evaporação e cristalização da água do mar. A partir do sódio podem ser produzidos diversos outros sais e óxidos que são continuamente utilizados no nosso cotidiano, como, por exemplo, o clorato de sódio, que é um agente oxidante largamente utilizado na produção do dióxido de cloro. Este, por sua vez, é usado no branqueamento de polpa de celulose, como herbicida e na produção de outros sais de cloratos, e possui uma produção de aproximadamente de 441 mil toneladas/ano, somente nos EUA. Um outro exemplo muito importante é o óxido de sódio, que é bastante utilizado na fabricação de vidros e cerâmicas e reage com água formando o hidróxido de sódio. No seguimento de louças sanitárias, ele é matéria-prima principal para a fabricação do silicato de sódio, conhecido como vidro líquido,

sendo o principal constituinte na fabricação dessas louças.

Nesta seção vamos conhecer os sais e os óxidos, bem como as classificações dessas duas funções. Dentro desse assunto será possível classificar, nomear e expor a fórmula química desses principais sais e óxidos produzidos através do cloreto de sódio, tão presentes no nosso cotidiano?

Bons estudos!

Não pode faltar

Como vimos na seção anterior, quando um ácido e uma base reagem, formam geralmente outro produto além da água. Esse produto é chamado de sal, um composto iônico que contém um cátion diferente do íon H^+ e um ânion diferente do íon OH^- . O sal pode ser produzido por uma reação de neutralização que consiste de um cátion pertencente à base e de um ânion pertencente ao ácido, como, por exemplo, no sal cloreto de sódio, em que o cátion, Na^+ , vem da base, $NaOH$, e o ânion, Cl^- , vem do ácido, HCl , e quando a solução final for evaporada, o sal, cloreto de sódio, permanecerá. A equação a seguir representa essa reação:



Os sais são derivados dos ácidos e bases. Nesse sentido, Arrhenius os definiu como substâncias que, quando adicionadas à água, liberam um cátion diferente do hidrogênio (H^+) e um ânion diferente da hidroxila (OH^-), por exemplo, nas equações para o cloreto de sódio e para o nitrato de potássio:



Os sais são substâncias bastante utilizadas em nosso cotidiano, tal como o cloreto de sódio – $NaCl$ – e o bicarbonato de sódio – $NaHCO_3^-$, que são caracterizados pela cor branca. Porém outros sais bastante utilizados apresentam outras cores, como o sulfato cúprico – $CuSO_4^-$, que apresenta coloração azul e é utilizado no tratamento da água de piscinas, e o dicromato de potássio – $K_2Cr_2O_7^-$ – que possui coloração vermelho-alaranjada e é utilizado no teste de bafômetro.



Refleta

Conheça as aplicações dos sais no cotidiano e reflita sobre o seu uso no *link*: <<http://brasilecola.uol.com.br/quimica/sais-no-cotidiano.htm>>. Acesso em: 9 fev. 2016.

São compostos iônicos e se encontram em estado sólidos nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP), possuem sabor salgado e são bons condutores de eletricidade. Alguns sais apresentam características que os permitem cristalizar em contato com a água, formando os compostos denominados de sais hidratados, como, por exemplo: $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (sulfato de cálcio di-hidratado) e o $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (cloreto de cobalto hexa-hidratado). Existem sais com características higroscópicas, ou seja, que absorvem até a umidade do ar, como é o caso do $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ (sílica gel).

Os sais podem ser classificados de acordo com sua natureza química em: neutros, ácidos, básicos e mistos. Os sais neutros são obtidos pela reação de neutralização total, ou seja, não possuem íons H^+ e OH^- em sua composição, como, por exemplo: NaCl (cloreto de sódio), Na_2SO_4 (sulfato de sódio) e o NH_4CN (cianeto de amônia). Os sais ácidos são obtidos por meio da reação de neutralização parcial; porém é necessário que a quantidade de ácido seja superior à de base. Em razão disso, apresentam dois cátions, sendo um metal e o outro o íon hidrogênio (H^+). São exemplos de sais ácidos o NaHSO_3 (bicarbonato de sódio) e o NaHSO_4 (bissulfato de sódio).

Os sais básicos são obtidos também a partir da reação de neutralização parcial, porém, ao contrário dos sais ácidos, a quantidade de ácido precisa ser inferior à da base, razão pela qual apresentam dois ânions, sendo um ametal e o outro o íon hidroxila OH^- , como, por exemplo, os sais $\text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2$ (hidroxicloreto de alumínio) e o $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (hidroxicloreto de cálcio).

Os sais duplos ou mistos não apresentam íons hidrogênio e/ou hidroxila em sua composição, mas são formados por dois cátions diferentes de H^+ ou por dois ânions que sejam diferentes de OH^- .



Assimile

Utilize este simulador e assimile melhor sobre a solubilidades dos sais no site disponível em: http://phet.colorado.edu/pt_BR/simulation/legacy/soluble-salts. Acesso em: 9 fev. 2016.

A nomenclatura dos sais é composta de maneira bem simples de acordo com a seguinte regra: nome do ânion + de + nome do cátion. A Tabela 3.9 apresenta alguns exemplos.

Tabela 3.9 | Nomenclatura dos sais.

Ânion	de	Cátion	Nome	Fórmula
Sulfato (SO_4^{2-})	de	Sódio (Na^+)	Sulfato de sódio	Na_2SO_4
Fosfato (PO_4^{3-})	de	Potássio (K^+)	Fosfato de potássio	K_3PO_4
Acetato ($\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$)	de	Magnésio (Mg^{2+})	Acetato de magnésio	$\text{Mg}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$
Cloreto (Cl^-)	de	Cálcio (Ca^{2+})	Cloreto de cálcio	CaCl_2
Nitrato (NO_3^-)	de	Alumínio (Al^{3+})	Nitrato de alumínio	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$

Fonte: O autor.



Exemplificando

Dê os nomes dos seguintes sais e classifique-os:

- Na_3PO_4 : fosfato de sódio; sal neutro.
- NaLiSO_4 : sulfato de sódio e lítio; sal misto.
- $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$: sulfato de cálcio di-hidratado: sal hidratado.
- NaHCO_3 : bicarbonato de sódio, sal ácido.

Os sais ainda podem ser classificados conforme a sua solubilidade. Os sais solúveis são aqueles que se dissociam em água, sendo bons condutores de eletricidade, como os cloretos de sódio e potássio, e são classificados como insolúveis aqueles que apresentam baixa solubilidade em água, sendo assim maus condutores de eletricidade, como o cloreto e o iodeto de prata. A Tabela 3.10 apresenta algumas regras de solubilidade dos sais.

Tabela 3.10 | Solubilidade dos sais.

Solúveis	Insolúveis	Solúveis	Insolúveis
(regra)		(exceção)	
Nitratos (NO_3^-) Acetatos ($\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$)	Sulfetos (S^{2-})	Famílias 1, 2 e NH_4^+	Não há
Cloretos (Cl^-) Brometos (Br^-) Iodetos (I^-)	Carbonatos (CO_3^{2-})	Famílias 1 e NH_4^+	Ag^+ , Pb^{2+} , Hg^{2+}
Sulfatos (SO_4^{2-})	Fosfatos (PO_4^{3-})	Famílias 1 e NH_4^+	Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Pb^{2+}

Fonte: O autor.



Faça você mesmo

Dê os nomes dos seguintes sais e classifique-os:

- a) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$:
 b) NaHSO_4 :
 c) NaKSO_4 :
 d) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$:

Encerrando os estudos sobre as funções inorgânicas, conheceremos então os óxidos, que são todas as substâncias formadas por oxigênio e outros elementos químicos com menor eletronegatividade do que ele. Graças à elevada afinidade eletrônica do oxigênio, os óxidos podem ser formados por metais, tendo assim um caráter mais iônico, ou por não metais, possuindo um caráter mais covalente.



Refleta

Conheça aplicações dos principais óxidos no cotidiano e reflita sobre a seu uso acessando o *link*: <http://brasilecola.uol.com.br/quimica/principais-Oxidos-cotidiano.htm>. Acesso em: 9 fev. 2016.

Os óxidos podem ser classificados com base em sua estrutura e em seu comportamento químico. De acordo com a sua estrutura, os óxidos podem ser classificados como normais e peróxidos; quanto ao seu comportamento químico, classificam-se em: ácidos, básicos, neutros, anfóteros, mistos e peróxidos. Os óxidos ácidos são aqueles que, quando reagem com água, formam um ácido. Alguns desses óxidos podem não reagir diretamente com a água, mas reagem com uma base formando sal e água e revelando o seu comportamento ácido. São formados, geralmente, por não metais, possuindo caráter covalente, como, por exemplo: CO_2 , SO_3 , NO_2 , P_4O_{10} e B_2O_3 .

Óxidos básicos são aqueles que, ao reagirem com a água, produzem uma base ou também são capazes de neutralizar um ácido, formando sal e água. São formados, em sua grande maioria, por metais e, portanto, possuem caráter iônico, como, por exemplo Na_2O , Li_2O , CaO e BaO . Algumas exceções, que não reagem com a água, reagem com ácidos, formando sais, caracterizando o comportamento básico, como, por exemplo: Tl_2O_3 , Bi_3O_3 e ThO_2 . Quanto à solubilidade dos óxidos, pode-se afirmar que todos estes são insolúveis, com a exceção dos óxidos básicos de Ca^{2+} , Sr^{2+} e Ba^{2+} .

Óxidos neutros não reagem com a água nem com os ácidos e as bases. São formados com não metais e possuem caráter covalente, são exemplos deles: Co , N_2O e NO . Os óxidos anfóteros, por sua vez, reagem tanto com ácidos fortes quanto com bases fortes, como, por exemplo: ZnO , Al_2O_3 , PbO , PbO_2 , BeO e SnO . Os óxidos duplos ou mistos são formados por dois óxidos de um mesmo

elemento, como a magnetita – Fe_3O_4 .

Por fim, temos os peróxidos que são óxidos que possuem dois átomos de oxigênio ligados diretamente (– O – O –) e possuem a propriedade de serem agentes oxidantes forte. O exemplo mais clássico de um peróxido é o peróxido de hidrogênio – H_2O_2 , conhecido popularmente como água oxigenada. Outros exemplos de peróxidos são: K_2O_2 , Li_2O_2 , K_2O_2 , BaO_2 e CaO_2 .



Pesquise mais

Pesquise mais sobre os óxidos e seus efeitos no meio ambiente no *link*: <http://brasilecola.uol.com.br/quimica/oxidos-meio-ambiente.htm>. Acesso em: 9 fev. 2016.

A nomenclatura dos óxidos é dada pela seguinte regra: prefixo que indica o número de átomos de oxigênio + óxido de + prefixo que indica o número de átomos do outro elemento + nome do elemento menos eletronegativo, considerando que, quando há somente um elemento menos eletronegativo, pode-se desprezar o prefixo. Os prefixos podem ser: (1) mono-; (2) di-; (3) tri-; (4) tetra-; (5) penta-; (6) hexa-; (7) hepta- e assim por diante. A Tabela 3.11 apresenta alguns exemplos do uso dessa nomenclatura.

Tabela 3.11 | Nomenclatura dos óxidos.

Prefixo nº de átomos de oxigênio	Óxido de	Prefixo nº de átomos do outro elemento	Nome do elemento menos eletronegativo	Nome	Fórmula
Mono	Óxido de	Mono	Carbono	Monóxido de carbono	CO
Di	Óxido de	Mono	Enxofre	Dióxido de enxofre	SO ₂
Tri	Óxido de	Di	Cromo	Trióxido de dicromo	Cr ₂ O ₃
Pent	Óxido de	Di	Nitrogênio	Pentóxido de dinitrogênio	N ₂ O ₅

Fonte: O autor.

Os óxidos podem ser formados por elementos químicos que possuam diferentes valências e, neste caso, a nomenclatura dos óxidos seguirá uma nova regra, segundo a qual os prefixos serão desprezados e serão acrescentados prefixos conforme a valência do elemento, ou seja, para o elemento de menor valência será acrescentado o sufixo –oso; e para o de maior valência, o sufixo –ico, como mostra a Tabela 3.12.

Tabela 3.12 | Nomenclatura dos óxidos conforme a valência.

Cátion	Óxido de + Nome elemento menos eletronegativo + valência	Óxido de + Nome elemento menos eletronegativo + Sufixo	Fórmula
Fe ²⁺	Óxido de Ferro II	Óxido Ferroso	FeO
Fe ³⁺	Óxido de Ferro III	Óxido Férrico	Fe ₂ O ₃
Cu ⁺	Óxido de Cobre I	Óxido Cuproso	Cu ₂ O
Cu ²⁺	Óxido de Cobre II	Óxido Cúprico	CuO

Fonte: O autor.



Exemplificando

Dê os nomes dos seguintes óxidos e classifique-os:

- Al₂O₃: trióxido de dialumínio; óxido anfótero.
- BaO: óxido de bário; óxido básico.
- P₂O₅: pentóxido de difósforo; óxido ácido.
- Pb₃O₄: tetróxido de trichumbo; óxido misto.



Faça você mesmo

Dê os nomes dos seguintes óxidos e classifique-os:

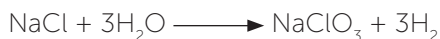
- Na₂O:
- SiO₂:
- BiO₃:
- Cu₂O:

Sem medo de errar

O clorato de sódio e o óxido de sódio são substâncias muito presentes no nosso dia a dia e ambas possuem o cloreto de sódio como matéria-prima. Será possível classificá-las, nomeá-las e apresentar a fórmula química de cada uma delas? Sim!

O clorato de sódio – NaClO₃, como dito anteriormente, é um agente oxidante largamente empregado na produção do dióxido de sódio, que é uma substância fundamental no branqueamento do papel e da celulose. Esse sal neutro, quando se apresenta puro, é um pó cristalino branco (Figura 3.22) e é solúvel em água, possuindo características higroscópicas.

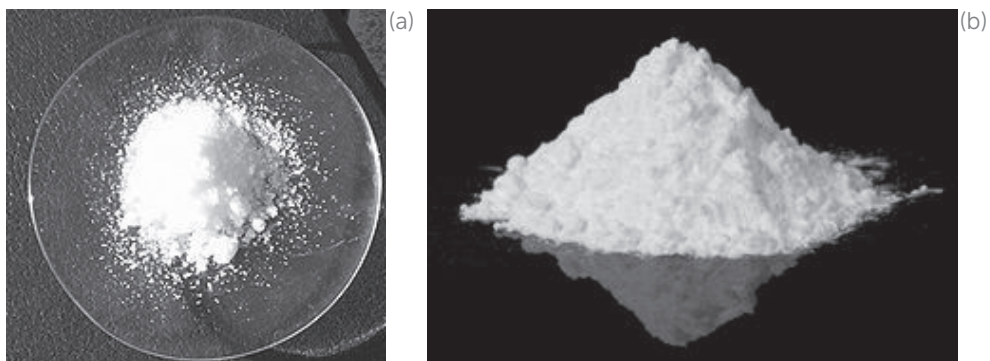
Pode ser fabricado pela eletrólise de uma solução cloreto de sódio e também pela reação do cloro com uma solução de hidróxido de sódio, conforme as duas reações químicas mostradas a seguir:



O óxido de sódio – Na_2O – é um óxido básico bastante importante na fabricação de cristais e vidros e é produzido a partir da barrilha (carbonato de sódio) mediante reação mostrada a seguir. Quando puro, possui a aparência de um pó branco, como mostra a Figura 3.22, e, quando dissolvido em água, provoca uma reação química que produz o hidróxido de sódio.



Figura 3.22 | Clorato de sódio (a) / Óxido de sódio (b) puros.



Fonte: (a) <https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/1/12/Sodium_chlorate.jpg/200px-Sodium_chlorate.jpg>. Fonte: (b) <<http://i.mkt.lu/cont/327064/280/240/polvo.jpg>>. Acessos em: 9 fev. 2016.



Atenção!

Observe a influência do óxido de sódio na produção do vidro no link disponível em: <http://www.ecologia.icb.ufmg.br/~rpcoelho/Livro_Reciclagem/Projeto_Cezar/cap%206%20vidro.pdf>. Acesso em: 9 fev. 2016.



Lembre-se

Lembre-se das regras de nomenclatura dos sais e óxidos com o auxílio do *link*: <<https://acidosbase.wordpress.com/7-principais-sais-e-oxidos/>>. Acesso em: 9 fev. 2016.


Avançando na prática

Pratique mais!

Instrução

Desafiamos você a praticar o que aprendeu transferindo seus conhecimentos para novas situações que podem ser encontradas no ambiente de trabalho. Realize as atividades e depois compare-as com as de seus colegas.

"A corrosão no estudo da química"

1. Competência de fundamentos de área	Conhecer e aplicar os conceitos fundamentais em química geral na formação científica e tecnológica.
2. Objetivos de aprendizagem	Identificar e nomear os sais e óxidos.
3. Conteúdos relacionados	<ul style="list-style-type: none"> • Assimilar as características de um sal. • Conhecer as propriedades de um óxido.
4. Descrição da SP	<p>A corrosão pode ser definida como um processo de deterioração dos metais, representada popularmente pela maresia e pelo azinhave. A maresia é caracterizada pela formação acelerada de ferrugem nos objetos compostos por ferro, e o azinhave é uma camada de cor esverdeada formada nos objetos compostos por cobre ou latão. O que esses dois processos têm em comum além de serem corrosivos? Eles são acentuados nas regiões litorâneas, em razão da alta concentração de íons cloreto presentes na água do mar e na humidade do ar dessas regiões.</p> <p>Um exemplo clássico da formação de azinhave é a Estátua da Liberdade, já que, tendo sido construída com a utilização de placas de cobre sobre uma estrutura de ferro e tendo sido colocada em uma região litorânea, foi sendo recoberta de azinhave com o passar do tempo, razão pela qual possui cor esverdeada, como mostra a Figura 3.23.</p> <p>Figura 3.23 Estátua da Liberdade</p>  <p>Fonte: <http://www.pages.drexel.edu/~jbp66/class/images/statueofliberty.jpg>. Acesso em: 9 fev. 2016.</p> <p>Nesse contexto, você deve descobrir quais são os sais presentes na azinhave e os óxidos presentes na composição da ferrugem, bem como suas fórmulas químicas. Você também poderá apresentar medidas paliativas para minimizar da corrosão.</p>

(continua)

5. Resolução da SP:

O azinhavre é composto por uma mistura tóxica de hidróxido de cobre I, hidróxido de cobre II, carbonato de cobre I e carbonato de cobre II, portanto, uma mistura de bases e sais, sendo os sais o carbonato de cobre I e carbonato de cobre II, os quais possuem as seguintes fórmulas químicas:

- Carbonato de cobre I ou carbonato cuproso: Cu_2CO_3 .
- Carbonato de cobre II ou carbonato cúprico: CuCO_3 .

A ferrugem tem uma composição química complexa, porém, basicamente, é constituída por óxido-hidróxido de ferro, óxido de ferro II e óxido de ferro III, os quais apresentam as seguintes fórmulas químicas:

- Óxido-hidróxido de Ferro: Fe(OH)O .
- Óxido de ferro III ou óxido férrico: Fe_2O_3 .
- Óxido de ferro II ou óxido ferroso: FeO .

Como medidas paliativas para a ferrugem, é aconselhável que, quando possível, se mantenham as peças de ferro longe do mar, caso não seja possível mantê-las cobertas e em local refrigerado. Já para prevenir o azinhavre, é recomendado cobrir as peças de cobre com resina para que não fiquem em contato direto com a atmosfera da região litorânea, embora essa seja uma medida preventiva, que não torna, portanto, a peça inerte ao azinhavre.

**Lembre-se**

Lembre-se sobre as características dos sais e dos óxidos acessando o *link* disponível em: <<http://tecciencia.ufba.br/sais-e-oxidos>>. Acesso em: 9 fev. 2016.

**Faça você mesmo**

A indústria farmacêutica utiliza diversos sais e óxidos como matérias-primas para produção de medicamentos, como, por exemplo, os antiácidos. Identifique quais são os sais e óxidos presentes nesses medicamentos e relacione-os juntamente com as suas fórmulas químicas.

Faça valer a pena!

1. O NaHCO_3 é um sal muito utilizado na indústria farmacêutica como antiácido; e na indústria alimentícia, como fermento para bolos e biscoitos. O nome correto dessa substância é:

- Carbonato ácido de sódio.
- Carbonato de sódio.

- c) Carbeto de sódio.
- d) Bicarbonato de sódio.
- e) Bicarboneto de sódio.

2. O NH_4NO_3 é largamente utilizado como inseticida, pesticida, herbicida e, também, como fertilizante. O nome correto da substância da fórmula NH_4NO_3 é:

- a) Binitrato de amônio.
- b) Nitrato de amônio.
- c) Pernitrito de amônio.
- d) Nitreto de amônio.
- e) Nitritoso de amônio.

3. Os compostos principais dos fertilizantes são o nitrogênio (N), o fósforo (P) e o potássio (K), necessários para nutrir o solo, trazendo sucesso à plantação. Alguns sais, KNO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, e NH_4Cl , podem ser utilizados na fabricação dos fertilizantes como fonte de NPK. Os nomes corretos dessas substâncias são, respectivamente:

- a) Nitrato de potássio, fosfito de cálcio e cloreto de amônio.
- b) Nitrito de potássio, fosfito de cálcio e clorato de amônio.
- c) Nitrato de potássio, fosfito de cálcio e clorato de amônio.
- d) Nitrito de potássio, fosfato de cálcio e cloreto de amônio.
- e) Nitrato de potássio, fosfato de cálcio e cloreto de amônio.

Referências

KOTZ, John C. et al. **Química geral e reações químicas**. 9. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2010, v. 1-2.

MAIA, Justino D.; BIANCHI, J. C. de A. **Química geral: fundamentos**. São Paulo: Pearson Education do Brasil, 2007.

RUSSEL, John B. **Química geral**. 2. ed. São Paulo: Pearson Education do Brasil, 2008, v. 1-2.

ZUMDAHL, Steven S.; DECOSTE, Donald J. **Introdução à química: fundamentos**. 8. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2016.

REAÇÕES QUÍMICAS

Convite ao estudo

Chegamos a nossa última unidade de Química Geral e Experimental! No decorrer deste material aprendemos sobre o estudo da matéria, os átomos e suas partículas e sobre as ligações químicas. Mas, como ocorre a transformação química das substâncias? Vamos descobrir encerrando os nossos estudos sobre as reações químicas. Veremos como elas são classificadas, como realizar o balanceamento das equações químicas através do método das tentativas e aprenderemos a estequiometria das reações químicas e a identificar os reagentes limitantes e em excesso. Vamos encerrar nossos estudos com a estequiometria das soluções e distinguir o que é soluto, solvente, concentração molar, diluição e reações de neutralização.

Assim, depois de termos compreendido esses assuntos, seremos capazes de aplicar os conceitos fundamentais da Química Geral na formação científica e tecnológica, sendo que esta unidade apresenta os seguintes **objetivos de aprendizagem**: (1) identificar as reações químicas conforme a classificação; (2) realizar o balanceamento das equações químicas através do método das tentativas; (3) conhecer o conceito de mol; (4) identificar os reagentes limitantes e em excesso; (5) realizar os cálculos estequiométricos; (6) distinguir as diferenças entre solutos e solventes; (7) calcular a concentração molar das substâncias; (8) aplicar os cálculos de diluição e (9) conhecer as reações de neutralização.

A água é um recurso natural essencial para a vida e é utilizada para matar a sede, nas utilidades domésticas, como também em aplicações industriais. Industrialmente, temos alguns campos de aplicação que consomem quantidades enormes de água, como as indústrias de papel e celulose e as têxteis. Seja para aplicações industriais ou para o nosso

próprio consumo, a água precisa passar por algum tipo de tratamento que a torne adequada à devida aplicação. Existem diversos tipos de tratamento, dependendo do emprego que ela terá. Mas, você sabia que todos os tratamentos de água envolvem reações químicas dos mais diversos tipos? E que até a água que você bebe passou por um tratamento que envolveu uma ou mais reações químicas? Inclusive, para que o tratamento seja eficaz, essas reações químicas precisam ser classificadas, balanceadas e seus cálculos estequiométricos devem ser realizados com rigor.

Nesta unidade vamos aprender a classificar, balancear e realizar os cálculos estequiométricos dos processos de tratamento de água e você verá que a química está, mais uma vez, presente no nosso dia a dia. Bons estudos!

Seção 4.1

Classificação das reações químicas

Diálogo aberto

Segundo Russel (2011), as transformações químicas são mais significativas ou fundamentais do que as transformações físicas. Nestas transformações, algumas substâncias são transformadas e outras são formadas. Um exemplo é a exposição de um prego de ferro ao ar livre e à chuva, que causa uma transformação química, porque o ferro é combinado quimicamente ao oxigênio e à água da atmosfera, formando a ferrugem. As transformações químicas são denominadas reações químicas. As substâncias que se transformam durante as reações são chamadas de reagentes, enquanto as que são formadas são chamadas de produtos.

Vamos iniciar a nossa unidade de ensino aprendendo a classificar as reações químicas. As reações químicas podem ser classificadas perante a sua velocidade, aquecimento, reversibilidade, mas, principalmente, pelas suas substâncias participantes, ou seja, pelos reagentes e produtos envolvidos na reação. Dentro dessa classificação temos quatro tipos de reações, são elas: as reações de síntese ou adição, as reações de decomposição ou análise, as reações de simples troca ou deslocamento e as reações de dupla troca.

Agora, vamos pensar nos tratamentos de água adequados para cada aplicação, iniciando pelo tratamento mais básico e fundamental pertencente ao nosso cotidiano, o tratamento de água para que ela se torne apropriada para o nosso consumo. A água que chega às nossas torneiras é retirada da represa através de bombeamento e segue para a Estação de Tratamento de Água, também conhecida pela sigla ETA. Nessa estação, a água passa por alguns estágios de tratamento, que são: a floculação, a decantação e a filtração para que chegue às nossas casas limpa e sem oferecer riscos à nossa saúde. Mas, onde estão as reações químicas nesse processo de tratamento? Na floculação! Para que ela ocorra, são adicionados reagentes e ocorrem reações químicas que irão retirar as impurezas da água, tornando-a límpida. E quais são eles?

Nessa seção, vamos aprender a classificar as reações químicas, principalmente, perante as substâncias participantes. Com esses conhecimentos adquiridos, você

deverá identificar quais são os reagentes adicionados a água para que ocorra o processo de floculação, bem como as reações químicas envolvidas nesse processo e classificá-las.

Desejamos bons estudos e vamos em frente!

Não pode faltar

Uma reação química é um processo de transformação química causado pela produção ou quebra de ligações. As reações ocorrem quando átomos ou moléculas se chocam entre si da maneira correta e com energia suficiente para possibilitar a quebra de ligações existentes ou a formação de novas ligações. Durante uma reação química, os átomos se rearranjam em novas combinações e, assim, as substâncias são formadas. O mesmo composto pode ser formado por reações químicas diferentes, mas independentemente de como um composto particular é produzido, sua composição é sempre a mesma.

As reações químicas podem ser representadas pelas equações químicas. Usando as fórmulas moleculares das substâncias envolvidas na reação, a equação representa a transformação química que está ocorrendo. As substâncias iniciais, ou reagentes, são separadas das substâncias formadas na reação - os produtos, por uma seta, a qual mostra a direção da transformação química que está ocorrendo, apontando dos reagentes para os produtos. Quando mais de uma substância aparece do mesmo lado da seta, elas são separadas por um sinal de soma (+), como na reação de formação do sulfato de cobre:



A reação de formação do sulfato de cobre pode ser lida de várias maneiras, como: o óxido de cobre e o ácido sulfúrico são consumidos para formar o sulfato de cobre e água, ou o óxido de cobre e o ácido sulfúrico reagem para formar o sulfato de cobre e água, ou ainda, o óxido de cobre e o ácido sulfúrico produzem o sulfato de cobre e água.

Alguns símbolos podem ser utilizados nas equações químicas para representar os fenômenos que estão ocorrendo na reação, como mostra a Tabela 4.1.

Tabela 4.1 | Símbolos usados nas equações químicas

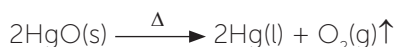
Símbolo	Significado
Δ	Indica que está sendo fornecido calor à reação.
H_2O	Indica que reação ocorre em fase aquosa (em água).
cat	Indica a presença de catalisador na reação.
λ	Indica a presença de energia luminosa.

(continua)

+	Indica que uma substância reage com outra.
→	Aponta o sentido que a reação está ocorrendo.
↔	Indica que a reação é reversível, ou seja, ocorre nos dois sentidos.
↑	Indica liberação de gás.
↓	Indica precipitação de sólido.
(s)	Substância em estado sólido.
(l)	Substância em estado líquido.
(g)	Substância em estado gasoso.
(aq)	Substância dissolvida em água.

Fonte: O autor.

Um exemplo da simbologia utilizada em equações químicas é observado na equação que representa a produção do mercúrio metálico:



Observa-se que o óxido de mercúrio em estado sólido se decompõe por aquecimento, produzindo o mercúrio metálico em estado líquido e liberando gás oxigênio.



Assimile

Quais são os fatores que contribuem para a reação entre duas ou mais substâncias? Esse *link* auxiliará você a assimilar os fatores que favorecem a ocorrência das reações químicas: Disponível em: <http://objetoseducacionais2.mec.gov.br/bitstream/handle/mec/19367/Condigital_base.swf?sequence=13>. Acesso em: 13 fev. 2016.

As reações químicas podem ser classificadas conforme a sua velocidade, aquecimento, reversibilidade e substâncias participantes. A velocidade de uma reação química descreve a rapidez com que uma transformação química ocorre, é medida experimentalmente em função do consumo dos reagentes e a formação dos produtos, sendo classificada como lenta, intermediária ou rápida. A velocidade de uma reação química dependerá da natureza das ligações químicas, das moléculas nas quais essas ligações estão localizadas, da concentração dos reagentes e da temperatura. Quanto maior a concentração dos reagentes maior será o número de colisões entre as moléculas e, conseqüentemente, mais rápida a reação será. E, quanto maior a temperatura, maior será a energia interna das moléculas, aumentando o número de colisões. Outro fator que influencia na velocidade das reações químicas é a adição de catalisadores, substâncias que

umentam a velocidade de uma reação química sem serem consumidos por ela.



Pesquise mais

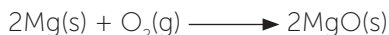
Acessando esse simulador você poderá aprender mais sobre a influência da temperatura e da quantidade de moléculas envolvidas na velocidade da reação. Disponível em: <http://phet.colorado.edu/pt_BR/simulation/legacy/reactions-and-rates>. Acesso em: 13 fev. 2016.

As reações químicas também podem ser classificadas perante a sua absorção ou liberação de calor. A maioria das reações químicas envolvem transformações de energia térmica. Energia térmica é a forma de energia relacionada com a temperatura e é transferida sob forma de calor. Se o calor é liberado durante a reação, esta é chamada exotérmica. Se o calor é absorvido, a reação é chamada de endotérmica.

Outro modo de classificar as reações químicas é conforme a sua reversibilidade. Reações irreversíveis são aquelas que pelo menos um dos reagentes é consumido totalmente até o final da reação, a reação ocorre em um único sentido, ou seja, os produtos não voltarão a formar os reagentes da reação. As reações irreversíveis são representadas por uma seta simples (\rightarrow). As reações reversíveis são aquelas que se deslocam para os dois sentidos, ou seja, os reagentes são consumidos, formando os produtos e os produtos também são consumidos, formando os reagentes novamente, até que a reação atinja um equilíbrio químico. As reações reversíveis são representadas por uma seta dupla (\rightleftharpoons), sendo que a seta para a direita (\rightarrow) corresponde à reação direta e a seta para a esquerda (\leftarrow) corresponde à reação inversa.

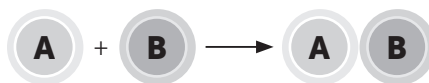
A principal classificação das reações químicas é segundo as substâncias participantes, ou seja, reagentes e produtos envolvidos na reação. A maioria das reações pode ser classificada em:

Reações de síntese ou adição, nas quais dois ou mais reagentes se combinam para formar um produto, como mostra a Figura 4.1. Podemos observar na figura que a reação possui dois reagentes (A e B) que reagem e produzem um único produto (AB). A síntese do óxido de magnésio é um exemplo dessa classificação de reação química:



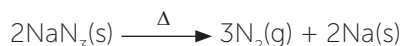
Observa-se que os reagentes (Mg e O_2) formam o produto óxido de magnésio (MgO).

Figura 4.1 | Reação de síntese ou adição



Fonte: <<http://biologianet.uol.com.br/upload/conteudo/images/2014/11/reacao-de-adicao-ab.jpg>>. Acesso em: 13 fev. 2016.

Reações de análise ou decomposição são as que consistem na quebra de um composto em compostos mais simples ou elementos químicos. Compostos binários simples (compostos de dois elementos) podem ser decompostos em seus elementos. Essa decomposição pode ocorrer através de um aquecimento (pirólise), da passagem de corrente elétrica pela substância fundida ou em meio aquoso (eletrolise), ou na presença de luz (fotólise). Um exemplo dessa classificação é a reação que ocorre nos *airbags* dos automóveis, que é a decomposição do trinitreto de sódio quando aquecido, representada pela seguinte equação química:



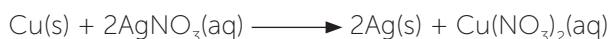
Pode-se observar que o trinitreto de sódio se decompõe formando gás nitrogênio e sódio metálico. A Figura 4.2 apresenta a formulação dessa reação, em que é possível verificar que um composto químico (AB) se decompõe formando duas substâncias diferentes (A e B).

Figura 4.2 | Reação de análise ou decomposição



Fonte: <<http://biologianet.uol.com.br/upload/conteudo/images/2014/11/reacao-de-decomposicao.jpg>>. Acesso em: 13 fev. 2016.

Reações de simples troca ou deslocamento são as quais um elemento ocupa o lugar de outro num composto. Por exemplo, se jogarmos uma moeda de cobre em água contendo nitrato de prata, AgNO_3 , a moeda fica coberta com prata brilhante. O cobre substitui a prata na reação:



A Figura 4.3 apresenta essa reação em que é possível observar que os dois reagentes (A e BC) reagem entre si formando dois produtos (AC e B), sendo que os íons A e B realizaram uma troca de posição na reação química.

Figura 4.3 | Reação de simples troca ou deslocamento



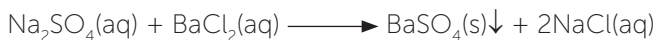
Fonte: <<http://biologianet.uol.com.br/upload/conteudo/images/2014/11/reacao-de-simples-troca.jpg>>. Acesso em: 13 fev. 2016.



Refleta

Acesse o *link* para testar seus conhecimentos sobre reações químicas através de um jogo muito interessante e reflita sobre os conhecimentos que você adquiriu nesta seção. Disponível em: <<http://projetoeduc.cecierj.edu.br/eja/recurso-multimedia-professor/quimica/novaeja/m2u12/reacoes-quimicas/jogo.swf>>. Acesso em: 13 fev. 2016.

Reações de dupla troca são as quais dois reagentes trocam íons para formar dois novos compostos. A Figura 4.4 mostra o esquema dessa reação, quando é possível verificar que os dois reagentes, AD e BC, produzem duas outras substâncias, AC e BD, em que os íons D e C realizam uma dupla troca de posições. Essas reações continuam a ocorrer até que um ou mais reagentes sejam primeiramente consumidos. Para uma reação se completar, um dos produtos deve ser eliminado dela. Um exemplo desse tipo de reação é a formação do sulfato de bário:



O sulfato de cobre e o cloreto de bário são consumidos, formando o sulfato de bário e o cloreto de sódio. Observa-se que os cátions das reações realizaram a dupla troca, formando os dois produtos:

Figura 4.4 | Reações de dupla troca



Fonte: <<http://biologianet.uol.com.br/upload/conteudo/images/2014/11/reacao-de-dupla-troca.jpg>>. Acesso em: 13 fev. 2016.



Exemplificando

O ácido clorídrico (HCl) possui inúmeras aplicações, como o processo de decapagem anterior ao processo de galvanização e pode ser produzido através da reação do ácido sulfídrico com o gás cloro, conforme a seguinte equação química: $8\text{H}_2\text{S}(\text{aq}) + 8\text{Cl}_2(\text{s}) \longrightarrow \text{S}_8(\text{s}) + 16\text{HCl}(\text{aq})$. Essa reação química pode ser classificada como reação de:

- a) Deslocamento.
- b) Análise ou decomposição.
- c) Síntese ou adição.
- d) Simples troca.
- e) Dupla troca.

A alternativa correta é a letra "e". É uma reação de dupla troca, pois dois reagentes são consumidos para formar duas novas substâncias.



Faça você mesmo

O nitrato de cálcio é bastante empregado na pirotecnia, mas também na indústria de fertilizantes como fonte de nitrogênio. Pode ser produzido através da reação química entre o brometo de cálcio e o nitrato de prata, conforme a equação: $\text{CaBr}_2(\text{aq}) + 2\text{AgNO}_3(\text{aq}) \longrightarrow 2\text{AgBr}(\text{s}) + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2(\text{aq})$. Essa reação química pode ser classificada como:

- a) Deslocamento.
- b) Análise ou decomposição.
- c) Síntese ou adição.
- d) Simples troca ou deslocamento.
- e) Dupla troca.

Sem medo de errar

A água é um recurso natural muito precioso para nós e é utilizada para os mais diversos fins, porém, antes que chegue às nossas casas, precisa passar por um tratamento com a finalidade de retirar as impurezas nela existentes para que não cause danos à nossa saúde. Esse tratamento é composto por processos físicos e químicos, sendo que o processo químico envolvido é a floculação, que é a formação de agregados de partículas finas em suspensão no líquido, que são chamados de flocos ou floculados. A aplicação desse processo tem como objetivo que esses flocos arrastem a sujeira presente na água para o fundo do tanque num processo de decantação e, assim, a água fique clarificada, ou seja, límpida.

Quando a água chega na estação de tratamento de água (ETA) são adicionados óxido de cálcio (CaO), sulfato de alumínio ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$) e cloro (Cl). O cloro possui a

função de desinfetar a água, já o óxido de cálcio e o sulfato de alumínio são os reagentes que darão sequência ao processo de floculação da seguinte forma:

Primeiramente, o óxido de cálcio (cal) é adicionado à água, reagindo com ela e formando o hidróxido de cálcio (Ca(OH)_2), da seguinte forma:



Essa reação química pode ser classificada como uma reação de síntese ou adição, já que as duas substâncias, óxido de cálcio e água, reagem e formam uma única substância, o hidróxido de cálcio.

Para dar continuidade ao processo de floculação é necessária a adição de um agente floculante. No Brasil, o sulfato de alumínio ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$) é o mais utilizado e é produzido através da reação química entre o óxido de alumínio (Al_2O_3) e o ácido sulfúrico (H_2SO_4). O sulfato de alumínio é adicionado à água, que já contém hidróxido de cálcio, formando uma substância gelatinosa, o hidróxido de alumínio (Al(OH)_3), conforme a seguinte reação química:



Já essa reação química, podemos concluir que é de dupla troca, quando as duas substâncias, sulfato de alumínio e hidróxido de cálcio, reagem formando outras duas substâncias, o sulfato de cálcio e o hidróxido de alumínio.

Assim, as partículas de sujeira que estão na água vinda da represa se aglutinam e ficam agregadas no hidróxido de alumínio, formando flocos sólidos que posteriormente decantam no fundo dos tanques da ETA.



Atenção!

As reações químicas ocorrem através da colisão das moléculas. Acesse o *link* e aprenda mais sobre como as reações químicas ocorrem. Disponível em: <<https://www.youtube.com/watch?v=tCYDJtLWP9M>>. Acesso em: 13 fev. 2016.



Lembre-se

Veja outros exemplos sobre reações químicas e suas classificações no *link*: Disponível em: <<https://www.youtube.com/watch?v=L0n9r74g4S0>>. Acesso em: 13 fev. 2016.

Avançando na prática

Pratique mais!

Instrução

Desafiamos você a praticar o que aprendeu, transferindo seus conhecimentos para novas situações que pode encontrar no ambiente de trabalho. Realize as atividades e depois as compare com as de seus colegas.

"A química na cozinha"

1. Competência de fundamentos de área	Conhecer e aplicar os conceitos fundamentais em Química Geral na formação científica e tecnológica
2. Objetivos de aprendizagem	Identificar as reações químicas conforme a classificação.
3. Conteúdos relacionados	Classificar as reações químicas perante as substâncias participantes.
4. Descrição da SP	O fermento químico é uma mistura de substâncias, que é adicionado às massas com o objetivo de dar esponjosidade a elas, ou seja, fazê-las crescer. É muito utilizado no uso doméstico e também na indústria de alimentos na produção de massas pré-prontas de bolos, biscoitos e tortas. Quando o fermento é adicionado à massa em questão, ocorre uma reação química que fará a massa crescer, mas quais os reagentes envolvidos nessa reação? Nessa atividade você deverá descobrir quais são eles e qual é a reação química que fará a massa crescer, bem como classificá-la perante as substâncias participantes.
5. Resolução da SP:	Existem diferentes composições de fermento químico, porém a mais comum possui o bicarbonato de sódio como substância ativa, ou seja, o reagente que promoverá a esponjosidade à massa. Assim sendo, ocorrerá uma reação química com o bicarbonato de sódio devido ao aquecimento da massa, que pode ser representada pela seguinte equação química: $2\text{NaHCO}_3(\text{s}) \xrightarrow{\Delta} \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{v}) + \text{CO}_2(\text{g})\uparrow$ Essa reação irá liberar gás carbônico, promovendo a esponjosidade. Podemos observar que é uma reação de análise ou decomposição, pois o bicarbonato de sódio se decompõe em três diferentes substâncias, que são: carbonato de sódio, água e gás carbônico.



Lembre-se

Recorde como se classificam as reações químicas através das substâncias participantes, acessando o *link*. Disponível em: <<https://www.youtube.com/watch?v=A5R0sxs-20U>>. Acesso em: 13 fev. 2016.

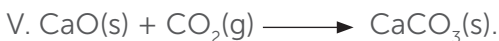
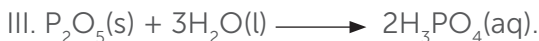


Faça você mesmo

Muitos medicamentos podem ser consumidos após passarem pelo processo de efervescência, por exemplo, alguns antiácidos. Descubra quais substâncias químicas estão envolvidas nessa reação e classifique-a perante as substâncias participantes.

Faça valer a pena!

1. As reações químicas podem ser classificadas perante as substâncias participantes. Sendo assim, considere as seguintes equações químicas:

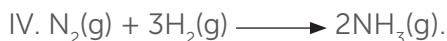


Assinale a alternativa que apresenta as reações de síntese ou adição:

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

2. Podemos classificar as reações químicas através das substâncias participantes de quatro formas: reação de análise ou decomposição, reação de síntese ou adição, reação de simples troca ou deslocamento e reação de dupla troca. Dessa forma, analise as seguintes equações químicas:





A alternativa que apresenta as reações químicas com a classificação na mesma sequência do enunciado é:

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

3. O brometo de prata é um sal que foi muito utilizado em filmes fotográficos por apresentar características de sensibilidade à luz, ocorrendo a seguinte reação química que possui o nome de fotólise: $2\text{AgBr(s)} \longrightarrow 2\text{Ag(s)} + \text{Br}_2(\text{l})$. Essa reação química pode ser classificada como:

- a) Pirólise.
- b) Análise ou decomposição.
- c) Síntese ou adição.
- d) Simples troca ou deslocamento.
- e) Dupla troca.

Seção 4.2

Balanceamento das equações químicas

Diálogo aberto

Introduzimos a nossa última unidade de ensino aprendendo que as reações químicas são classificadas, principalmente, perante as suas substâncias participantes. Essa classificação é dada por quatro tipos: as reações de síntese ou adição, as reações de decomposição ou análise, as reações de simples troca ou deslocamento e as reações de dupla troca. Vimos também que as reações químicas podem ser representadas por equações e que em sua montagem é utilizada uma simbologia usada com a finalidade de representar fenômenos ocorridos durante a reação, como precipitações e liberação de gases, bem como representar os estados físicos das substâncias envolvidas.

Nesta seção vamos estudar o balanceamento das equações químicas. Toda equação química deve estar devidamente balanceada para que obedeça a Lei de Lavoisier, abordada na seção 2.2 deste livro didático, a qual postula que a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos. Existem diversos métodos para se balancear uma equação química, porém o mais utilizado é denominado método das tentativas por ser bastante simples de ser aplicado e também muito eficiente.

Voltando a pensar nos tratamentos de água, descobrimos que existem reações químicas para tratar a água que utilizamos em nossas residências e que o nome do processo utilizado nesse tratamento é floculação. Agora, vamos abordar um assunto bastante polêmico: os efluentes industriais que possuem metais pesados. Alguns tipos de indústrias utilizam metais pesados na fabricação de seus produtos e, conseqüentemente, parte desses metais fica retida em seus efluentes e, se lançados aos rios e mares sem tratamento, causam danos irreparáveis ao meio ambiente. Dentre esses metais pesados está o cromo hexavalente, que é utilizado na produção de tecidos (indústria têxtil), pigmentos, tintas e resinas, e também na galvanoplastia, curtumes, metalúrgicas, dentre outras aplicações. O cromo hexavalente (Cr(VI)) possui alta toxicidade, polui águas, solos e atmosfera, além de ser uma substância cancerígena. Portanto, os efluentes industriais que contém substâncias acima do padrão ambiental permitido devem passar por tratamento.

Mas, como ele ocorre? Existem reações químicas envolvidas? Quais são os coeficientes que balanceiam as equações químicas desse tratamento?

Nesta seção você deverá apresentar e balancear as equações químicas que representam as reações envolvidas no tratamento de efluentes que contêm o cromo hexavalente em sua composição, aplicando os seus conhecimentos adquiridos sobre o balanceamento das reações químicas e o método das tentativas.

Bons estudos!

Não pode faltar

Em Química, todas as equações devem estar devidamente balanceadas para que obedecem à Lei de Lavoisier (Lei da Conservação das Massas), pois uma equação química não balanceada não representa a reação que ocorre. Uma equação química balanceada deve mostrar que os átomos são conservados na reação, ou seja, a quantidade de átomos presente nos reagentes deve ser a mesma presente nos produtos. Dessa forma, devemos inserir números, chamados de coeficientes, na frente dos reagentes e produtos.

Conforme Zumdahl e DeCoste (2015), os químicos determinam a identidade dos reagentes e dos produtos de uma reação por observação experimental. Por exemplo, quando o metano é queimado na presença de gás oxigênio, os produtos sempre serão dióxido de carbono e água. As identidades dos compostos nunca devem ser alteradas no balanceamento de uma equação química. Em outras palavras, os índices inferiores em uma fórmula não podem ser alterados, nem os átomos podem ser adicionados ou subtraídos de uma fórmula.

Existem diversos métodos para se balancear uma equação química, como o método algébrico, método redox, método íon-elétron e o método das tentativas, porém, dentre eles, o mais utilizado é o método das tentativas.



Pesquise mais

O método das tentativas é o mais utilizado para balancear as equações químicas, porém existem outros, que você poderá conhecer acessando o *link*. Disponível em: <<http://www.infoescola.com/quimica/balanceamento-de-equacoes-quimicas/>>. Acesso em: 25 fev. 2016.

A maioria das equações químicas pode ser balanceada pelo método das tentativas, que permite obter os coeficientes das equações através da sua observação e do raciocínio. Para que esse método possa ser executado, uma sequência de passos deve ser seguida:

1. Ajustar os átomos dos metais.
2. Ajustar os átomos dos ametais.
3. Ajustar os átomos de carbono.
4. Ajustar os átomos de hidrogênio.
5. Ajustar os átomos de oxigênio.



Assimile

Assimile o conteúdo desta unidade simulando o balanceamento de equações químicas pelo método das tentativas, acessando: <https://phet.colorado.edu/sims/html/balancing-chemical-equations/latest/balancing-chemical-equations_pt_BR.html>. Acesso em: 25 fev. 2016.

Vamos, agora, balancear a equação química que representa a produção do cloreto de cálcio, aplicando o método das tentativas. A equação que representa a reação química é: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq}) \longrightarrow \text{CaCl}_2(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{g})\uparrow + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

O primeiro passo para executarmos o método das tentativas é balancear os metais, no caso do desse exemplo, o único metal presente na equação é o cálcio e podemos observar que ambos os lados da equação possuem um átomo de cálcio, portanto não é necessária a inserção de nenhum coeficiente nessa etapa.

Reagentes

Cálcio (Ca) = 1

Produtos

Cálcio (Ca) = 1

Na segunda etapa, precisamos balancear os ametais. Nesse caso, pode-se observar que o único ametal presente é o cloro e podemos ver que do lado esquerdo da equação existe um átomo de cloro e do lado direito dois átomos de cloro.

Reagentes

Cloro (Cl) = 1

Produtos

Cloro (Cl) = 2

Portanto, será necessário inserir o número dois como coeficiente no lado que possui menor quantidade de átomos de cloro, nesse caso, no lado esquerdo (HCl). A equação será representada dessa forma:



Na terceira etapa, vamos balancear os átomos de carbono. Analisando a equação, é possível observar que do lado esquerdo da equação existem dois átomos de carbono e do lado direito há um átomo de carbono.

Reagentes**Produtos**

Carbono (C) = 2 Carbono (C) = 1

Assim sendo, vamos inserir o número dois como coeficiente no lado que possui menor quantidade de átomos de carbono, que será no lado direito (CO_2). A equação será representada dessa forma:



Na quarta etapa, vamos verificar a quantidade de átomos de hidrogênio. Verificamos que lado esquerdo da equação existem quatro átomos de hidrogênio e o lado direito possui dois átomos de hidrogênio.

Reagentes**Produtos**

Hidrogênio (H) = 4 Hidrogênio (H) = 2

Dessa forma, vamos inserir o número dois como coeficiente no lado que possui menor quantidade de átomos de hidrogênio, ou seja, do lado direito na fórmula da água (H_2O) e a equação será representada:



Por último, vamos verificar a quantidade de átomos de oxigênio e, observando a equação, vemos que ambos os lados possuem seis átomos de oxigênio, não sendo necessária a adição de mais nenhum coeficiente, encerrando o método:

Reagentes**Produtos**

Oxigênio (O) = 6 Oxigênio (O) = 6

Portanto, verificamos que os coeficientes 1, 2, 1, 2 e 2 balanceiam a equação química corretamente.

**Refleta**

Esse *link* traz dez exercícios para que você exercite os conhecimentos adquiridos sobre o balanceamento de equações químicas. Disponível em: <<http://www.cdcc.usp.br/quimica/vamosexercitar/lacunbal.html>>. Acesso em: 25 fev. 2016.



Exemplificando

Utilizando o método das tentativas, realize o balanceamento das reações químicas:



1º) Ajustar os átomos dos metais: o lado esquerdo possui 1 ferro e o direito dois ferros, portanto, inserimos o número dois como coeficiente na frente do Fe.



2º) Ajustar os átomos dos ametais: o lado esquerdo possui um enxofre e o direito três enxofres, portanto, inserimos o número três como coeficiente na frente do H_2SO_4 .



3º) Ajustar os átomos de carbono: Não há

4º) Ajustar os átomos de hidrogênio: o lado esquerdo possui seis hidrogênios e o direito dois hidrogênios, portanto, inserimos o número três como coeficiente na frente do H_2 .



5º) Ajustar os átomos de oxigênio: ambos os lados possuem doze oxigênios.



1º) Ajustar os átomos dos metais: o lado esquerdo possui um sódio e o direito dois sódios, portanto, inserimos o número dois como coeficiente na frente do NaHCO_3 .



2º) Ajustar os átomos dos ametais: ambos os lados possuem um enxofre.



3º) Ajustar os átomos de carbono: o lado esquerdo possui dois carbonos e o direito um carbono, portanto, inserimos o número dois como coeficiente na frente do CO_2 .



4º) Ajustar os átomos de hidrogênio: o lado esquerdo possui quatro hidrogênios e o direito dois hidrogênios, portanto, inserimos o número dois como coeficiente na frente do H_2O .



5º) Ajustar os átomos de oxigênio: ambos os lados possuem dez oxigênios.



Faça você mesmo

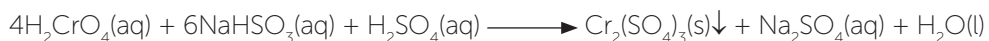
Realize o balanceamento das reações químicas através do método das tentativas:



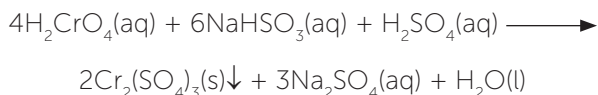
Sem medo de errar

O cromo hexavalente pode ser encontrado nos efluentes industriais na forma de ácido crômico e é empregado pela sua coloração amarela e na forma de ácido dicrômico ($\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) pela sua coloração laranja. Enquanto o cromo hexavalente (Cr(VI)) é extremamente prejudicial à saúde devido as suas características cancerígenas, o cromo trivalente é necessário para a saúde dos seres vivos por auxiliar no metabolismo de açúcares, gorduras e proteínas. Assim sendo, o processo de tratamento do efluente que contém essas substâncias se dá pela redução do cromo hexavalente para cromo trivalente (Cr(III)), utilizando-se o bissulfito de sódio (NaHSO_3) em solução ácida. Agora, você deverá balancear as equações químicas envolvidas e descobrir quais são os coeficientes que balanceiam essa reação química.

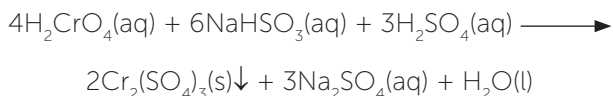
A primeira equação mostra a redução do ácido crômico. Vamos iniciar o balanceamento através do método das tentativas, contendo quatro átomos de ácido crômico e seis átomos de bissulfito de sódio:



1º) Ajustar os átomos dos metais: o lado esquerdo possui quatro cromos e seis sódios e o direito dois cromos e dois sódios, portanto, inserimos o número 2 e 3 como coeficientes na frente do $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ e do Na_2SO_4 .

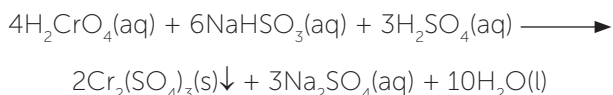


2º) Ajustar os átomos dos ametais: o lado esquerdo possui sete enxofres e o direito nove enxofres, portanto, inserimos o número 3 como coeficiente na frente do H_2SO_4 .



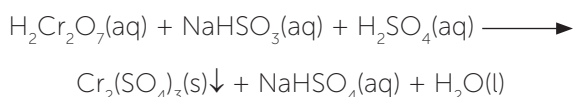
3º) Ajustar os átomos de carbono: Não há.

4º) Ajustar os átomos de hidrogênio: o lado esquerdo possui vinte hidrogênios e o direito dois hidrogênios, portanto, inserimos o número dez como coeficiente na frente do H_2O .



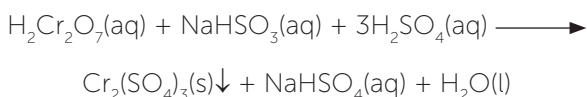
5º) Ajustar os átomos de oxigênio: ambos os lados possuem quarenta e seis oxigênios.

A primeira equação mostra a redução do ácido dicrômico, vamos iniciar o balanceamento através do método das tentativas, contendo 1 átomo de ácido crômico e 1 átomo de bissulfito de sódio:



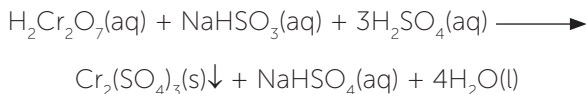
1º) Ajustar os átomos dos metais: ambos os lados possuem dois cromos e ambos os lados possuem um sódio.

2º) Ajustar os átomos dos ametais: o lado esquerdo possui dois enxofres e o direito quatro enxofres, portanto, inserimos o número três como coeficiente na frente do H_2SO_4 .

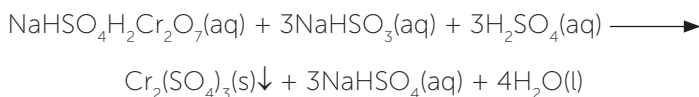


3º) Ajustar os átomos de carbono: Não há.

4º) Ajustar os átomos de hidrogênio: o lado esquerdo possui nove hidrogênios e o direito três hidrogênios, portanto, inserimos o número quatro como coeficiente na frente do H_2O .



5º) Ajustar os átomos de oxigênio: o lado esquerdo possui vinte e dois oxigênios e o direito vinte oxigênios, portanto, inserimos o número três como coeficiente na frente do NaHSO_3 e do NaHSO_4 .



Atenção!

Saiba mais sobre a toxicidade do cromo hexavalente acessando o *link*: <http://www.kodak.pt/ek/PT/pt/Cromo_hexavalente.htm>. Acesso em: 28 jan. 2016.



Lembre-se

Leia mais sobre o método das tentativas e os coeficientes da equação química acessando o *link*: <<http://manualdaquimica.uol.com.br/quimica-geral/balanceamento-equacoes.htm>>. Acesso em: 28 fev. 2016.

Avançando na prática

Pratique mais!

Instrução

Desafiamos você a praticar o que aprendeu, transferindo seus conhecimentos para novas situações que pode encontrar no ambiente de trabalho. Realize as atividades e depois as compare com as de seus colegas.

"Reação química no processo de fotossíntese"

1. Competência de fundamentos de área	Conhecer e aplicar os conceitos fundamentais em Química Geral na formação científica e tecnológica.
2. Objetivos de aprendizagem	Realizar o balanceamento das equações químicas através do método das tentativas

(continua)

3. Conteúdos relacionados	Balanceamento de equação química pelo método das tentativas.
4. Descrição da SP	A fotossíntese é o processo pelo qual as plantas, algas e algumas bactérias produzem os seus alimentos. Durante a fotossíntese, as plantas são capazes de produzir diversas substâncias, como a glicose, a partir de água e gás carbônico, na presença de luz solar. Para que a luz solar seja absorvida, é necessária a presença de clorofila para que a reação química possa ocorrer. Descubra qual é a reação química que caracteriza a produção de glicose através da fotossíntese e os coeficientes que balanceiam essa equação através do método das tentativas.
5. Resolução da SP:	<p>A reação química de produção da glicose pela fotossíntese é dada pela equação a seguir e nela podemos observar que o gás carbônico reage com a água na presença da luz solar produzindo glicose e liberando oxigênio. Vamos balanceá-la através do método das tentativas.</p> $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \xrightarrow{\lambda} \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{aq}) + \text{O}_2(\text{g})$ <p>1º) Ajustar os átomos dos metais: não há. 2º) Ajustar os átomos dos ametais: não há. 3º) Ajustar os átomos de carbono: o lado esquerdo possui um carbono e o direito seis carbonos, portanto, inserimos o número seis como coeficiente na frente do CO_2.</p> $6\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \xrightarrow{\lambda} \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{aq}) + \text{O}_2(\text{g})$ <p>4º) Ajustar os átomos de hidrogênio: o lado esquerdo possui dois hidrogênios e o direito doze hidrogênios, portanto, inserimos o número seis como coeficiente na frente do H_2O.</p> $6\text{CO}_2(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \xrightarrow{\lambda} \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{aq}) + \text{O}_2(\text{g})$ <p>5º) Ajustar os átomos de oxigênio: o lado esquerdo possui dezoito oxigênios e o direito oito oxigênios, portanto, inserimos o número seis como coeficiente na frente do O_2.</p> $6\text{CO}_2(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \xrightarrow{\lambda} \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{aq}) + 6\text{O}_2(\text{g})$



Lembre-se

Acesse o *link* e veja mais exemplos da aplicação do método das tentativas no balanceamento de equações químicas: <<https://www.youtube.com/watch?v=wVL-BrLdJuk>>. Acesso em: 28 fev. 2016.



Faça você mesmo

Uma reação de combustão precisa ocorrer para que os automóveis entrem em movimento. Descubra qual é a reação química que ocorre em um motor que utiliza etanol como combustível e faça o balanceamento da equação química utilizando o método das tentativas.

Faça valer a pena!

1. A reação química de combustão completa que possui uma substância orgânica como reagente sempre será gás carbônico e água. A reação de combustão completa que utiliza isoctano como combustível é representada pela seguinte equação: $C_8H_{18}(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(l)$. Assinale a alternativa que apresenta os coeficientes que balanceiam corretamente essa equação:

- a) 1, 25, 8, 9.
- b) 1, 2, 1, 4.
- c) 1, 8, 8, 9.
- d) 1, 4, 4, 2.
- e) 1, 25, 8, 9.

2. O óxido férrico (Fe_2O_3) é bastante empregado como pigmento na indústria cosmética. A alternativa que apresenta a equação química de formação do óxido férrico, $Fe(s) + O_2(g) \longrightarrow Fe_2O_3(s)$, corretamente balanceada é:

- a) $2Fe(s) + O_2(g) \longrightarrow Fe_2O_3(s)$
- b) $2Fe(s) + 3/2O_2(g) \longrightarrow Fe_2O_3(s)$
- c) $4Fe(s) + O_2(g) \longrightarrow Fe_2O_3(s)$
- d) $Fe(s) + 3O_2(g) \longrightarrow Fe_2O_3(s)$
- e) $4Fe(s) + 3O_2(g) \longrightarrow 3Fe_2O_3(s)$

3. A produção do sulfato de alumínio ($Al_2(SO_4)_3$) é dada pela seguinte

equação química: $\text{Al(s)} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \longrightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{s})$. Essa equação está mostrando que:

- a) A equação está balanceada.
- b) A quantidade de átomos de alumínio é igual em ambos os lados da equação.
- c) Os coeficientes que balanceiam a equação são, respectivamente: 1, 2, 3 e 3.
- d) A massa dos reagentes é diferente da massa dos produtos.
- e) Os coeficientes que balanceiam a equação são, respectivamente: 2, 3, 1 e 3.

Seção 4.3

Estequiometria das reações químicas

Diálogo aberto

Nessa quarta unidade de ensino já aprendemos que as reações químicas podem ser classificadas perante a sua velocidade, aquecimento, reversibilidade, mas, principalmente, pelas suas substâncias participantes. Já vimos também que as reações precisam ser balanceadas para que obedecem a Lei de Lavoisier e que o principal método aplicado para o balanceamento das reações é o método das tentativas, que é bastante eficaz e simples de ser aplicado.

Chegando ao final dos nossos estudos de Química Geral e Experimental, vamos estudar a estequiometria das reações químicas. Após a equação química ser balanceada, podemos realizar os cálculos estequiométricos com o objetivo de determinar as quantidades de reagentes necessárias para produzir determinada quantidade do produto desejado e, também, verificar quem são os reagentes limitantes e em excesso da reação. Essas quantidades de reagentes consumidos e produtos formados são dados, principalmente, na forma de número de mols, portanto, vamos estudar essa unidade, entendendo sua origem e aplicação.

Retornando ao nosso estudo sobre o tratamento da água, já entendemos o processo de floculação, que é utilizado para tratar a água que vem das represas e o tratamento para a retirada do cromo hexavalente (Cr(VI)), que é muito comum em efluentes industriais e muito prejudicial à saúde e ao meio ambiente. Agora, vamos estudar outro tratamento bastante aplicado, o abrandamento, largamente utilizado para retirar a dureza da água. Isso mesmo! O termo utilizado é água dura. Esse termo surgiu em razão da dificuldade de lavagem de roupas com águas contendo elevada concentração de íons metálicos, sendo o cálcio o íon de maior concentração. Esses íons reagem com sabões, formando precipitados e evitando a formação de espuma. Em equipamentos industriais, esses precipitados cristalizam, formando incrustações que causam sérios danos em equipamentos industriais, destacando as caldeiras. Essas incrustações podem causar desde a redução da eficiência de uma caldeira até a sua explosão, portanto a alimentação de água desse equipamento requer a utilização de água de baixa dureza. A água que apresenta concentrações baixas desses íons é chamada de água mole.

Mas, como ocorre esse tratamento de água? Existem reações químicas envolvidas? Quantas serão essas reações? Qual será a quantidade de reagentes que deverá ser adicionada para que a remoção da dureza seja eficiente? Qual é o reagente limitante da reação? Essas e outras perguntas você responderá aplicando os cálculos estequiométricos nas reações químicas envolvidas no processo de abrandamento.

Desejamos a você bons estudos!

Não pode faltar

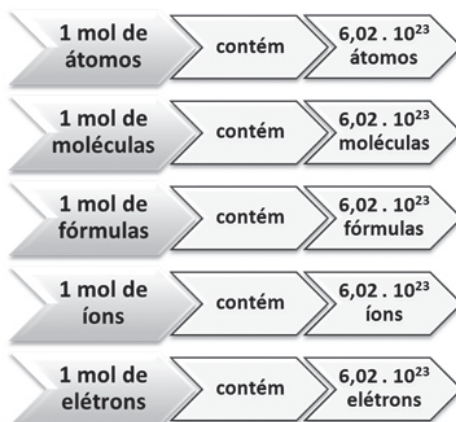
Como visto anteriormente, para balancear as equações químicas é necessário inserir números na frente dos produtos e reagentes que compõem essa equação, chamados de coeficientes estequiométricos. Esses coeficientes nos permitem relacionar a equação química em termos de quantidades microscópicas, como átomos, ou macroscópicas, como o número de mols.

O mol é uma unidade utilizada no Sistema Internacional de Unidades (SI) para descrever uma quantidade de substância que contém um número de entidades (átomos, moléculas, dentre outras) igual ao número de átomos de carbono existentes em 0,012 kg de carbono 12 (^{12}C). Um mol de qualquer substância contém $6,02 \times 10^{23}$ partículas e esse número é conhecido como Constante ou Número de Avogadro, como apresenta a Figura 4.5. Um mol de qualquer substância contém sempre o número de Avogadro de unidades daquela substância, mas a massa de um mol varia, dependendo da massa da unidade individual.

Figura 4.5 | Relação entre mol e o Número de Avogadro

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

Isso significa que:



Fonte: <<http://alunosonline.uol.com.br/upload/conteudo/images/numero-de-avogadro.jpg>>. Acesso em: 05 mar. 2016.

A constante de Avogadro é a base para o mol, porque ela possibilita o cálculo da massa de um mol, pois o número de Avogadro de átomos de um elemento tem uma massa em gramas que é exatamente igual a sua massa atômica (em **uma** – **unidade de massa atômica**). Por exemplo, um mol de átomos de oxigênio tem uma massa de 16 uma e contém $6,02 \times 10^{23}$ átomos de oxigênio.



Refleta

Nesse vídeo você poderá aprender mais sobre o conceito de mol e o número de Avogadro. Acesse: <<https://www.youtube.com/watch?v=cpz5tSdur2Y>>. Acesso em: 05 mar. 2016.

Porém, não podemos pesar uma quantidade de uma determinada substância utilizando essa unidade. Foi introduzido o conceito de massa molar apresentando o valor em gramas de um uma, por exemplo, se o oxigênio possui massa atômica de 16 u, então a massa molar do oxigênio é 16 g/mol. O mesmo raciocínio é utilizado para calcular a massa molar de uma molécula composta por mais de um elemento químico, basta somar a massa molar de todos os elementos que compõem a molécula.

Para determinarmos o número de mols (n_i), isto é, quantos mols existem numa determinada massa de um elemento químico ou de uma substância, basta usarmos regras de três ou a seguinte fórmula matemática, em que m_i é a massa e MM_i é a massa molar do elemento químico ou substância:

$$n_i = \frac{m_i}{MM_i} \quad (1)$$

O conceito de mol é amplamente aplicado na execução dos cálculos estequiométricos de uma reação química. A estequiometria estuda as combinações entre os reagentes que são consumidos e os produtos que são formados durante uma reação e tem como principal objetivo descobrir as quantidades das substâncias envolvidas nessa transformação. Antes de realizar um cálculo estequiométrico é necessário verificar se a equação química está balanceada, caso contrário, é necessário balanceá-la, como visto na seção anterior desta unidade de ensino.



Pesquise mais

Pesquise mais sobre cálculos estequiométricos e suas aplicações acessando o *link*: <http://www.tecnicodepetroleo.ufpr.br/apostilas/engenheiro_do_petroleo/estequiometria.pdf>. Acesso em: 05 mar. 2016.

Segundo Russel (2011), os coeficientes de uma equação balanceada indicam a relação de números de mols das espécies dos reagentes e produtos. Essa razão é chamada de razão estequiométrica dos reagentes e é, naturalmente, fixa, ou seja, se uma quantidade adicional (um excesso) de qualquer um dos reagentes estiver presente além da razão estequiométrica, o excesso permanecerá sem reagir. O reagente que é consumido primeiro e, portanto, limita a quantidade de produtos é chamado de reagente limitante. O reagente limitante pode ser prontamente identificado por comparação da razão de mols de reagentes presentes com a razão estequiométrica indicada na equação, como poderemos observar no exemplo a seguir:



Assimile

Você poderá exercitar seus conhecimentos sobre a estequiometria de reações químicas realizando simulações em: <https://phet.colorado.edu/sims/html/reactants-products-and-leftovers/latest/reactants-products-and-leftovers_pt_BR.html>. Acesso em: 05 mar. 2016.

Vamos agora realizar o cálculo estequiométrico para a equação química que representa a produção de selênio, uma substância amplamente utilizada em diversos itens do nosso cotidiano, como cosméticos, inseticidas, catalisadores, borrachas, células fotoelétricas, dentre muitos outros. Sua obtenção pode ser representada pela seguinte equação química: $\text{SeO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{Se}(\text{g}) \longrightarrow 3\text{Se}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$.

Vamos calcular o número de mols de selênio produzidos a partir da reação com 5 g de dióxido de selênio (SeO_2) e 7g de ácido selenídrico (H_2Se) e, também, identificar quem são os reagentes limitantes e em excesso. Primeiramente, vamos calcular a massa molar dos reagentes da reação química e do selênio (Se):

$$MM_{\text{SeO}_2} = 111 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$MM_{\text{H}_2\text{Se}} = 81 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$MM_{\text{Se}} = 79 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Agora, vamos calcular o número de mols de um dos reagentes e, em seguida, realizar uma regra de três para determinar a quantidade de mols produzida de selênio, escolhendo o dióxido de selênio (SeO_2). Observa-se na equação química que para 1 mol de SeO_2 são necessários 3 mols de Se:

$$n_{\text{SeO}_2} = \frac{m_{\text{SeO}_2}}{MM_{\text{SeO}_2}} = \frac{5\text{g}}{111 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,045 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol de SeO}_2 = 3 \text{ mol de Se}$$

$$0,045 \text{ mols de SeO}_2 = x$$

$$x = (0,045 \cdot 3) / 1$$

$$x = 0,135 \text{ mol de Se}$$

Observamos que são produzidos 0,135 mol de selênio a partir de 5 g de dióxido de selênio. Agora, vamos verificar quem são os reagentes limitante e em excesso da reação e, para isso, precisamos seguir três passos:

1º Passo: Calcular o número de mols (n) dos reagentes:

$$n_{\text{SeO}_2} = \frac{m_{\text{SeO}_2}}{MM_{\text{SeO}_2}} = \frac{5\text{g}}{111 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,045 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{Se}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{Se}}}{MM_{\text{H}_2\text{Se}}} = \frac{7\text{g}}{81 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,086 \text{ mol}$$

2º Passo: Realizar o cálculo estequiométrico para relacionar o número de mols dos reagentes através de uma regra de três, observando os coeficientes estequiométricos na equação química:

$$1 \text{ mol de SeO}_2 = 2 \text{ mol de H}_2\text{Se}$$

$$0,045 \text{ mols de SeO}_2 = x$$

$$x = (0,045 \cdot 2) / 1$$

$$x = 0,09 \text{ mol de H}_2\text{Se}$$

3º Passo: Concluir qual dos reagentes está em excesso:

O 2º passo mostrou que o número de mols necessário de H₂Se para reagir com 0,045 mol de SeO₂ é de 0,09 mol e o 1º passo mostrou que foi introduzido na reação 0,086 mol de H₂Se. Assim, o SeO₂ é o reagente em excesso e o H₂Se é o reagente limitante.



Exemplificando

A produção do perclorato de mercúrio II ($\text{Hg}(\text{ClO}_4)_2$) pode ser representada pela equação química: $2\text{Hg}(\text{s}) + 2\text{HClO}_4(\text{aq}) \longrightarrow 2\text{Hg}(\text{ClO}_4)_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$. Calcule o número de mols do perclorato de mercúrio II produzidos a partir da reação com 1 kg de mercúrio (Hg) e ácido perclórico (HClO_4) e, também, identifique quem são os reagentes limitante e em excesso.

$$MM_{\text{Hg}} = 200,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$MM_{\text{HClO}_4} = 100,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$MM_{\text{Hg}(\text{ClO}_4)_2} = 300,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n_{\text{Hg}} = \frac{m_{\text{Hg}}}{MM_{\text{Hg}}} = \frac{1000\text{g}}{200,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 4,985 \text{ mol}$$

$$2 \text{ mols de Hg} = 2 \text{ mols de Hg}(\text{ClO}_4)_2$$

$$4,985 \text{ mols de Hg} = \quad \quad \quad \times$$

$$x = (4,985 \cdot 2) / 2$$

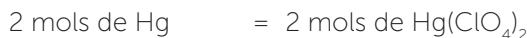
$$x = 4,985 \text{ mols de Hg}(\text{ClO}_4)_2$$

Observamos que são produzidos 4,985 mols de perclorato de mercúrio II ($\text{Hg}(\text{ClO}_4)_2$) a partir de 1 kg de mercúrio (Hg). Agora vamos verificar quem são os reagentes limitante e em excesso da reação e, para isso, precisamos seguir três passos:

1º Passo:

$$n_{\text{Hg}} = \frac{m_{\text{Hg}}}{MM_{\text{Hg}}} = \frac{1000\text{g}}{200,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 4,985 \text{ mol}$$

$$n_{\text{HClO}_4} = \frac{m_{\text{HClO}_4}}{MM_{\text{HClO}_4}} = \frac{1000\text{g}}{100,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 9,95 \text{ mols}$$

2º Passo:

$$x = (4,985 \cdot 2) / 2$$



3º Passo: O 2º passo mostrou que o número de mols necessário de $\text{Hg(ClO}_4)_2$ para reagir com 4,985 mols de é de 4,985 mols e o 1º passo mostrou que foi introduzido na reação 9,95 mols de $\text{Hg(ClO}_4)_2$. Assim, o $\text{Hg(ClO}_4)_2$ é o reagente em excesso e o Hg é o reagente limitante.

**Faça você mesmo**

O óxido de cobre pode ser produzido através da reação entre o cobre metálico e o oxigênio, como mostra a equação química: $2\text{Cu(s)} + 1/2 \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{Cu}_2\text{O(s)}$. Calcule o número de mols do óxido de cobre produzido a partir da reação com 10 g de cobre e 15 g de oxigênio, e, também, identifique quem são os reagentes limitante e em excesso.

Sem medo de errar

O processo de abrandamento pode ser realizado de duas formas: por precipitação química ou por troca iônica, sendo a primeira a mais usual. No processo de abrandamento por precipitação, cal (CaO) e carbonato de sódio (Na_2CO_3) são adicionadas a água. A cal reage com a água, formando hidróxido de cálcio ($\text{CaO(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} \longrightarrow \text{Ca(OH)}_2(\text{aq})$), elevando o pH da água para facilitar a precipitação, o carbonato de cálcio reage com a água, produzindo o ácido carbônico ($\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O(l)} \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + 2\text{NaOH(aq)}$), que fornecerá os íons carbonato necessários para a reação. Assim, o cálcio já contido na água e também o proveniente da adição da cal é precipitado na forma de carbonato de cálcio e retirado da água, reduzindo a sua dureza. Essa reação é representada pela equação: $\text{Ca(OH)}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) \longrightarrow \text{CaCO}_3(\text{s})\downarrow + 2\text{H}_2\text{O(l)}$.

Vamos, agora, calcular o número de mols de carbonato de cálcio produzidos a partir da reação com 10 kg de cada reagente envolvido e, também, identificar quem são os reagentes limitante e em excesso.



$$MM_{\text{Ca(OH)}_2} = 74 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$MM_{\text{CaCO}_3} = 100 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$MM_{\text{H}_2\text{CO}_3} = 62 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n_{\text{Ca(OH)}_2} = \frac{m_{\text{Ca(OH)}_2}}{MM_{\text{Ca(OH)}_2}} = \frac{10000\text{g}}{74 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 135,13 \text{ mols}$$

$$1 \text{ mol de Ca(OH)}_2 = 1 \text{ mol de CaCO}_3$$

$$135,13 \text{ mols de Ca(OH)}_2 = \quad \times$$

$$x = (135,13 \cdot 1) / 1$$

$$x = 135,13 \text{ mols de CaCO}_3$$

Observamos que são produzidos 135,13 mols de carbonato de cálcio a partir de 10 kg de hidróxido de cálcio. Agora, vamos verificar quem são os reagentes limitante e em excesso da reação:

1º Passo:

$$n_{\text{Ca(OH)}_2} = \frac{m_{\text{Ca(OH)}_2}}{MM_{\text{Ca(OH)}_2}} = \frac{10000\text{g}}{74 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 135,13 \text{ mols}$$

$$n_{\text{H}_2\text{CO}_3} = \frac{m_{\text{H}_2\text{CO}_3}}{MM_{\text{H}_2\text{CO}_3}} = \frac{10000\text{g}}{62 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 161,29 \text{ mols}$$

2º Passo:

$$1 \text{ mol de Ca(OH)}_2 = 1 \text{ mol de H}_2\text{CO}_3$$

$$135,13 \text{ mols de Ca(OH)}_2 = \quad \times$$

$$x = (135,13 \cdot 1) / 1$$

$$x = 135,13 \text{ mols de H}_2\text{CO}_3$$

3º Passo: O 2º passo mostrou que os reagentes precisam do mesmo número

de mols para reagir entre si (135,13 mols) e o 1º passo mostrou que foi introduzido na reação 161, 29 mols de H_2CO_3 . Assim, o H_2CO_3 é o reagente em excesso e o $\text{Ca}(\text{OH})_2$ é o reagente limitante.



Atenção!

Leia e aprenda mais sobre o processo de abrandamento acessando o link: <<http://www.revistatae.com.br/noticialnt.asp?id=3688>>. Acesso em: 05 mar. 2016.



Lembre-se

Estude ainda mais sobre os cálculos estequiométricos, acessando: <http://www.cesadufs.com.br/ORBI/public/uploadCatalogo/14425130102012Quimica_I_Aula_10.pdf>. Acesso em: 05 mar. 2016.

Avançando na prática

Pratique mais!

Instrução

Desafiamos você a praticar o que aprendeu, transferindo seus conhecimentos para novas situações que pode encontrar no ambiente de trabalho. Realize as atividades e depois as compare com as de seus colegas.

“O azedamento do vinho”

1. Competência de fundamentos de área	Conhecer e aplicar os conceitos fundamentais em Química Geral na formação científica e tecnológica.
2. Objetivos de aprendizagem	<ul style="list-style-type: none"> • Conhecer o conceito de mol. • Identificar os reagentes limitantes e em excesso. • Realizar os cálculos estequiométricos.
3. Conteúdos relacionados	Realizar os cálculos estequiométricos e identificar os reagentes limitante e em excesso da reação química.
4. Descrição da SP	Se uma garrafa de vinho for exposta ao meio ambiente após aberta e ficar destampada, entrará em contato com microrganismos e se iniciará um processo de oxidação. Nesse processo, o etanol contido no vinho reagirá com o oxigênio, produzindo ácido acético e água, provocando o azedamento do vinho. O vinho oxidado ou azedo fica impróprio para consumo e com a qualidade comprometida. Assim sendo, você deverá calcular o número de mols de ácido acético produzido a partir da reação com 100 kg de etanol e oxigênio e, também, identificar quem são os reagentes limitante e em excesso.

(continua)

A reação química do azedamento do vinho é dada pela equação: $C_2H_6O(aq) + O_2(g) \longrightarrow C_2H_4O_2(aq) + H_2O(l)$.

Primeiramente, vamos calcular o número de mols de ácido acético produzido a partir de 100 kg de etanol:



$$MM_{C_2H_6O} = 46 \frac{g}{mol}$$

$$MM_{C_2H_4O_2} = 60 \frac{g}{mol}$$

$$MM_{O_2} = 36 \frac{g}{mol}$$

$$n_{C_2H_6O} = \frac{m_{C_2H_6O}}{MM_{C_2H_6O}} = \frac{100000g}{46 \frac{g}{mol}} = 2173,91 \text{ mols}$$

$$1 \text{ mol de } C_2H_6O = 1 \text{ mol de } C_2H_4O_2$$

$$2173,91 \text{ mol de } C_2H_6O = x$$

$$x = (2173,91 \cdot 1) / 1$$

$$x = 2173,91 \text{ mols de } C_2H_4O_2$$

Observamos que são produzidos 2173,91 mols de ácido acético a partir de 100 kg de etanol. Agora, vamos verificar quem são os reagentes limitante e em excesso da reação:

1º Passo:

$$n_{C_2H_6O} = \frac{m_{C_2H_6O}}{MM_{C_2H_6O}} = \frac{100000g}{46 \frac{g}{mol}} = 2173,91 \text{ mols}$$

$$n_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{MM_{O_2}} = \frac{100000g}{32 \frac{g}{mol}} = 3125 \text{ mols}$$

2º Passo:

$$1 \text{ mol de } C_2H_6O = 1 \text{ mol de } O_2$$

$$2173,91 \text{ mol de } C_2H_6O = x$$

$$x = (2173,91 \cdot 1) / 1$$

$$x = 2173,91 \text{ mols de } O_2$$

5. Resolução da SP:

(continua)

	<p>3º Passo: O 2º passo mostrou que o número de mols necessário de O_2 para reagir com 2173,91 mols de C_2H_6O é de 2173,91 mols e o 1º passo mostrou que foi introduzido na reação 3125 mols de O_2. Assim, o O_2 é o reagente em excesso e o C_2H_6O é o reagente limitante.</p>
--	--



Lembre-se

Assista ao vídeo e reforçe os seus conhecimentos sobre a estequiometria das reações químicas. Disponível em: <<http://www.eaulas.usp.br/portal/video.action?idItem=362>>. Acesso em: 05 mar. 2016.



Faça você mesmo

Atualmente, a fabricação do biodiesel é bastante estudada e sua utilização aplicada e testada. Para fabricar o biodiesel é necessária uma reação entre um éster e um álcool, sendo assim, você deverá pesquisar sobre essa reação química e, posteriormente, realizar os cálculos estequiométricos para encontrar o número de mols de biodiesel produzido a partir da reação com 50 kg de cada reagente e, também, identificar quem são os reagentes limitante e em excesso.

Faça valer a pena!

1. A reação de combustão do acetileno é representada pela equação: $2C_2H_2(g) + 5O_2(g) \longrightarrow 4CO_2(g) + 2H_2O(v)$. Qual é o número de mols de gás oxigênio necessário para produzir 20 mols de vapor de água, na queima completa do acetileno?

- a) 50 mols.
- b) 2 mols.
- c) 10 mols.
- d) 35 mols.
- e) 27,2 mols.

2. A combustão do metano forma dióxido de carbono e água e é representada pela equação química: $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{v})$. A alternativa que apresenta o número de mols de CO_2 produzidos a partir de 0,6 mol de CH_4 é:

- a) 1,2 mols.
- b) 0,6 mol.
- c) 0,9 mol.
- d) 0,3 mol.
- e) 1,5 mols.

3. O ácido fosfórico é produzido através da reação química entre a rocha fosfática e o ácido sulfúrico e é altamente empregado na indústria de fertilizantes, sendo essa reação representada pela equação: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s}) + 3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \longrightarrow 3\text{CaSO}_4(\text{s}) + 2\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq})$. Assinale a alternativa que apresenta a quantidade de mols de H_3PO_4 produzidos a partir da reação com 100 kg de H_2SO_4 ? Dados: massas molares (em g/mol): H = 1; O = 16; S = 32; P = 31; Ca = 40.

- a) 1053,5 mols.
- b) 680,5 mols.
- c) 7,2 mols.
- d) 477,2 mols.
- e) 310 mols.

Seção 4.4

Estequiometria de solução

Diálogo aberto

Chegamos à nossa última seção de Química Geral e Experimental. Nesta unidade nós já aprendemos como as reações químicas podem ser classificadas, balanceadas e como os seus cálculos estequiométricos podem ser realizados, determinando as quantidades de reagentes necessárias para criar a quantidade do produto desejado e, também, verificar quem são os reagentes limitantes e em excesso da reação.

Agora, vamos encerrar o nosso estudo aprendendo sobre a estequiometria das soluções. Nesta seção veremos as diferenças entre os solutos e os solventes, vamos calcular a concentração molar das substâncias contidas em uma solução, aprender os cálculos para diluir uma solução e conhecer as reações de neutralização tão importantes para calcular os procedimentos da titulação e, assim, encerramos sobre as reações químicas.

Voltando aos nossos estudos sobre o tratamento de água, vimos até o momento que a floculação, a retirada do cromo hexavalente (Cr(VI)) e o abrandamento são tratamentos que possuem reações químicas envolvidas. Nesse contexto sobre a poluição das águas, na natureza, a sobrevivência de espécies aquáticas está diretamente ligada à presença de oxigênio dissolvido (OD) na água. Quando esgoto ou efluentes com matéria orgânica são lançados nos corpos d'água, o OD será consumido para oxidar essa matéria orgânica, tendo a sua quantidade reduzida e prejudicando a respiração branquial dos peixes.

Assim, as análises de DBO (**D**emanda **B**ioquímica de **O**xigênio) e o DQO (**D**emanda **Q**uímica de **O**xigênio) em corpos d'água e efluentes representam uma medida de poluição, ou seja, quanto maiores forem os resultados dessas análises, maior será a quantidade de OD necessário para oxidar essa matéria orgânica até que não sobrar oxigênio suficiente para manter a vida aquática e, se essa população diminuir, resultados são ainda maiores. O rio Tietê no trecho da cidade de São Paulo é um exemplo de corpo d'água com resultados elevados de DBO e DQO. Mas, como são realizadas essas análises? Quais são os procedimentos envolvidos?

Nesta seção você usará os seus conhecimentos adquiridos sobre a estequiometria das soluções para descobrir e calcular os procedimentos envolvidos para encontrar as quantidades de DBO e DQO em corpos d'água tão importantes para o controle ambiental. Desejamos bons estudos a você com votos de que tenha gostado de desvendar os conceitos da Química Geral e experimental. Siga em frente!

Não pode faltar

Solução é uma mistura homogênea de átomos, íons ou moléculas de duas ou mais substâncias. Frequentemente, uma das substâncias numa solução é um líquido. Seus componentes podem ser misturados em várias proporções, como os de todas as misturas.

Geralmente, um dos componentes de uma solução apresenta-se em uma quantidade muito maior do que os outros, o qual é chamado de solvente e cada um dos outros é chamado de soluto. Por exemplo, se 1 g de cloreto de sódio (NaCl) for dissolvido em 500 mL de água, a água será o solvente e o cloreto de sódio o soluto. As soluções que apresentam a água como solvente são chamadas de soluções aquosas.

A quantidade de soluto presente em dada quantidade de solvente pode ser expressa pela concentração de uma solução, lembrando que a solução pode conter diversos solutos diferentes. A concentração pode ser dada em unidades de massa, como *g/volume*, ou por unidade molar, ou seja, *mol/volume*. Essa medida nos mostrará se a solução está diluída ou concentrada, sendo que, se obtivermos valores baixos de concentração, isso representará que a solução é diluída, ou seja, possui uma pequena quantidade do soluto, caso contrário, se os valores forem elevados, a solução será concentrada. A concentração de uma solução em unidades de massa pode ser representada pela equação 1:

$$C = \frac{m}{V} \quad (1)$$

em que C é a concentração em massa; m é a massa de soluto e V é o volume da solução. Essa equação também mostra que a massa de soluto pode ser dada por:

$$m = C \cdot V \quad (2)$$

Segundo Russel (2011), em Química, a unidade de concentração mais importante é a concentração molar ou molaridade, simbolizada pela letra *M*. A concentração molar indica o número de mols de soluto adicionado ao solvente em quantidade suficiente para completar o volume de solução e pode ser representada pela equação:

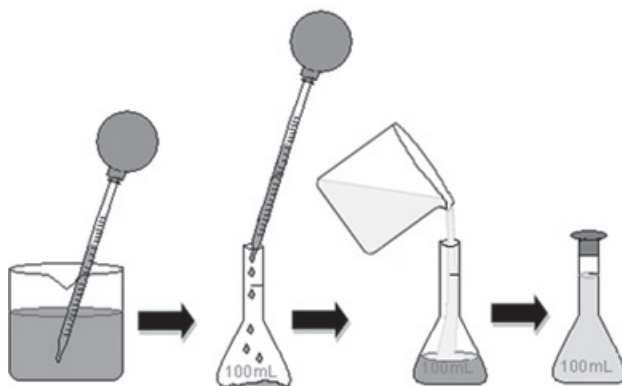
$$M = \frac{n}{V} \quad (3)$$

Em que M é a concentração molar; n é o número de mol do soluto e V é o volume da solução, mostrando que o número de mols do soluto pode ser dado por:

$$n = M \cdot V \quad (4)$$

As soluções podem ser preparadas através de outra solução que possui uma concentração conhecida, utilizando-se um método chamado diluição, o qual é aplicado com a finalidade de preparar uma solução com concentração menor que a solução inicial de concentração conhecida. Para se realizar esse procedimento, parte-se do princípio de que ambas as soluções (concentrada e diluída) possuam a mesma quantidade de soluto, porém a quantidade de solvente é maior na solução diluída, como mostrado na Figura 4.6.

Figura 4.6 | Processo de diluição de uma solução



Fonte: <<http://alunosonline.uol.com.br/upload/conteudo/images/diluicao-em-laboratorio.jpg>>. Acesso em: 11 mar. 2016.



Assimile

Assimile os conceitos sobre concentrações e diluição de soluções, realizando simulações de diversas substâncias, acessando:

<https://phet.colorado.edu/sims/html/concentration/latest/concentration_pt_BR.html>. Acesso em: 05 mar. 2016.

Sabendo-se que essas quantidades de solvente e soluto podem ser representadas em unidades de massa ou número de mols, e sendo 1 a solução concentrada e 2 a solução diluída, temos as seguintes relações:

$$\begin{array}{ll} \text{Massa} & \text{Número de mols} \\ m_1 = m_2 & n_1 = n_2 \end{array} \quad (5)$$

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2 \quad M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2 \quad (6)$$

Vamos considerar que precisamos preparar 2 L de uma solução de 0,5 mol/L de ácido clorídrico (HCL) a partir de uma solução inicial de 12 mol/L. Qual será o volume necessário da solução inicial para prepararmos essa solução? Sendo $M_1 = 12$ mol/L; $M_2 = 0,5$ mol/L e $V_2 = 2$ L, portanto:

$$12 \cdot V_1 = 0,5 \cdot 2 \Rightarrow V_1 = 0,083\text{L} = 83\text{mL}$$



Refleta

Exercite os conhecimentos adquiridos sobre a estequiometria de solução respondendo às perguntas do quiz construído pelo Professor Emiliano Chemello. Disponível em: <<http://www.quimica.net/emiliano/quiz/solucoes3/quiz.html>>. Acesso em: 05 mar. 2016.

Para encontrar a concentração desconhecida de uma solução pode-se utilizar o método da titulação. A determinação da concentração através desse método se dá mediante uma reação química que ocorre entre o titulante (cuja concentração é conhecida) e o titulado (solução com concentração desconhecida). Existem alguns tipos diferentes de titulação: ácido-base, oxidação-redução, precipitação e formação de complexos. A titulação ácido-base é a mais comum e utilizada no cotidiano de um laboratório.

Ela é um procedimento no qual pode ocorrer entre os pares: ácido forte/base forte, ácido fraco/base forte, base fraca/ácido forte e base fraca/ácido fraco, em que um ácido reage com uma base até que o ponto de equivalência seja atingido, ou seja, o momento no qual o número de íons do ácido é igual ao da base. Geralmente esse ponto é observado pela mudança de cor de um composto adicionado ao titulado antes do procedimento se iniciar, chamado indicador. Os indicadores para uma reação ácido-base são substâncias que apresentam a característica de adquirir colorações diferentes quando em meio ácido ou meio básico. A Tabela 4.2 apresenta algumas dessas substâncias:

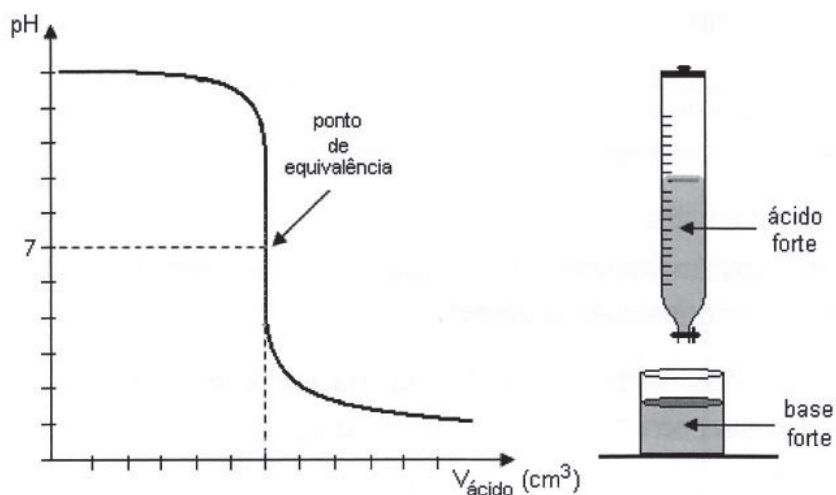
Tabela 4.2 | Indicadores ácido-base

Indicador	Meio ácido	Meio básico
Alaranjado de metila	Vermelho	Amarelo
Azul de bromotimol	Amarelo	Azul
Tornassol	Vermelho	Azul
Fenolftaleína	Incolor	Rosa

Fonte: O autor.

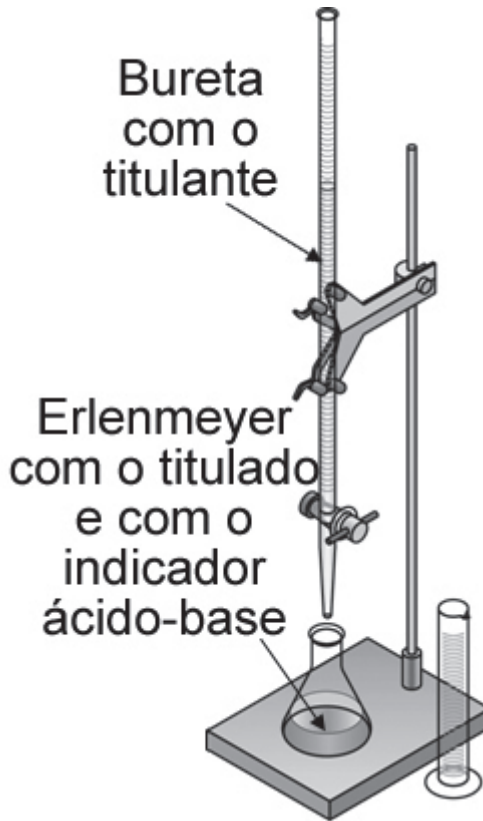
Após iniciado o procedimento de titulação, a solução sofrerá alterações no pH, conforme o titulante reage com o titulado, com esses dados de pH *versus* volume de titulante é possível construir um gráfico que representará o comportamento da reação. A esse gráfico dá-se o nome de curva de titulação e o ponto de equivalência também pode ser representado nela, conforme apresenta a Figura 4.2. Para se realizar o procedimento de titulação, utiliza-se um aparato contendo um erlenmeyer (contendo o titulado e o indicador) e uma bureta (contendo o titulante), como mostra a Figura 4.7:

Figura 4.7 | Representação da titulação ácido forte/base forte, sendo o ácido usado como titulante



Fonte: <<http://files.triplex.webnode.pt/200005894-95ea196e6e/168.JPG>>. Acesso em: 10 mar. 2016.

Figura 4.8 | Montagem do aparato para a titulação



Fonte: <<http://mundoeducacao.bol.uol.com.br/upload/conteudo/imagens/aparelhagem-para-titulacao.jpg>>. Acesso em: 10 mar. 2016.



Pesquise mais

Pesquise mais sobre a titulação ácido-base e verifique os diferentes gráficos que representam essas reações químicas. Disponível em:

<<https://www.youtube.com/watch?v=wDSYDCu8s58>>. Acesso em: 05 mar. 2016.

Após a realização da titulação, temos que calcular a concentração do titulado, considerando a estequiometria da reação química. Portanto, vamos considerar que a reação é representada pela seguinte equação:



sendo: A = ácido, B = base, C = sal e D = água, a, b, c e d são seus respectivos coeficientes estequiométricos. Vale lembrar que a reação ácido-base é de dupla

troca, que produz sal e água. Vamos considerar que o número de íons de H^+ do ácido é igual ao de OH^- da base, considerando a estequiometria da reação, conforme a equação 8.

$$\frac{n_A}{a} = \frac{n_B}{b} \quad (8)$$

Logo,

$$b \cdot n_A = a \cdot n_B \quad (9)$$

e substituindo

$$n = M \cdot V \quad (10)$$

temos a equação 11.

$$b \cdot M_A \cdot V_A = a \cdot M_B \cdot V_B \quad (11)$$

Por exemplo, temos 25 mL de uma solução de hidróxido de bário ($Ba(OH)_2$) de concentração desconhecida (titulado) que foi titulada por uma solução de ácido clorídrico (HCl) a 0,2 mol/L e nesse procedimento foram gastos 43,3 mL. Qual é a concentração da solução de hidróxido de bário?

Primeiramente, temos que uma reação entre o ácido clorídrico e o hidróxido de bário produz cloreto de bário e água, pois é uma reação de dupla troca: $2HCl(aq) + Ba(OH)_2 \longrightarrow BaCl_2(aq) + 2H_2O(l)$, logo:

$$\frac{n_{HCl}}{2} = \frac{n_{Ba(OH)_2}}{1}$$

$$1 \cdot n_{HCl} = 2 \cdot n_{Ba(OH)_2}$$

$$1 \cdot M_{HCl} \cdot V_{HCl} = 2 \cdot M_{Ba(OH)_2} \cdot V_{Ba(OH)_2}$$

$$1 \cdot 0,2 \cdot 43,3 = 2 \cdot M_{Ba(OH)_2} \cdot 25$$

$$M_{Ba(OH)_2} = 0,17 \text{ mol/L}$$



Exemplificando

500 mL de uma solução de hidróxido de bário ($Ba(OH)_2$) a 0,2 mol/L precisa ser preparada a partir de uma solução inicial de 1 mol/L para titular uma amostra de 35 mL de uma solução de ácido acético

(CH_3COOH), que possui uma concentração desconhecida e nesse procedimento foram gastos 40 mL da solução de hidróxido de bário. Qual é a concentração da solução de ácido acético?

Primeiramente, vamos diluir a solução de hidróxido de bário e, para isso, precisamos saber o volume da água a ser adicionada no solvente (água), assim:

$$n_1 = n_2$$

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$$

$$1 \cdot V_1 = 0,2 \cdot 500$$

$$V_2 = 100 \text{ mL}$$

Agora, temos que a reação do ácido acético com o hidróxido de bário produz acetato de bário e água, pois é uma reação de dupla troca: $2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Ba}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, logo:

$$\frac{n_{\text{CH}_3\text{COOH}}}{2} = \frac{n_{\text{Ba}(\text{OH})_2}}{1}$$

$$1 \cdot n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 2 \cdot n_{\text{Ba}(\text{OH})_2}$$

$$1 \cdot M_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot V_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 2 \cdot M_{\text{Ba}(\text{OH})_2} \cdot V_{\text{Ba}(\text{OH})_2}$$

$$1 \cdot M_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot 35 = 2 \cdot 0,2 \cdot 40$$

$$M_{\text{MCH}_3\text{COOH}} = 0,46 \text{ mol/L}$$



Faça você mesmo

2 L de uma solução de ácido sulfúrico (H_2SO_4) a 0,1 mol/L precisa ser preparada a partir de uma solução inicial de 0,8 mol/L para titular uma amostra de 15 mL de uma solução de hidróxido de manganês ($\text{Mn}(\text{OH})_2$), que possui uma concentração desconhecida e, nesse procedimento, foram gastos 20 mL da solução de ácido sulfúrico. Qual é a concentração da solução de hidróxido de manganês?

Sem medo de errar

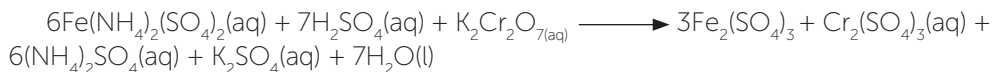
As análises de DBO (**D**emanda **B**ioquímica de **O**xigênio) e o DQO (**D**emanda **Q**uímica de **O**xigênio) são realizadas em corpos d'água e efluentes industriais de modo a obter um parâmetro de poluição. O principal método de análise para se encontrar a concentração molar de DBO é o método da diluição e incubação,

(disponível em: <<http://www2.sabesp.com.br/normas/nts/nts003.pdf>>. Acesso em: 11 mar. 2016). E, para encontrar a concentração molar do DQO, utiliza-se o método da digestão com dicromato em meio ácido e titulação com sulfato ferroso amoniacal (disponível em: <<http://www2.sabesp.com.br/normas/nts/nts004.pdf>>. Acesso em: 11 mar. 2016).

No método da diluição e incubação utilizado para encontrar a concentração molar de DBO, a amostra é diluída pela adição de diversas soluções e posteriormente é submetida a um processo de incubação. A adição dessas soluções à amostra tem a finalidade de fornecer os nutrientes essenciais (N, P, K, Fe) aos microrganismos responsáveis pelo consumo do oxigênio. Para fornecer potássio (K) à amostra, é preparada 500 mL de uma solução contendo fosfato monobásico de potássio (KH_2PO_4) a 0,017 g/mL e fosfato dibásico de potássio (K_2HPO_4) a 0,0668 g/L. Essa solução é diluída a um volume de 1000 mL, para isso, realizam-se os seguintes cálculos:

KH_2PO_4	K_2HPO_4
$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$	$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$
$0,017 \cdot 500 = C_2 \cdot 1000$	$0,0668 \cdot 500 = C_2 \cdot 1000$
$C_2 = 0,0085 \text{ g/mL}$	$C_2 = 0,0334 \text{ g/mL}$

O método da digestão com dicromato em meio ácido e titulação com sulfato ferroso amoniacal utilizado para obter-se a concentração molar do DQO é composto por procedimentos de diluição e titulação. Após o processo de digestão, em que diversos reagentes são adicionados à amostra, inclusive o dicromato de potássio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), que é conhecido por ser um forte agente oxidante e responsável pela reação de oxidação da matéria orgânica contida na amostra, são adicionadas algumas gotas de uma solução indicadora de ferro em uma amostra de 100 mL. A titulação de oxidação-redução ocorre utilizando-se uma solução de 0,025 mol/L de sulfato ferroso amoniacal ($\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) como titulante. Essa solução é preparada a partir da diluição de uma solução inicial com concentração de 0,25 mol/L, o procedimento de titulação pode ser representado pela seguinte equação química:



A titulação é encerrada quando a solução que inicialmente apresentava a cor verde se torna marrom avermelhado e, então, o volume de titulante gasto é anotado (30 mL) e a concentração molar do sulfato de cromo III ($\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$) é calculada através do seguinte procedimento:

$$\frac{n_{\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2}}{6} = \frac{n_{\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3}}{1}$$

$$n_{\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2} = 6 \cdot n_{\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3}$$

$$M_{\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2} \cdot V_{\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2} = 6 \cdot M_{\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3} \cdot V_{\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3}$$

$$0,025 \cdot 30 = 6 \cdot M_{\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3} \cdot 100$$

$$M_{\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3} = 0,00125 \text{ mol/L}$$



Atenção!

Reveja os conceitos de diluição e titulação acessando o link: <<http://www.proenc.iq.unesp.br/index.php/quimica/238-esteq-analise>>. Acesso em: 05 mar. 2016.



Lembre-se

Relembre como realizar uma titulação acessando: <https://www.youtube.com/watch?v=oxvC_egqau8>. Acesso: 05 mar. 2016.

Avançando na prática

Pratique mais!

Instrução

Desafiamos você a praticar o que aprendeu, transferindo seus conhecimentos para novas situações que pode encontrar no ambiente de trabalho. Realize as atividades e depois as compare com as de seus colegas.

"Titulação Aplicada à Saúde"

1. Competência de fundamentos de área	Conhecer os conceitos fundamentais em Química Geral para a formação científica e tecnológica.
2. Objetivos de aprendizagem	<ul style="list-style-type: none"> • Aplicar os cálculos de diluição. • Conhecer as reações de neutralização.
3. Conteúdos relacionados	Realizar os cálculos de diluição e titulação com o objetivo de encontrar uma concentração molar desconhecida.
4. Descrição da SP	O soro fisiológico possui grande aplicação na medicina e é uma solução composta por cloreto de sódio e água destilada. Se apresentada em uma concentração fora das especificações, pode provocar morte de células. Para garantir que a concentração do soro fisiológico chegue aos hospitais e às farmácias na concentração correta é aplicado o procedimento de titulação. Mas, como essa solução deve ser titulada? Qual a reação química envolvida? Nesta atividade você deverá construir a equação química que representa esse procedimento e apresentar os cálculos de diluição da solução titulante e de concentração da solução titulada.

(continua)

<p>5. Resolução da SP:</p>	<p>O titulante utilizado nesse procedimento é o nitrato de prata (AgNO_3) a uma concentração molar de 0,1 mol/L, portanto se possuímos essa solução na concentração de 1 mol/L é necessário diluí-la. Vamos considerar que é necessário produzir 5 L dessa solução, então, sendo $M_1 = 0,1$ mol/L; $V_1 = 5$ L e $M_2 = 1$ mol/L, o volume da solução necessário para realizarmos a diluição é:</p> $M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$ $0,1 \cdot 5 = 1 \cdot V_2$ $V_2 = 0,5 \text{ L}$ <p>Para dar continuidade ao procedimento de titulação, primeiramente, precisa-se construir a equação química que a representa. Considerando que a reação ocorre entre o cloreto de sódio (NaCl) e o nitrato de prata (AgNO_3) e é uma reação de dupla troca, a equação é apresentada da seguinte forma:</p> $\text{NaCl(aq)} + \text{AgNO}_3\text{(aq)} \longrightarrow \text{AgCl(s)}\downarrow + \text{NaNO}_3\text{(aq)}$ <p>Dando continuidade ao procedimento de titulação, uma amostra de 50 mL da solução de cloreto de sódio é retirada e colocada em um erlenmeyer para ser titulada pela solução de nitrato de prata a 0,1 mol/L, em que foram gastos 0,078 mL dessa solução e, assim, a concentração de cloreto de sódio pode ser calculada da seguinte forma:</p> $M_{\text{NaCl}} \cdot V_{\text{NaCl}} = M_{\text{HNO}_3} \cdot V_{\text{HNO}_3}$ $M_{\text{NaCl}} \cdot 50 = 0,1 \cdot 0,078$ $M_{\text{NaCl}} = 1,56 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$ <p>Nessa reação de titulação haverá precipitação do cloreto de prata (AgCl) caracterizando uma titulação por precipitação.</p>
----------------------------	---



Lembre-se

Reforce os conceitos vistos sobre diluição e titulação assistindo a esse vídeo: <https://www.youtube.com/watch?v=0HNw4_EAJ5o>. Acesso em: 05 mar. 2016.



Faça você mesmo

A titulação pode ser utilizada para encontrar o teor de acidez na produção de óleos vegetais, encontrando, assim, a concentração de ácidos graxos. Construa a equação química que representa esse procedimento e apresente os cálculos de diluição da solução titulante e de concentração da solução titulada.

Faça valer a pena!

1. Uma solução aquosa de nitrato de bário ($\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$) com concentração de 5 mol/L deve ser preparada a partir da diluição de uma solução inicial com concentração de 25 mol/L. Qual é o volume da solução inicial que deve ser diluído para se obter um volume de 0,6 L de solução a 5 mol/L?

- a) 0,1 L.
- b) 0,12 L.
- c) 0,6 L.
- d) 0,5 L.
- e) 0,25 L.

2. Na preparação de uma solução aquosa de ácido sulfúrico (H_2SO_4) com concentração de 0,1 mol/L, uma solução com concentração inicial de 0,7 mol/L deve ser diluída. Qual é o volume da solução inicial que deve ser diluído para se obter um volume de 100 mL de solução a 0,1 mol/L? Dado: 1L – 1000 mL.

- a) 0,01 L.
- b) 0,02 L.
- c) 0,1 L.
- d) 0,014 L.
- e) 0,03 L.

3. Visando a diluição de uma solução aquosa de concentração 1,5 mol/L de ácido fosfórico (H_3PO_4), qual será o volume de água que deve ser acrescentado a 300 mL da solução inicial de 1,5 mol/L para obtermos 2 L de uma solução com concentração de 0,3 mol/L?

- a) 1000 mL.
- b) 1500 mL.

- c) 1200mL.
- d) 1800mL.
- e) 500 mL.

Referências

RUSSEL, John B. **Química geral**. v. 2, 2. ed. São Paulo: Pearson Education do Brasil, 2011.

ZUMDAHL, Steven S.; DECOSTE, Donald J. **Introdução à química: Fundamentos**. 8. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2016.

ISBN 978-85-8482-352-9



9 788584 823529 >