



Elementos de Química Geral

Volume 1
2ª edição

Carmen Lucia de Oliveira Mendes
Mara Lúcia Gomes de Campos

Secretaria de
Ciência, Tecnologia
e Inovação



GOVERNO DO ESTADO
RIO DE JANEIRO

**UNIVERSIDADE
ABERTA DO BRASIL**

MINISTÉRIO DA
EDUCAÇÃO



APOIO:



Fundação Carlos Chagas Filho de Amparo
à Pesquisa do Estado do Rio de Janeiro

Fundação Cecierj / Consórcio Cederj

www.cecierj.edu.br

Presidente

Gilson Rodrigues

Vice-presidente de EAD

Marilvia Dansa de Alencar

Vice-presidente Científica

Monica Damouche dos Santos

Coordenação do Curso de Pedagogia

UENF – Shirlena Campos de Souza Amaral

UERJ – Solange Medeiros Pitombeira de Lucena

UNIRIO – Leonardo Villela de Castro

Material Didático

ELABORAÇÃO DE CONTEÚDO

Carmen Lucia de Oliveira Mendes

Mara Lúcia Gomes de Campos

COLABORADORA NA REVISÃO DAS ATIVIDADES

Beatriz de Carvalho Alves

COORDENAÇÃO DE DESENVOLVIMENTO INSTRUCIONAL

Cristine Costa Barreto

SUPERVISÃO DE DESENVOLVIMENTO INSTRUCIONAL

Flávia Busnardo

DESENVOLVIMENTO INSTRUCIONAL E REVISÃO

Aline Beatriz Alves

AValiação do Material Didático

Thaïs de Siervi

Departamento de Produção

COORDENAÇÃO DE PRODUÇÃO

Fábio Rapello Alencar

ASSISTENTE DE PRODUÇÃO

Bianca Giacomelli

CAPA

Fabiana Rocha

DIAGRAMAÇÃO

Carmen Lucia de Oliveira Mendes

PRODUÇÃO GRÁFICA

Patrícia Esteves

Copyright © 2014, Fundação Cecierj / Consórcio Cederj

Nenhuma parte deste material poderá ser reproduzida, transmitida e gravada, por qualquer meio eletrônico, mecânico, por fotocópia e outros, sem a prévia autorização, por escrito, da Fundação.

M538e

Mendes, Carmem Lucia de Oliveira.

Elementos de Química Geral. V. 1. 2. ed. / Carmen Lucia de Oliveira Mendes, Mara Lúcia Gomes de Campos. – Rio de Janeiro, 2014.
269p. : Il. 21 x 29,7 cm.

ISBN: 978-85-7648-947-4

1. Química. I. de Campos, Mara Lucia Gomes. II. Título.

CDD: 540

Referências Bibliográficas e catalogação na fonte, de acordo com as normas da ABNT.

Governo do Estado do Rio de Janeiro

Governador
Wilson Witzel

Secretário de Estado de Ciência, Tecnologia e Inovação
Leonardo Rodrigues

Universidades Consorciadas

**CEFET/RJ - Centro Federal de Educação Tecnológica
Celso Suckow da Fonseca**
Diretor-geral: Carlos Henrique Figueiredo Alves

FAETEC - Fundação de Apoio à Escola Técnica
Presidente: Alexandre Sérgio Alves Vieira

**IFF - Instituto Federal de Educação, Ciência e
Tecnologia Fluminense**
Reitor: Jefferson Manhães de Azevedo

**UENF - Universidade Estadual do Norte Fluminense
Darcy Ribeiro**
Reitor: Luis César Passoni

UERJ - Universidade do Estado do Rio de Janeiro
Reitor: Ruy Garcia Marques

UFF - Universidade Federal Fluminense
Reitor: Antonio Claudio Lucas da Nóbrega

**UFRJ - Universidade Federal do Rio de
Janeiro**
Reitora: Denise Pires de Carvalho

**UFRRJ - Universidade Federal Rural do Rio
de Janeiro**
Reitor: Ricardo Luiz Louro Berbara

**UNIRIO - Universidade Federal do Estado do
Rio de Janeiro**
Reitor: Luiz Pedro San Gil Jutuca

Elementos de Química Geral

Química?????



Observar

Imaginar

Questionar

Raciocinar

Aprender

Ensinar

“Quando ensinamos aprendemos mais. Passamos a ser, além de professores, alunos de nós mesmos.”



Licenciatura em Ciências Biológicas

Elementos de Química Geral

Carmen Lucia de Oliveira Mendes &
Mara Lucia Gomes de Campos

Sumário

| Aula | Título | Pág |
|-------------|--|------------|
| 1 | Propriedades Gerais da Matéria | 1 |
| 2 | Relações Numéricas | 21 |
| 3 | Explorando o Mol | 49 |
| 4 | Reação com Gases | 79 |
| 5 | Rendimento Real da reação, Impurezas e Excessos | 107 |
| 6 | Soluções - Unidades de Concentração | 135 |
| 7 | Diluição e Misturas de Soluções | 167 |
| 8 | O Átomo é Divisível | 185 |
| 9 | Estrutura Eletrônica dos Átomos | 209 |
| 10 | Propriedades Periódicas dos Elementos | 239 |



Licenciatura em Ciências Biológicas

Elementos de Química Geral

Carmen Lucia de Oliveira Mendes &
Mara Lucia Gomes de Campos

AULA 1

Propriedades Gerais da Matéria

META

Apresentar as leis ponderais: de conservação das massas e das proporções definidas; descrever o modelo atômico de Dalton; caracterizar elementos químicos, substâncias simples e compostas e misturas.

OBJETIVO

Esperamos que, após o estudo do conteúdo desta aula, você seja capaz de:

1. verificar se em uma reação química, ou experimento, as leis de conservação das massas e das proporções definidas estão sendo obedecidas;
2. diferenciar peso de massa;
3. identificar se uma determinada substância é pura ou composta e se uma mistura é homogênea ou heterogênea;
4. identificar elementos comuns na tabela periódica.



A Importância da Química

Fonte: Adaptação: Mendes & Campos

química <http://www.cienciahoje.pt/base/guest/phpthumb/phpThumb.php?src=/files/48/48322.jpg&w=400&f=jpg&q=95>

Na apresentação de nosso caderno didático, mostramos a você, futuro professor de Ciências e Biologia, a necessidade de estudarmos Química em nosso curso.

A água potável que chega às torneiras de sua casa são águas de rios, que são tratadas, no município do Rio de Janeiro, nas estações de tratamento da CEDAE (Companhia Estadual de Águas e Esgotos), com diferentes substâncias, até ficar adequada para consumo. Imagine hoje, com a enorme poluição dos nossos rios, como seria se essas substâncias químicas e suas propriedades não tivessem sido descobertas. Estaríamos bebendo água suja! Ou pior, água com micro-organismos altamente prejudiciais a saúde.



Fonte: <http://download.rj.gov.br/imagens/43/18/431832.jpg>

Figura 1.1: Estação de tratamento de águas do Rio Guandu - Cedae - Nova Iguaçu, RJ.

O estudo da Química associado e/ou aplicado aos diferentes ramos da ciência é que permitiu chegar aonde chegamos, com o nível de tecnologia que conhecemos. Outro exemplo são as pesquisas realizadas pela NASA no desenvolvimento de projetos espaciais que hoje são aplicados em nossa vida diária, embora não nos apercebamos disso.

Nesta aula, você terá uma ideia de como a Química, antes associada aos magos e alquimistas, transformou-se em uma ciência exata, a partir de experimentos simples, porém de alta relevância, realizados por notáveis pesquisadores.

1. A química como ciência

Ao final do século XVIII, as bases científicas da Química foram estabelecidas, dando a ela o *status* de ciência exata. Dois químicos franceses, Antoine Lavoisier e Joseph Proust, foram fundamentais nesse processo. Graças a eles, as leis das combinações químicas, também chamadas de **leis ponderais**, ficaram bem estabelecidas, permitindo que, no início do século XIX, John Dalton propusesse o primeiro modelo atômico consistente com os dados experimentais disponíveis na época. A partir daí, um crescimento impressionante de técnicas de análise e síntese de compostos químicos marcou os séculos XIX e XX.

Leis ponderais são postulados que relacionam as quantidades de massa e matéria de reagentes e produtos numa reação química. Elas são conhecidas como Lei da conservação das massas e Lei das proporções definidas.

1.1. Lei de Lavoisier: a lei da conservação das massas



Fontes: <http://officeimg.vo.msecnd.net/en-us/images/MH900444034.jpg>
<http://officeimg.vo.msecnd.net/en-us/images/MH900432914.jpg>

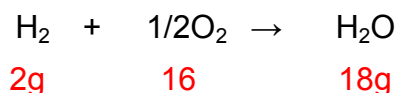
Figura 1.2: Bolinho de Lavoisier - “Na Natureza nada se perde, nada se cria, tudo se transforma.”

Em 1789, no seu *Tratado elementar de Química*, Antoine Lavoisier (1743-1794) fala das suas experiências com a combustão de metais e outros elementos. Ele observou que o aumento da massa de um material queimado ocorre pela incorporação de certa quantidade de ar (mais precisamente de oxigênio) ao metal. Seus trabalhos de análise quantitativa dos produtos obtidos nas reações de combustão e em outras reações químicas o levaram a propor a Lei da Conservação das Massas:

Numa reação química, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos.

“Na Natureza nada se perde, nada se cria, tudo se transforma.”

A reação a seguir é um exemplo que demonstra a lei da conservação das massas:



Observe que a massa de H_2 somada com a massa de O_2 totaliza a massa de H_2O produzida.

Lavoisier, com seus experimentos e observações, se não inaugurou, fez avançar em muito a Química Analítica, a Química Inorgânica e a Termodinâmica Química.

Experiência de Lavoisier sobre conservação de massa.

Você pode ver como ela é feita, no vídeo apresentado no link:

<http://www.youtube.com/watch?v=ukHCq5jT1W8>

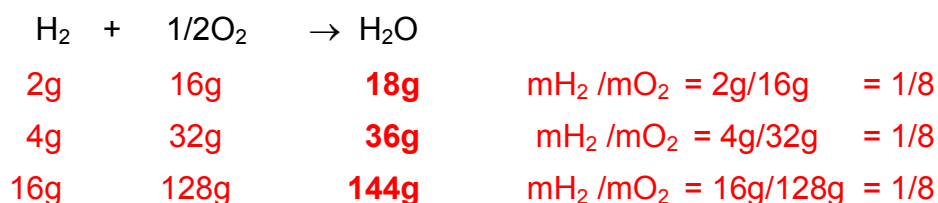


1.2. Lei de Proust: a lei das proporções definidas

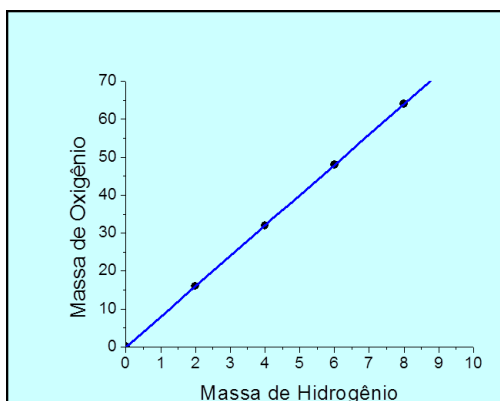
A lei da conservação da massa ajudou Joseph Proust (1754-1826), quando ele fazia uma série de experimentos semelhantes aos de Lavoisier, a estabelecer a lei das proporções definidas:

“Um composto é formado por elementos específicos combinados sempre na mesma proporção em massa.”

Observando a reação de formação da água, apresentada abaixo, você verifica que há uma correlação entre as massas de hidrogênio e oxigênio.



- Observe agora no gráfico essa relação.



Fonte Mendes & Campos

Figura 1.3- O gráfico apresenta a relação linear entre as massas de hidrogênio e de oxigênio.

Dessa forma, você pode concluir que:

A relação entre as massas de H_2 e de O_2 , nesta reação, será sempre mantida

Essas duas leis formam a base da **estequiometria**, que você estudará detalhadamente nas próximas aulas.

Estequiometria

Essa palavra provém da junção de dois radicais gregos: *stoikheion* e *metron*, que significam, respectivamente, elemento e medida. Ela se refere aos aspectos quantitativos de composição e reação química.

1.3. Lei de Dalton

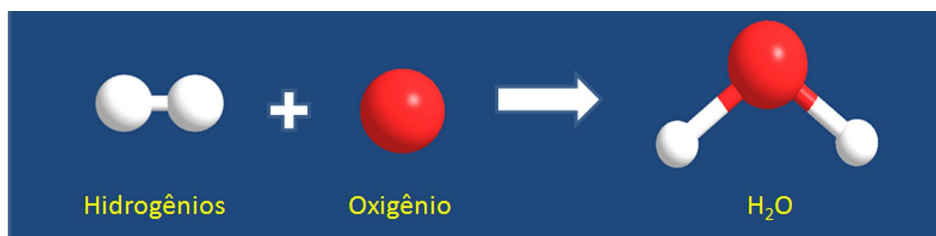
Os resultados das experiências de Lavoisier e Proust forneceram a base sobre a qual John Dalton (1766-1844) pode formular, em 1808, o seu modelo atômico. Nesse primeiro modelo quimicamente consistente, Dalton propôs que:

- a matéria é composta por partículas indivisíveis chamadas átomos;
- todos os átomos de um elemento particular são idênticos em massa e outras propriedades;
- os átomos são indestrutíveis e simplesmente se rearrumam nas reações químicas; eles não se dividem;
- quando os átomos de diferentes elementos se combinam para formar compostos, eles formam substâncias novas, mais complexas.

Podemos imaginar o átomo de Dalton como uma esfera maciça e extremamente pequena. Átomos de um mesmo elemento correspondem a esferas iguais em natureza e tamanho. Átomos de elementos distintos são representados por esferas também distintas. A formação de um composto é descrita pela combinação de esferas, em proporção definida pela lei de Proust.

O processo de formação da água a partir do hidrogênio e do oxigênio, por exemplo, foi descrito por Dalton como sendo a aproximação entre uma esfera de hidrogênio e uma esfera de oxigênio e a relação entre elas era 1:1. A molécula era tida como sendo HO. (Filgueiras, C.A. L., 2004)

Dalton cometeu alguns enganos em relação a algumas substâncias. Hoje, sabemos que a molécula da água é formada por dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio. Então, adaptando a molécula da água à representação de Dalton, associada à Lei das proporções definidas de Proust, teremos o equivalente a Figura 1.4, onde a água seria formada pela aproximação de duas pequenas esferas ligadas entre si (o que representa a molécula de hidrogênio, H_2) a uma esfera maior, representando um átomo de oxigênio (O).



Fonte: Mendes & Campos.

Figura 1.4: Imaginando a formação da água como sendo a aproximação de três esferas.

O modelo atômico desenvolvido por Dalton, apesar de não esclarecer com precisão a teoria atômica na forma que se conhece hoje, foi suficiente para explicar as leis de Lavoisier (conservação das massas) e de Proust (proporção definida). Na próxima aula, utilizaremos esse modelo para estudar algumas relações quantitativas que ocorrem numa reação química.

O que você pode perceber é que a Química é a ciência que trata da constituição da matéria, suas propriedades, transformações e das leis que as regem.

Atividade 1

Atende ao objetivo 1

Imagine que você tenha dois recipientes de vidro e em cada um deles coloque uma esponja de aço, antes de lacrá-los. Considere que ambas as esponjas possuam a mesma massa, sendo que:

- i) no primeiro vidro, você faz vácuo, ou seja, retira todo o ar que estava dentro dele;
- ii) no segundo vidro, você não faz vácuo, mantendo o ar em seu interior.

Sabendo que o ar é constituído principalmente de oxigênio (O_2) e nitrogênio (N_2), responda: após algumas semanas, qual dos dois vidros irá conter a esponja de aço com maior massa? Por quê?

Dica: pesquise sobre a ação do ar atmosférico sobre determinadas substâncias.

Resposta Comentada

A esponja que terá maior massa será aquela que ficou no segundo vidro (onde não foi feito vácuo), pois nele havia certa quantidade de ar. O oxigênio reage quimicamente com o ferro da esponja, oxidando-a, ou seja, fazendo com que ela fique “enferrujada”. A massa é maior porque você deve somar à massa da esponja, a massa do oxigênio que foi usado para oxidá-la.

Atende ao objetivo 1

Atividade 2

Um *chef* de cozinha preparou um creme contendo:

15 g de chocolate;

20 g de maisena;

30 g de açúcar;

50 mL de leite.

Um empregado seu resolveu fazer uma quantidade maior de creme e usou as seguintes medidas:

30 g de chocolate;

40 g de maisena;

50 g de açúcar;

100 mL de leite.

Ele usou as medidas de acordo com a Lei de Proust? Justifique.

Resposta Comentada

Não. O *chef* usou as seguintes proporções: 15: 20: **30**: 50; já o empregado usou: 30: 40: **50**: 100.

Ora, o empregado começou duplicando todas as massas, então, pela lei das proporções definidas, ele deveria ter colocado **60g** de açúcar, e não apenas **50g**. Sendo assim, o creme ficou menos doce.

2. Tipos e composição da matéria

2.1. Definição de matéria

O mundo físico em que vivemos é formado por matéria dos mais diversos tipos. Matéria é tudo que contém massa e ocupa lugar no espaço. As folhas do livro que você está lendo, o seu corpo, a água que você bebe e o ar que você respira são exemplos de matéria.

Massa é uma medida do quão difícil é começar o movimento de um corpo ou mudar a sua velocidade. Essa definição de massa é puramente operacional e vem das leis de Newton, que você aprendeu em Física elementar. A massa é propriedade intrínseca da matéria e não pode ser definida senão pelos efeitos que causa em outros corpos.

Assim, massa (m) é a quantidade de matéria presente em um dado sistema. Sua unidade no SI (Sistema Internacional de Unidades) é quilograma (kg), mas no dia a dia trabalhamos muito com o grama ($g = 10^{-3} \text{ kg}$).

A massa é, para um dado corpo, constante e independente do local onde o corpo se encontra. Você deve distinguir claramente a massa de um corpo de seu peso.

O peso de um corpo é a medida da força de atração da gravidade sobre ele, e depende do valor da força gravitacional. Um mesmo objeto na Terra e na Lua tem pesos diferentes, embora sua massa seja a mesma.

O valor do peso P de um corpo de massa m é dado por:

$$P = mg$$

em que g é a aceleração provocada pelo campo gravitacional.

Na Terra, $g = 9,8 \text{ m/s}^2$ ao nível do mar e a 45° de latitude.

O valor de g muda em relação à altura e à latitude.

Quando você segura uma barra de chocolate de aproximadamente 2 kg de massa, o leve movimento para baixo que você sente representa a força com que essa barra de chocolate, em sua mão, está sendo puxada para baixo pela gravidade.

Ao aplicarmos a equação que relaciona o peso à massa, obteremos o valor de 2 Newtons, observe:

$$P = m \times g = 2 \text{ kg} \times 9,8 \text{ m/s}^2 = 2 \text{ kg} \times 10 \text{ m/s}^2$$
$$P = 19,6 \text{ kg m/s}^2 \sim 2 \text{ Newtons.}$$

No entanto, o peso da barra de chocolate é 2 kg, sua própria massa. Por que, então, não são 2 Newtons, como mostra o cálculo acima?

Para responder a essa questão, vamos usar uma balança de dois pratos como exemplo.

Quando usamos uma balança de dois pratos em equilíbrio, pelo fato dos dois lados da balança estarem sujeitos à mesma ação da gravidade, o conteúdo deles terá o mesmo peso e, portanto, a mesma massa. Isso vale também quando usamos uma balança de um único prato, pois, apesar de não vermos, dentro da balança existem os contra pesos, que estão sujeitos à ação da gravidade do mesmo modo que na balança de dois pratos **Figura 1.6.**



Fonte: http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/f/f7/Analysenwaage_Tarierwaage_Zucker-Museum.jpg/800px-Analysenwaage_Tarierwaage_Zucker-Museum.jpg
http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/2/22/Balance_electronique-que%281%29.JPG/450px-Balance_electronique%281%29.JPG

Figura 1.5: Na balança de dois pratos, à esquerda, g atua nos dois pratos; na balança de um prato, à direita, g atua na matéria que está sobre a balança e também internamente nos contra pesos (taras).

Atividade 3

Atende ao objetivo 2

Você já aprendeu que o peso de um objeto na Lua é diferente do seu peso na Terra. Imagine agora, que você usou uma balança de dois pratos aqui na Terra e, depois na Lua. Os valores indicados na balança serão os mesmos? Por quê?

Resposta Comentada

Ao levar a balança para a Lua, nada muda, porque a aceleração da gravidade, embora menor na Lua, atua do mesmo modo nos dois pratos. O mesmo acontecendo na Terra. Na realidade, uma balança mede peso, porém, ela indica a massa do objeto.

2.2. Constituição da matéria

As inúmeras evidências experimentais mostram que a matéria é constituída de átomos. O átomo é a menor partícula que caracteriza um **elemento químico**. Embora a variedade de espécies de matéria seja extraordinária, existem pouco mais de cem tipos distintos de átomos.

Elemento químico ou elemento

É uma matéria que não pode ser decomposta em substâncias mais simples por processos físicos ou químicos comuns. Elementos podem ser imaginados como blocos químicos de construção de matérias mais complexas.

Átomos ou **moléculas** formados pelo mesmo elemento são **substâncias simples ou elementares**. Substâncias formadas por moléculas que con-

têm átomos diferentes são denominadas **substâncias compostas** (ou apenas *compostos*).

Molécula

É uma unidade química que contém dois ou mais átomos unidos por ligações químicas.

O oxigênio (O_2), por exemplo, é uma substância simples, formada por moléculas que só contêm átomos do elemento oxigênio (O). Cada molécula de oxigênio é formada por dois átomos de oxigênio. Já a água (H_2O) é um composto. Cada molécula de água contém dois átomos do elemento hidrogênio (H) e um átomo do elemento oxigênio (O).

A observação de que a composição elementar de um composto é sempre a mesma é a lei das proporções definidas

Os compostos podem ser decompostos nas substâncias elementares que os formam. Por exemplo: a água pode ser decomposta (por meio de uma reação química chamada **eletrólise**) em hidrogênio e oxigênio.

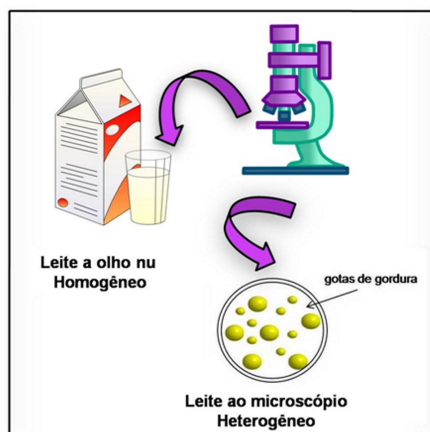
Eletrólise

Processo que separa os elementos químicos de um composto através da passagem de corrente elétrica. Quimicamente falando, é uma reação de oxirredução, que você aprenderá nesta disciplina.

Exemplo: a cor dourada, observada em bijuterias como brincos, pulseiras e colares, e a cor prateada que vemos nos acessórios dos carros antigos, tais como frisos, retrovisores externos e lanternas, são obtidas através de eletrólise.

Todas as substâncias (simples ou compostas) podem ser puras ou estar misturadas a outras substâncias. As substâncias puras simples são formadas por apenas um elemento químico. Por exemplo, o nitrogênio é composto apenas por átomos N. Já as substâncias puras compostas podem ter vários elementos químicos diferentes na mesma molécula, como por exemplo, a água.

As misturas são formadas por substâncias de natureza diferente. Se a aparência da mistura for a mesma em toda a sua extensão, então temos uma mistura homogênea (ou solução). Caso contrário, temos uma mistura heterogênea.



Fonte: Mendes & Campos.

Figura 1.6: O leite é uma mistura heterogênea, embora, a olho nu, nos leve a achar que é uma mistura homogênea, uma vez que não vemos as gotículas de gordura presentes.

Se você adicionar sal à água em quantidade suficiente para que ele seja totalmente dissolvido, observará que a mistura formada é homogênea. Trata-se então de uma solução. Entretanto, se você adicionar uma quantidade excessiva de sal, ele não irá se dissolver totalmente; uma parte ficará em solução e outra ficará depositada no fundo do recipiente. A aparência não será homogênea. Essa mistura é heterogênea. É uma solução bifásica: você observa que tem duas fases: uma líquida (solução de água e sal) e outra sólida (depósito de sal).



Fonte: Mendes & Campos

Figura 1.7: Soluções de sal (dicromato de potássio) em água: solubilização total do sal (homogênea e monofásica) e solubilização parcial (heterogênea e bifásica).

Atende ao objetivo 3

Atividade 4

Em uma bancada de laboratório estão quatro frascos contendo materiais distintos

| Frasco | 1 | 2 | 3 | 4 |
|----------|-----------------------|---------------|---------------|------|
| Conteúdo | etanol (C_2H_5OH) | água e açúcar | azeite e água | iodo |

Identifique o frasco que corresponde a:

- A) uma substância elementar pura;
- B) um composto puro;
- C) uma mistura homogênea ou solução;
- D) uma mistura heterogênea.

Resposta comentada

Você dever ter em mente as definições dadas no tópico que precede esta atividade para desenvolvê-la bem.

Lembre-se de que uma substância pura é formada por átomos ou moléculas de uma só espécie química. Ela é elementar se só existe um elemento em sua constituição, e composta se é formada por mais de um elemento. As misturas contêm mais de uma espécie química. São homogêneas se têm aspecto e composição uniforme; caso contrário, são heterogêneas.

Assim, o conteúdo do Frasco 1 é o de uma substância cujas moléculas são formadas por átomos de carbono, hidrogênio e oxigênio (C_2H_5OH).

Trata-se de um composto puro. Letra B.

O Frasco 2 contém uma mistura de dois compostos: água, formada por átomos de hidrogênio e oxigênio, e sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$), formada por átomos de carbono, hidrogênio e oxigênio. Como o açúcar é solúvel em água, o Frasco 2 contém uma mistura homogênea, ou solução. Letra C.

O azeite e a água também formam uma mistura de dois compostos. Entretanto, o azeite não se dissolve na água. Temos, então, uma mistura heterogênea no Frasco 3. Letra D.

Finalmente, o conteúdo do Frasco 4 é o de uma substância pura, formada por átomos do mesmo elemento químico (I_2). Trata-se de uma substância elementar pura. Letra A.

2.3. Representação dos elementos químicos

Todo elemento é representado pelo seu símbolo. Normalmente, o símbolo dado a um elemento é formado pela primeira letra (maiúscula) do seu nome. O símbolo do hidrogênio, por exemplo, é H, o do carbono é C, e o do oxigênio é O.

Quando mais de um elemento tiver seu nome começando pela mesma letra, as duas primeiras letras do nome serão usadas para representá-lo. Os símbolos do cálcio e do cromo, por exemplo, que começam com a mesma letra, são Ca e Cr, respectivamente. Observe que a segunda letra é sempre minúscula

Em muitos casos, parece que as regras acima não são cumpridas. Isso é porque muitos nomes de elementos vêm do latim.

O símbolo do sódio, por exemplo, é Na, que vem de *natrium*.

Dessa forma, o melhor é memorizar os símbolos dos elementos que aparecem com mais frequência. Alguns deles estão listados na **Tabela 1.1** a seguir:

Tabela 1.1: Símbolos de alguns elementos comuns.

Fonte: Mendes & Campos.

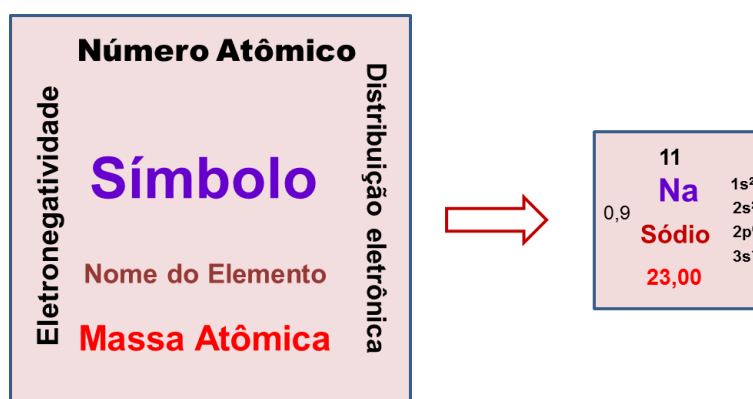
| Elemento | Símbolo | Elemento | Símbolo |
|----------|---------|----------|---------|
| Oxigênio | O | Alumínio | Al |
| Flúor | F | Cobalto | Co |
| Fósforo | P | Cobre | Cu |
| Enxofre | S | Ferro | Fe |
| Potássio | K | Carbono | C |
| Iodo | I | Zinco | Zn |

A lista dos elementos conhecidos, com seus símbolos e outras importantes características, está contida na Tabela Periódica dos Elementos, que você encontra na contracapa deste módulo. O estudo dessa tabela faz parte do nosso curso e será visto mais adiante.

Nesta aula, como os átomos que estamos trabalhando são aqueles modelados por Dalton, apresentaremos, a título de informação inicial, como os elementos químicos são apresentados na tabela periódica, enfatizando apenas seus nomes, símbolos e massas atômicas.

Observe a Figura 1.8. Nela estão representadas as principais informações referentes a um dado elemento, das quais apenas algumas serão usadas durante as próximas aulas.

As outras informações contidas em cada quadro, semelhantes a essas apresentadas nesta figura, serão estudadas a partir da apresentação de outros modelos atômicos desenvolvidos depois de Dalton.



Fonte: Mendes & Campos.

Figuras 1.9: Representação da legenda de uma tabela periódica. Observe, no quadro menor, como ficam essas informações para o elemento químico sódio (Na).

Observe que o símbolo do elemento cobalto é Co, e o da molécula de monóxido de carbono é CO, demonstrando que um átomo de carbono está ligado a um átomo de oxigênio. O que os diferencia é apenas a relação entre letra maiúscula e minúscula em sua representação gráfica. Portanto, é importante que você siga as regras dadas acima.

Atividade 5

Atende ao objetivo 4

Observe a tabela periódica. Localize nessa tabela os quadros correspondentes aos elementos enxofre, cromo, bismuto e platina e copie os símbolos e as massas atômicas contidas neles. Ao estudar a Tabela Periódica, você compreenderá a organização de cada quadro nela contido.

Resposta comentada

Embora esta tarefa seja muito simples, é importante que você observe todos os quadros da Tabela Periódica e perceba as diferenças de símbolos e de massas atômicas de cada um deles.

Conclusão

Nesta aula, você obteve uma grande quantidade de informações que serão muito importantes em sua viagem através dos conteúdos de nossa disciplina.

As leis ponderais, que serviram de base para o desenvolvimento do modelo atômico de Dalton, permitiram o avanço desta ciência, através do estudo do comportamento e da formação das substâncias, bem como, da

representação dos elementos e compostos. Esses conceitos formam a base da Química teórica e prática que trabalharemos.

Atividade final 1

Atende aos objetivos 1, 2, 3 e 4

- a) Qual a diferença fundamental entre átomo e elemento químico?
- b) Identifique uma diferença fundamental entre substância pura composta e substância pura simples. Depois, responda: O_2 e O_3 são substâncias puras compostas ou puras simples?
- c) A água é uma mistura de hidrogênio e oxigênio. Você concorda com essa afirmação? Justifique.

Respostas Comentadas

- a) Em “composição e tipos de matéria” você tem a seguinte informação: “Um átomo é a menor partícula que caracteriza um elemento químico”. Um elemento químico X pode representar uma variedade de átomos da mesma espécie X. Exemplo: o elemento químico cloro (Cl) pode representar o cloro 35, o cloro 36 ou o cloro 37, que são isótopos do cloro. Você irá estudar mais adiante as semelhanças entre átomos de um mesmo elemento, e ficará conhecendo o que são isótopos, isóbaros e isótonos.
- b) Em “constituição da matéria” você pode concluir que a diferença fundamental entre substância pura composta e substância pura simples está na presença de mais de um elemento na substância pura composta (como, por exemplo, NH_3), e somente um elemento na substância pura simples (como, por exemplo, H_2). Então, baseado nessa resposta, você pode concluir que O_2 e O_3 são substâncias puras simples.
- c) A água não é uma mistura, porque dois átomos de hidrogênio e um de

oxigênio se unem, através de uma ligação química, formando uma molécula. Caso não se lembre, dê uma conferida na Figura 1.4.

Resumo

Desde uma célula microscópica até os corpos celestes, tudo que tem massa e ocupa lugar no espaço é formado por matéria. As substâncias formadoras da matéria podem ser simples ou compostas. Elas possuem uma série de propriedades e podem sofrer transformações que alteram ou não a sua composição.

Veja na página a seguir o mapa conceitual sobre alguns tópicos estudados nesta aula.

Informações sobre a próxima aula

Na próxima aula, vamos começar a trabalhar com as consequências das leis da ação das massas e das proporções definidas, e com o modelo atômico de Dalton. Você vai aprender a “fazer química” como os alquimistas, que tentavam transformar chumbo em ouro.

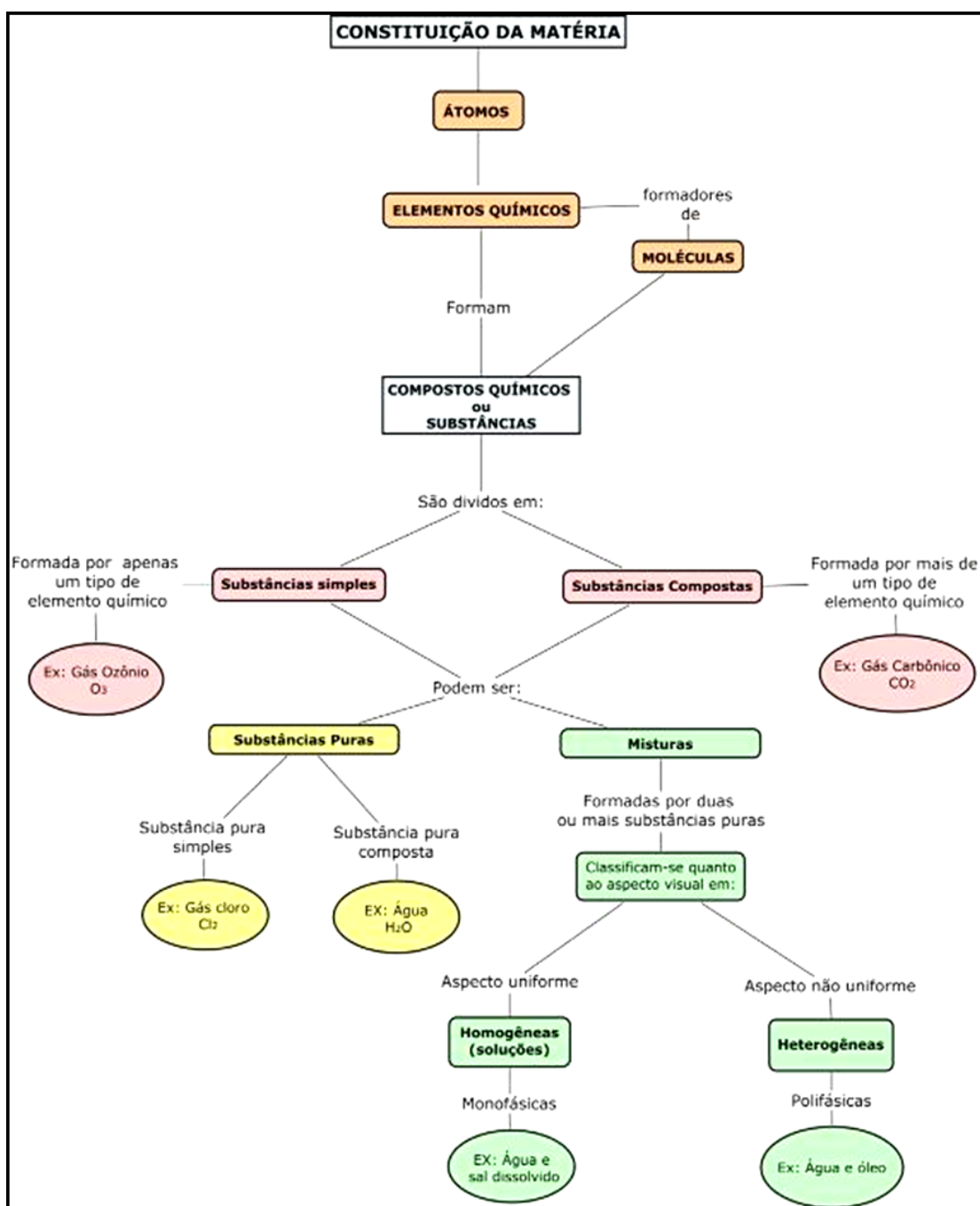
Referências bibliográficas

ATKINS, P.; JONES, L., **Princípios de Química**. Questionando a vida moderna e o meio ambiente. Bookman, 1999.

BRADY, James, E.; HUMISTON, Gerard, E. **Química Geral**. Vol 1. 1996.

RUSSEL, J.B. **Química Geral**. 2ª edição. McGraw-Hill do Brasil.

Fillgueiras, C.A.L., 2004. “200 Anos da Teoria Atômica de Dalton” **Química Nova na Escola**, Vol 1, Novembro 2004.



Fonte: Mendes & Campos



Licenciatura em Ciências Biológicas

Elementos de Química Geral

Carmen Lucia de Oliveira Mendes &
Mara Lucia Gomes de Campos

AULA 2

Relações Numéricas

META

Definir massa atômica; massa molecular; mol; massa molar e volume molar.

OBJETIVO

Esperamos que, após o estudo do conteúdo desta aula, você seja capaz de:

1. calcular a massa de um átomo;
2. determinar o número de mols, a massa e/ou a massa molar presentes em uma matéria;
3. determinar o volume de um gás nas CPTP.



Fonte: Adaptação: Mendes & Campos

http://farm4.staticflickr.com/3005/2583425173_174d46293b_o.jpg

Na Aula 1, você entrou em contato com a representação dos elementos químicos na Tabela Periódica. E deve ter observado, na simbologia apresentada na Figura 1.8, que os elementos, além de terem seus símbolos indicados, têm algumas de suas propriedades associadas, tais como:

- ♦ número atômico;
- ♦ massa atômica;
- ♦ eletronegatividade;
- ♦ distribuição eletrônica.

Entretanto, as definições dessas importantes propriedades não foram apresentadas a você. E isso foi proposital, pois cada uma delas será vista em nossas aulas à medida da necessidade de sua utilização.

Nesta aula, iremos definir massa atômica e suas relações com outras propriedades dos elementos e compostos químicos. Para tal, o que você deve saber, por enquanto, são apenas as leis ponderais e como é o átomo concebido por Dalton (sem partículas carregadas). Esse modo de abordagem foi usado pelos químicos nos primórdios da Química, quando ainda não se conhecia a existência dos elétrons.

Quando for necessário, introduziremos outros modelos atômicos, que irão complementar seus conhecimentos e ajudarão você a compreender melhor como a Química se desenvolveu.

1. O que são relações numéricas?

De que serviriam as leis de Lavoisier e Proust se não pudéssemos utilizá-las na interpretação dos fenômenos químicos com que nos deparamos todos os momentos? Poderiam elas nos ajudar a prever os resultados desses fenômenos antecipadamente, ou nos ajudar a entendê-los?

Para responder a essas questões, vamos apresentar algumas definições e relações matemáticas, denominadas *relações numéricas*, entre diferentes propriedades físicas e químicas das substâncias. Elas irão aos poucos criar um conjunto de conhecimentos aplicáveis, como se fossem blocos iniciais, que irão se encaixando a medida que formos progredindo em nossos estudos.

1.1. Massa Atômica (MA)

Da mesma forma que você precisa conhecer as unidades de medida de massa e volume para fazer uma receita, em Química você também precisa conhecer algumas propriedades dos elementos químicos e suas unidades.

Na aula anterior, você aprendeu que o átomo é muito pequeno, e isso impede que sejam utilizados os padrões de medida convencionais para estudar os compostos formados por ele. Dessa forma, unidades de medida como a unidade de massa atômica e a quantidade de matéria (o mol) são algumas unidades importantes da Química que você vai conhecer nesta aula.

Massa atômica é a massa de um átomo medida em unidades de massa atômica, cuja sigla é **u.m.a** ou somente **u**.

Na escala de massa atômica, as massas de cada tipo de átomo são especificadas em relação ao valor da massa do carbono 12 (C-12).

Exemplo:

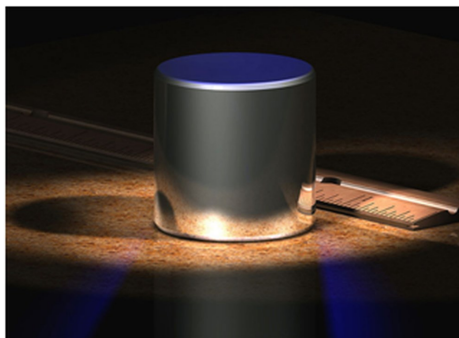
O átomo de Oxigênio 16 (O-16) tem massa igual a $6/12$ vezes a massa do C-12. Isto é, tem 1,333 vezes a massa do carbono. Desse modo, a massa atômica do O -16 em u é $1,333 \times 12 = 16$.

Observe bem: a unidade de massa atômica é u (ou u.m.a) e não gramas!

Em nossas aulas, utilizaremos a unidade u.

Vamos entender melhor o que é essa unidade.

Quando você pesa uma barra de chocolate de 2 kg, o valor obtido é resultado da comparação da massa da barra com uma massa padrão, o quilograma. O peso da barra de chocolate é duas vezes maior que o padrão. Logo, o que se conclui é: para determinar a massa de algo é necessário ter um padrão arbitrário e uma unidade.



Fonte: <http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/b/b5/CGKilogram.jpg/800px-CGKilogram.jpg>

Figura 2.1: Este é o quilograma padrão.

No caso dos átomos, o átomo de Carbono 12 (C -12) foi escolhido arbitrariamente como padrão para medição de massas e, então, foi desenvolvida uma escala de medições relativas de massa – **a unidade de massas atômicas (u.m.a ou u)**, que representa $1/12$ da massa de um átomo de carbono 12.

Desse modo, um átomo de carbono tem MA igual a 1 u.

A unidade de massa atômica (u) é igual a 1/12 da massa do átomo do Carbono 12.

Atualmente, determinou-se experimentalmente que:

$$1 \text{ u corresponde a } 1,660 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

Agora que você já aprendeu a relação entre massa atômica e massa em gramas, pode calcular a massa de um único átomo de C -12, e verificar que ele, como qualquer outro átomo, é infinitamente pequeno.

Veja como:

Se 1 u equivale a $1,660 \times 10^{-27} \text{ kg}$ e equivale também a 1/12 da massa do C -12 (m_C), então:

$$1,660 \times 10^{-27} \text{ kg} = 1/12 \times m_C$$

$$m_C = 12 \times 1,660 \times 10^{-27} \text{ kg} = 19,92 \times 10^{-27} \text{ kg} = 1,992 \times 10^{-26} \text{ kg}$$

$$m_C = 1,992 \times 10^{-23} \text{ g} = 0,0000000000000000000000001992 \text{ g}$$

Você pode utilizar esse raciocínio para qualquer átomo, e concluir que: um átomo de qualquer elemento químico é extremamente leve!

Atividade 1

Atende ao objetivo 1

- a) Qual será a massa, em gramas, de um átomo de oxigênio 16?
- b) Qual será a massa, em gramas, do átomo de cloro 35?

c) Sabendo que a massa de um átomo de enxofre é 32/12 vezes maior que a do carbono 12, pode-se dizer que a massa do átomo de enxofre, em grammas, é da ordem de:

- a) 32 g b) 10^{-23} g c) 10^{23} g d) 10^{-100} g

Resposta Comentada

a) De acordo com o que foi feito para encontrar a massa do átomo de carbono, você pode estimar a massa de qualquer átomo. No caso do oxigênio 16, você deve fazer:

$$1 \text{ u} \quad \text{-----} \quad 1,660 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

$$16 \text{ u} \quad \text{-----} \quad \mathbf{x}$$

$$\Rightarrow \mathbf{x} = (16 \text{ u.} \times 1,660 \times 10^{-27} \text{ kg}) / 1 \text{ u} = 26,56 \times 10^{-27} \text{ kg} = 2,656 \times 10^{-26} \text{ kg}$$

$$\Rightarrow \mathbf{x} = 2,656 \times 10^{-23} \text{ g} = 0,0000000000000000000000002656 \text{ g}$$

$$\begin{aligned} \text{b) } 35 \text{ u} \times 1,660 \times 10^{-27} \text{ kg/u} &= 58,1 \times 10^{-27} \text{ kg} = 58,1 \times 10^{-24} \text{ g} \\ &= 5,81 \times 10^{-23} \text{ g.} \end{aligned}$$

c) opção (b), pois

$$32 \text{ u} \times 1,660 \times 10^{-27} \text{ kg/u.} = 53,12 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

$$\Rightarrow 53,12 \times 10^{-24} \text{ g} = 5,3 \times 10^{-23} \text{ g} . \text{ Isto é: } \sim 10^{-23} \text{ g}$$

1.2. Massa Molecular (MM)

Massa molecular (MM) é a massa de uma molécula em u. Para calcular a massa molecular de uma substância, você deve primeiro somar as massas atômicas (MA) de todos os elementos que a constitui.

Exemplos:

Para calcular a massa molecular da H_2O , você deve primeiro, ver quantos átomos de cada espécie existem na molécula. Na H_2O , existem dois átomos de H e um de O.

Desse modo:

$$\begin{aligned}\text{MM da } \text{H}_2\text{O} &= 2 \times \text{MA do H} + 1 \times \text{MA do O} \\ &= 2 \times (1 \text{ u}) + 1 \times (16 \text{ u}) = 18 \text{ u}\end{aligned}$$

Para outras moléculas, o raciocínio é o mesmo:

$$\begin{aligned}\text{MM do } \text{CO}_2 \text{ (dióxido de carbono ou gás carbônico)} &= \\ &= 1 \times \text{MA do C} + 2 \times \text{MA do O} = 1 \times (12 \text{ u}) + 2 \times (16 \text{ u}) \\ &= 12 + 32 = 44 \text{ u}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{MM do HCl (ácido clorídrico)} &= \\ &= 1 \times \text{MA do H} + 1 \times \text{MA do Cl} = 1 \times (1 \text{ u}) + 1 \times (35,5 \text{ u}) = 36,5 \text{ u}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{MM do } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (ácido sulfúrico)} &= 2 \times \text{MA do H} + 1 \times \text{MA do S} + 4 \times \text{MA do O} \\ &= 2 \times (1 \text{ u}) + 1 \times (32 \text{ u}) + 4 \times (16 \text{ u}) = 98 \text{ u}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{MM do } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 &= 2 \times \text{MA do Al} + 3 \times [(\text{MA do S}) + 4 \times (\text{MA do O})] \\ &= 2 \times (27 \text{ u}) + 3 \times [(32 \text{ u}) + 4 \times (16 \text{ u})] = 342 \text{ u}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{MM do } \text{Ca}(\text{ClO}_3)_2 &= 1 \times \text{MA do Ca} + 2 \times [(\text{MA do Cl}) + 3 \times (\text{MA do O})] \\ &= 1 \times (40 \text{ u}) + 2 \times [(35,5 \text{ u}) + 3 \times (16 \text{ u})] = 207 \text{ u}\end{aligned}$$

1.3. Quantidade de matéria – Mol

Você aprendeu que um átomo tem uma massa muito pequena, da ordem de 10^{-23} g. Mesmo que juntássemos uma grande quantidade de átomos, ainda assim a massa total seria muito pequena.

Para termos apenas 1 g de átomos de qualquer elemento, deveremos juntar cerca de 10^{23} átomos, pois:

$$1 \text{ átomo} \text{ ----- } 10^{-23} \text{ g}$$

$$x \text{ átomos} \text{ ----- } 1 \text{ g}$$

$$\Rightarrow x = (1 \text{ átomo} \times 1 \text{ g}) / 10^{-23} \text{ g} = 10^{23} \text{ átomos}$$

Por esse resultado, você vê que a quantidade necessária de átomos para criar uma massa de 1 g é muito grande: ~ 100000000000000000000000 átomos.

Para facilitar os cálculos com átomos, íons, moléculas ou **partículas elementares**, foi criada uma unidade de quantidade de matéria. Essa unidade é chamada **mol**.

Partículas elementares

A palavra partícula refere-se a qualquer matéria que possua dimensões muito pequenas. Chamamos partículas elementares às unidades constituintes do átomo. Considera-se com o termo elementar que essas partículas não podem ser divididas em unidades menores.

Do mesmo modo que:

1 dúzia de laranjas = 12 laranjas;

1 dezenas de bolas = 10 bolas;

1 milheiro de tijolos = 1.000 tijolos;

1 mol de qualquer espécie elementar = $6,02 \times 10^{23}$ espécies elementares.

A palavra mol vem do latim, e quer dizer “pilha muito grande”. Um mol de átomos, moléculas ou partículas elementares é igual a $6,02 \times 10^{23}$ átomos ou moléculas ou partículas elementares. Esse número é conhecido como número de Avogadro.

O número de Avogadro (N_A) é uma **constante adimensional** que indica a quantidade de átomos de carbono 12 que, juntos, representam 12 g da substância. O nome da constante é uma homenagem ao cientista Amadeo Avogadro.

Vários experimentos foram realizados em busca do número de Avogadro.

Constante adimensional

Uma constante, numa relação química, física ou matemática, é um número que não tem seu valor alterado sob hipótese alguma. É constante!

Uma grandeza (ou número) adimensional é desprovida de qualquer unidade. Elas são originadas quando fazemos a divisão entre duas grandezas de mesma unidade, ou o produto de duas grandezas em que as unidades se cancelam.

Exemplos: $5 \text{ cm} / 2 \text{ cm} = 2,5$

$$6 \text{ g} / 2 \text{ g} = 3$$

Logo, constante adimensional é um número puro.

Assim, retomando o que você aprendeu, a massa de um átomo de carbono é igual a $1,992 \times 10^{-23} \text{ g}$. Então, de acordo com Avogadro, em 12 gramas de carbono teremos:

$$1 \text{ átomo C} \quad \text{-----} \quad 1,992 \times 10^{-23} \text{ g}$$

$$x \text{ átomos C} \quad \text{-----} \quad 12 \text{ g}$$

$$\Rightarrow x = 12 / 1,992 \times 10^{-23} \text{ g} = 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

Nesta demonstração, x é o número de Avogadro (N_A) e corresponde a 1 mol.

1 mol de átomos corresponde a $6,02 \times 10^{23}$ átomos.
1 mol de moléculas corresponde a $6,02 \times 10^{23}$ moléculas.

No início do século XX, Jean Baptiste Perrin (foto), professor de Físico-Química, estimou a constante de Avogadro como um número entre $6,5 \times 10^{23}$ e $7,2 \times 10^{23}$. Como consequência, recebeu o prêmio Nobel de Física em 1926.

1.4. Massa Molar (M)

Massa molar (M) é a massa, em gramas, de um mol de uma substância.

Conforme você pode ver em sua definição, a massa molar (M) do carbono é a massa de 1 mol de carbono, e é igual a 12 g.

Do mesmo modo:

- MA do oxigênio é 16 u \rightarrow M = 16 g/mol.
- MA do cálcio é 40 u \rightarrow M = 40 g/mol.
- MA do ferro é 56 u \rightarrow M = 56 g/mol.

Esses exemplos dizem respeito à massa molar de átomos, mas você pode também querer saber a massa molar de uma molécula (como a da H_2O , por exemplo) ou de qualquer outra espécie química. Para tal, basta calcular as massas moleculares (MM) e igualar a massa molar.

$$\text{MM da H}_2\text{O é 18 u} \rightarrow \text{M} = 18 \text{ g/mol} \left\{ \begin{array}{l} \Rightarrow 1 \text{ mol de H}_2\text{O} = 18 \text{ g} \\ \Rightarrow 2 \text{ mols de H}_2\text{O} = 36 \text{ g} \\ \Rightarrow 0,5 \text{ mol de H}_2\text{O} = 9 \text{ g} \end{array} \right.$$

$$\text{MM do CO}_2 \text{ é 44 u} \rightarrow \text{M} = 44 \text{ g/mol} \left\{ \begin{array}{l} \Rightarrow 1 \text{ mol de CO}_2 = 44 \text{ g} \\ \Rightarrow 2 \text{ mols de CO}_2 = 88 \text{ g} \\ \Rightarrow 0,2 \text{ mol de CO}_2 = 44 \text{ g} \times 0,2 = 8,8 \text{ g} \end{array} \right.$$

$$\text{MM do HCl é 36 u} \rightarrow \text{M} = 36 \text{ g/mol} \left\{ \begin{array}{l} \Rightarrow 1 \text{ mol de HCl} = 36 \text{ g} \\ \Rightarrow 5 \text{ de HCl} = 36 \text{ g} \times 5 = 180 \text{ g} \\ \Rightarrow 0,1 \text{ mol de HCl} = 36 \text{ g} \times 0,1 = 3,6 \text{ g} \end{array} \right.$$

$$\text{MM do Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{M} = 342 \text{ g/mol} \left\{ \begin{array}{l} \Rightarrow 1 \text{ mol de Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 342 \text{ g} \\ \Rightarrow 5 \text{ mols de Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 342 \text{ g} \times 5 = 1710 \text{ g} \\ \Rightarrow 0,1 \text{ mol de Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 342 \text{ g} \times 0,1 = 34,2 \text{ g} \end{array} \right.$$

$$\text{MM do Ca(ClO}_3)_2 \rightarrow \text{M} = 207 \text{ g/mol} \left\{ \begin{array}{l} \Rightarrow 1 \text{ mol de Ca(ClO}_3)_2 = 207 \text{ g} \\ \Rightarrow 5 \text{ mols de Ca(ClO}_3)_2 = 207 \text{ g} \times 5 = 1035 \text{ g} \\ \Rightarrow 0,1 \text{ mol de Ca(ClO}_3)_2 = 207 \text{ g} \times 0,1 = 20,7 \text{ g} \end{array} \right.$$

Não confunda:

Massa atômica (MA) é a massa de um átomo medida em u.

Massa molecular (MM) é a massa de uma molécula medida em u.

Mol é quantidade de matéria e equivale a $6,02 \times 10^{23}$.

Massa molar (M) é a massa, em gramas, de um mol de uma substância.

Em Química, as quantidades de substâncias ou espécies são mais facilmente trabalhadas quando se usa a quantidade de matéria em mol, em lugar de grama ou quilograma. Para calcular o número de mols (n) contido em certa quantidade (m) ,em gramas, de matéria, você pode usar uma regra de três:

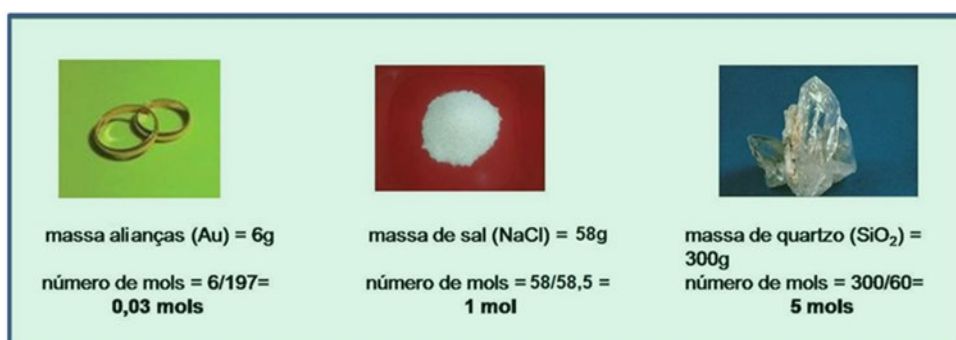
regra de três

| | | |
|--------|-------|-----|
| 1 mol | ----- | M g |
| x mols | ----- | m g |

=> $x = (m \times 1)/M \Rightarrow x = m/M$ onde, M é a massa molar da substância.

Ou, a expressão: $n = \frac{m}{M}$

Comparando os resultados dos dois métodos de cálculo do número de mols (n), você pode verificar que eles geram a mesma relação.



Adaptação: Mendes & Campos

Fonte Aliança: http://www.sxc.hu/pic/m/o/ol/ollycb/1326034_gold_rings_2.jpg

Fonte sal: http://www.sxc.hu/pic/s/0/04/04evil/205212_salt.jpg

Fonte cristal: http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/1/14/Quartz%2C_Tibet.jpg/598px-Quartz%2C_Tibet.jpg

Figura 2.2: Observe a diferença entre os números de mols de diferentes quantidades de matéria.

Atividade 2

Atende ao objetivo 2

Calcule a massa, em gramas, de uma molécula de:

- a) Br₂
- b) NO₂
- c) HNO₃

Respostas Comentadas

$M_{Br_2} = 160 \text{ g/mol}$

a) Como são dois átomos de bromo no Br_2 , e cada um tem massa molar igual a 80 g/mol, segue que dois terão 160 g/mol).

Usando o raciocínio da Atividade 1:

$$\Rightarrow 160 \text{ g/mol} / 6,02 \times 10^{23} = 26,6 \times 10^{-23} \text{ g}$$

b) $M_{\text{NO}_2} = 14 + 2 \times 16 = 46 \text{ g/mol}$

$$\Rightarrow 1 \text{ molécula de } \text{NO}_2 \text{ pesa } 7,6 \times 10^{-23} \text{ g}$$

c) $M_{\text{HNO}_3} = 1 + 14 + 3 \times 16 = 63 \text{ g/mol}$

$$\Rightarrow 1 \text{ molécula de } \text{HNO}_3 \text{ pesa } 1,05 \times 10^{-22} \text{ g}$$

Atividade 3

Atende ao objetivo 2

Determine o número de átomos contidos em:

a) 4,8 mols de átomos de cálcio

b) 3,2 mols de átomos de enxofre

Respostas Comentadas

a) Você já sabe que:

1 mol de átomos ----- $6,02 \times 10^{23}$ átomos, logo:

4,8 mols ----- **x**

$$\Rightarrow x = 4,8 \times 6,02 \times 10^{23} = 2,89 \times 10^{24} \text{ átomos de Ca}$$

b) Mesmo raciocínio:

1 mol de átomos ----- $6,02 \times 10^{23}$ átomos, logo:

3,2 mols ----- **x**

$$\Rightarrow x = 3,2 \times 6,02 \times 10^{23} = 1,93 \times 10^{24} \text{ átomos de S}$$

Atividade 4

Atende aos objetivos 1, 2

Determinar o número de átomos existente em 1 µg (micrograma) de ouro.

Respostas Comentadas

Dados do problema: $m = 1\mu\text{g} = 10^{-3}\text{ mg} = 10^{-6}\text{ g}$

Para conhecer o número de átomos você deve, primeiro, calcular o número de mols de ouro contido nessa massa

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = 10^{-6}\text{ g} / 197\text{ g.mol}^{-1} \Rightarrow n = 5,1 \times 10^{-9}\text{ mols.}$$

Sabendo o número de mols, fica fácil calcular o número de átomos:

$$1\text{ mol} \quad \text{-----} \quad 6,02 \times 10^{23}\text{ átomos}$$

$$5,1 \times 10^{-9} \quad \text{-----} \quad x$$

$$\Rightarrow x = 5,1 \times 10^{-9} \times 6,02 \times 10^{23} = 3,1 \times 10^{15}\text{ átomos.}$$

Observe que essa massa muito pequena de ouro tem uma quantidade imensa de átomos. Imagine, então, a quantidade de átomos que tem um anel com 2 g.

Atividade 5

Atende ao objetivo 2

A ferrugem (Fe_2O_3) observada nos carros (e em outros materiais a base de ferro) é resultado da oxidação do ferro pelo ar atmosférico. Se um lanterneiro conseguiu raspar 10 g de ferrugem da lataria de seu carro, responda:

- a) Quantos mols de óxido de ferro, ou ferrugem, ele retirou?
- b) Quantas moléculas?
- c) Quantos átomos de ferro?

Respostas Comentadas

Dados do problema: $m = 10\text{ g}$

a) Para calcular o número de mols pela relação $n = \frac{m}{M}$, você deve primeiro calcular a massa molar do Fe_2O_3 :

$$1 - M_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 2 \times 56 + 3 \times 16 = 160 \text{ g/mol}$$

$$2 - n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = 10 \text{ g} / 160 \text{ g.mol}^{-1} = 0,063 \text{ mols}$$

b) Sabendo o número de mols, você pode calcular o número de moléculas:

$$1 \text{ mol} \quad \text{-----} \quad 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$0,063 \text{ mols} \quad \text{-----} \quad x$$

$$\Rightarrow x = 0,063 \times 6,02 \times 10^{23}$$

$$\Rightarrow x = 3,8 \times 10^{22} \text{ moléculas de } \text{Fe}_2\text{O}_3 .$$

c) Essa resposta é mais difícil, porque não estamos perguntando sobre a molécula e sim sobre a quantidade de átomos de ferro contidos nos 10 g de Fe_2O_3 . Para solucionar esta questão, você deve observar que na molécula de Fe_2O_3 existem dois átomos de ferro.

Lembra-se do exemplo da formação da água, em que dois átomos de hidrogênio se juntam com um átomo de oxigênio para formar a molécula H_2O ?

Para qualquer molécula, o raciocínio é o mesmo.

No caso do Fe_2O_3 , o que você percebe é que dois átomos de Fe se juntaram com três átomos de oxigênio para formar essa molécula.

Bem, isso entendido, vamos aos cálculos: já calculamos, acima, o número de moléculas de Fe_2O_3 nos 10 g, então:

1 molécula de Fe_2O_3 tem 2 átomos de Fe.

$$3,8 \times 10^{22} \text{ moléculas terão } x \Rightarrow x = 7,6 \times 10^{22} \text{ átomos de Fe.}$$

Atividade 6

Atende aos objetivos 1 e 2

Em qual das seguintes amostras ilustradas na figura encontra-se o maior número de átomos?

| | | |
|---|---|--|
|  |  |  |
| 500g de prata | 30 mols de alumínio | $1,8 \times 10^{24}$ átomos de cobre |

Adaptação: Mendes & Campos

Fonte prata: <http://officeimg.vo.msecnd.net/en-us/images/MH900444479.jpg>

Fonte alumínio: <http://officeimg.vo.msecnd.net/en-us/images/MH900341725.jpg>

Fonte cobre: http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/3/34/Kupfer_Nugget.jpeg/250px-Kupfer_Nugget.jpeg

Resposta Comentada

Em 500 g de prata há quantos mols de prata?

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = 500 \text{ g} / 108 \text{ g.mol}^{-1} = 4,63 \text{ mols}$$

que contém $4,63 \times 6,02 \times 10^{23} = 27,87 \times 10^{23} = 2,8 \times 10^{24}$ átomos.

Em 30 mols de alumínio existem:

$$\Rightarrow 30 \times 6,02 \times 10^{23} = 180,6 \times 10^{23} = 1,81 \times 10^{25} \text{ átomos.}$$

Na amostra de cobre, existem $1,8 \times 10^{24}$ átomos.

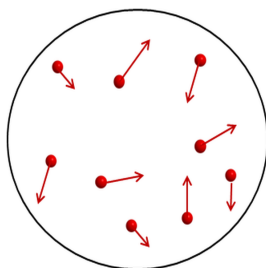
Resposta: a amostra de alumínio é a que contém o maior número de átomos.

1.5. Volume molar

Volume molar é o espaço ocupado por um mol de uma dada espécie química elementar no estado gasoso. No sistema internacional (SI), sua unidade é m^3/mol , mas geralmente trabalha-se com mL/mol ou L/mol .

Antes de falarmos mais sobre isso, vamos pensar como as moléculas de uma dada substância se comportam em diferentes estados físicos. Vamos usar a água como exemplo.

No estado gasoso (vapor), as moléculas da água ocupam todo o volume do frasco que o contém. Isso porque elas estão muito afastadas uma das outras. Se tirássemos uma foto instantânea dessas moléculas, veríamos a imagem representada na **Figura 2.3**. Entretanto, elas se movimentam dentro desse frasco o tempo todo, o que faz com que ocupem todo o volume disponível.

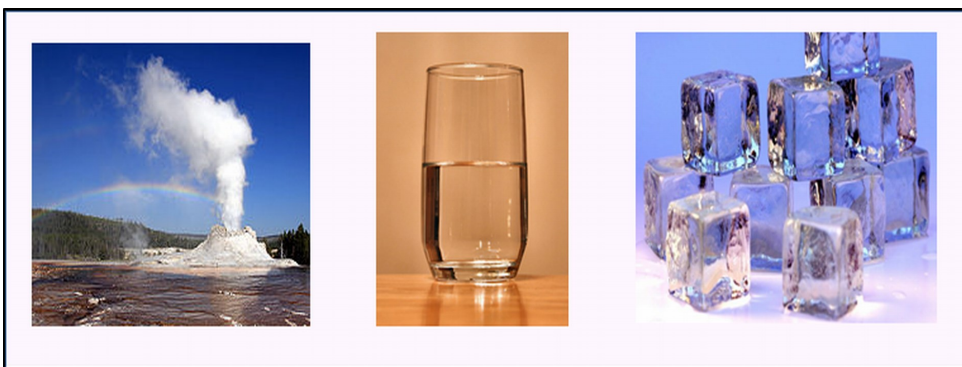


Fonte: Mendes & Campos

Figura 2.3: Representação de uma imagem instantânea de moléculas de vapor de água.

No estado líquido, as moléculas de água estão próximas uma das outras. Embora elas possam se movimentar e ocupar espaços vazios, o volume que a água ocupa é o volume do líquido contido no frasco e não o volume todo do frasco. Veja o copo com água na **Figura 2.4** para entender melhor.

No estado sólido, a água, sob a forma de gelo, é constituída de cristais e, nesses, suas moléculas estão muito unidas, o que impede o movimento delas. O volume ocupado pela água sob a forma de gelo é o volume do próprio gelo. Veja a **Figura 2.4**.



Adaptação: Mendes & Campos.

Fonte geiser: http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/4/49/Steam_Phase_eruption_of_Castle_geyser_with_double_rainbow.jpg/220px-Steam_Phase_eruption_of_Castle_geyser_with_double_rainbow.jpg

Fonte copo: <http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/1/11/Glass-of-water.jpg/409px-Glass-of-water.jpg>

Fonte gelo: http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/9/9e/Ice_cubes_openphoto.jpg/800px-Ice_cubes_openphoto.jpg

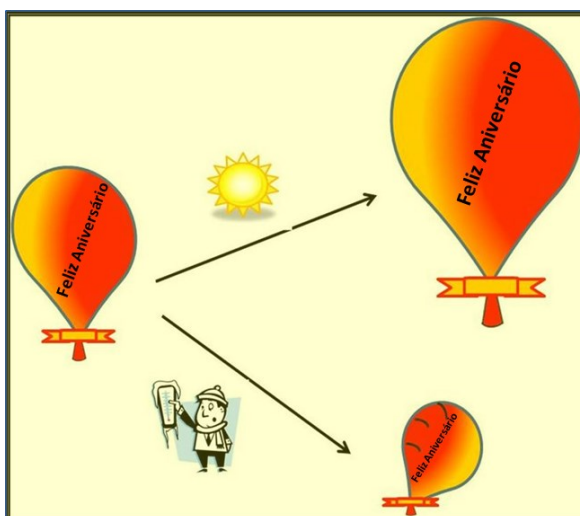
Figura 2.4: A água em seus diferentes estados físicos. Observe que no estado de vapor, uma substância se expande ilimitadamente. No estado líquido, toma a forma do recipiente que a contém, e no estado sólido, mantém a forma na qual foi solidificada.

Mas você pode estar se perguntando: o que essa discussão tem a ver com volume molar?

Tendo entendido como as moléculas se comportam quando se encontram em diferentes estados físicos, fica mais fácil entender o que acontece com o volume quando uma substância é submetida à determinada temperatura e/ou pressão.

No estado gasoso, o aumento da temperatura faz com que o volume aumente consideravelmente se o recipiente que contém o gás tiver paredes elásticas (como no balão de festa representado na **Figura 2.5**, por exemplo). As moléculas, ao colidirem contra as paredes do recipiente, exercem uma força nessas paredes que, por serem elásticas, aumentam de volume.

Quando as paredes são rígidas (como no botijão de gás de cozinha), se a temperatura aumenta, as moléculas ficam com mais energia e mais força. A pressão dentro do recipiente que contem o gás aumenta, porque pressão é força por unidade de área.



Fonte: Mendes & Campos

Figura 2.5 Balão de aniversário sob ação de calor (em cima) e de frio (em baixo). Quando submetido a uma temperatura elevada, as moléculas se movimentam mais rapidamente, fazendo força contra as paredes do balão, expandindo-as. Ao contrário, no frio, o gás se movimenta menos e o balão tende a murchar.

Enfim, para calcularmos o volume molar, precisamos conhecer a temperatura e a pressão em que o volume será medido, pois, como você já deve ter percebido, se um dos dois fatores variar, o volume irá variar também.

Para facilitar e uniformizar as medidas, foi criado uma norma denominada Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP), em que a temperatura é fixada a 0°C ($273,15\text{ K}$) e a pressão a 1 atm (uma atmosfera = 760 mm Hg). A IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada) alterou, em 1982, o valor da pressão padrão, de forma que as novas condições padrão de temperatura e pressão (**CPTP**) são:

CPTP: Temperatura = $273,15\text{ K}$

Pressão = 10^5 Pa = 1 bar

Se você ainda tem alguma dúvida com relação a essas unidades, não se alarme. Você as conhecerá melhor na Aula 4.

Agora, vamos entender a relação entre o número de moléculas e o volume gasoso.

Para isso, vamos falar novamente no nome de um cientista que contribuiu muito com a Química: Amadeo Avogadro. Ele estabeleceu que em um mol de um gás qualquer há $6,02 \times 10^{23}$ moléculas desse gás; consequentemente, o volume ocupado por ele será o mesmo, desde que mantidas as condições de temperatura e pressão.

O valor $6,02 \times 10^{23}$ é conhecido como Constante de Avogadro ou **Número de Avogadro**. As condições utilizadas por Avogadro para estabelecer essa relação foi a CNTP, e o valor obtido para esse volume foi o de 22,4 L. Conforme explicamos nesta aula, essas condições foram substituídas, a partir de 1982, pelas CPTP.

Então, consideramos atualmente que o volume ocupado por um mol de qualquer gás nas CPTP equivale a 22,7 L.

Vamos ver um exemplo disso para as substâncias gasosas oxigênio (O_2) e cloro (Cl_2).

Em um mol do gás oxigênio, temos $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de O_2 , que ocupam um volume de 22,7 L nas CPTP. Da mesma forma que em um mol do gás cloro, temos $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de Cl_2 , que ocupam um volume de 22,7 L nas CPTP.

Observe que o volume do gás independe de sua massa ou constituição atômica. Ele será sempre o mesmo, desde que obedecidas às condições de temperatura e pressão a que ele esteja submetido. Massa molar do O_2 = 32 g/mol, massa molar do Cl_2 = 71 g/mol.

Volume de um mol de um gás qualquer:

Nas CNTP

$$V = 22,4 \text{ L}$$

$$T = 273,15 \text{ K}$$

$$P = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mm de Hg}$$

Nas CPTP

$$V = 22,7 \text{ L}$$

$$T = 273,15 \text{ K}$$

$$P = 10^5 \text{ Pa} = 1 \text{ bar}$$

CPTP

Veja detalhes sobre a mudança promovida pela IUPAC, no trecho destacado da matéria publicada na revista *Química nova na escola*, n° 25, maio 2007.

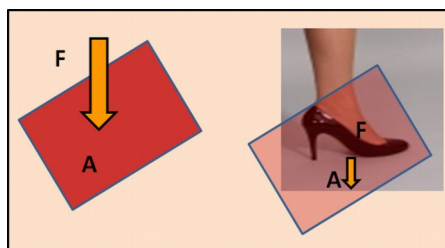
“Sendo assim, as Condições Padrão de Temperatura e Pressão (CPTP) admitem os valores de 273,15 K para a temperatura padrão e 100 000 Pa (1 bar) para a pressão padrão; já para as Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP), cabem os valores de temperatura igual a 273,15 K e pressão de 101 325 Pa (1 atm).”

Para ler o artigo completo, acesse o link abaixo. Para se aprofundar mais, veja a bibliografia correspondente nas referências do artigo.

<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc25/ccd01.pdf>

1.5.1. Pressão

Vamos relembrar o que você já deve ter aprendido no ensino médio sobre pressão. Observe a **Figura 2.6**. A pressão que o pé exerce sobre o chão é dada pela força com que pisa uma determinada área.



Adaptação: Mendes & Campos

Fonte sapato: http://www.sxc.hu/pic/m/jjo/johnnyberg/1329805_woman_with_high_heels.jpg

Figura 2.6: Representação da ação de uma força sobre uma determinada área.

A fórmula matemática para ela é:

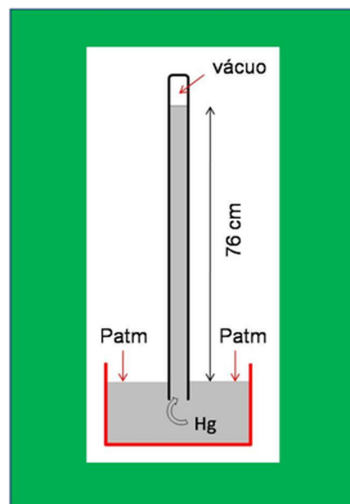
$$\text{Pressão} = \frac{\text{força}}{\text{área}}$$

$$P = \frac{F}{A}$$

1.5.2. Pressão atmosférica

A pressão atmosférica é a pressão exercida pela atmosfera em um determinado ponto. É a força, por unidade de área, exercida pelo ar contra uma superfície.

A pressão atmosférica é medida por meio de um equipamento conhecido como barômetro (veja **Figura 2.7**), e seu valor médio, ao nível do mar, à temperatura de 0°C, é de 760 mm de mercúrio. É denominada pressão normal.



Fonte: Mendes & Campos

Figura 2.7: Representação do Barômetro de Torricelli.

O barômetro é um instrumento desenvolvido para medir a pressão atmosférica, e utiliza a unidade “bar”, daí o seu nome. Os mais utilizados são os aneróides (metálicos); porém, o modelo mais simples e o primeiro a ser desenvolvido, em 1643, foi o de Torricelli (**Figura 2.7**).

Para aplicações em laboratórios, o de Torricelli é o mais indicado; já o **aneroide** é mais utilizado em navios e estações climáticas.

Aneróide

Que não contém líquido ou funciona sem uso de um líquido.

O barômetro de Torricelli é constituído de um tubo virado para baixo em uma cuba contendo mercúrio. Nesse processo, parte do mercúrio do tubo é transferido para a cuba e forma-se um vácuo na parte superior dele. A altura da coluna desse metal no tubo, medida com uma régua, está relacionada à pressão ambiente.

Essa relação existe porque a pressão que a coluna exerce sobre o mercúrio da cuba é igual à pressão ambiente exercida sobre o mercúrio nessa mesma cuba.

Quer conhecer mais ainda sobre o barômetro de Torricelli?

Através da observação da variação da pressão atmosférica pelo barômetro, é possível fazer algumas previsões atmosféricas.

Veja mais no link: <http://www.escoladavida.eng.br/bar%F4metro%20de%20Torricelli.pdf>

Observação: Como nas CPTP utiliza-se a unidade bar, é bom conhecer que:

$$1 \text{ atm} = 1,01 \text{ bar.}$$

$$1 \text{ bar} = 0,987 \text{ atm}$$

Atividade 7

Atende ao objetivo 3

Um balão de festas é enchido com gás hélio (He) para que se mantenha suspenso e decore o teto do salão. Considerando que esse balão contém 3,6 L de He, calcule a massa de gás hélio contida nele sob as CPTP.

Resposta comentada

1 mol ----- 22,7 L

x mols ----- 3,6 L

$$\Rightarrow x = 3,6/22,7 = 0,16 \text{ mols} . \text{ Como } n = \frac{m}{M}$$

$$\Rightarrow m = n \times M = 0,16 \times 4 = 0,64 \text{ g}$$

Conclusão

As relações numéricas aqui apresentadas não foram concebidas ao acaso. Elas são resultado de observações do que ocorria normalmente em nosso mundo. Com elas, podemos agora resolver problemas de cálculos em Química, e prever algumas respostas sem ter que fazer novas experiências. Você, nas próximas aulas, verá como elas são de grande importância no mundo químico, biológico, farmacêutico etc.

Atividade final 1

Atende ao objetivo 1

O que significa dizer que a massa molecular do CO_2 é 44 u.m.a.? Marque a alternativa correta.

- a) Significa que uma molécula de CO_2 é 22 vezes $1/12$ da massa do átomo de carbono 12.
- b) Significa que duas moléculas de CO_2 são 44 vezes $1/12$ da massa do átomo de carbono 12.
- c) Significa que uma molécula de CO_2 é 44 vezes $1/12$ da massa do átomo de carbono 12.
- d) Significa que uma molécula de CO_2 é $1/12$ do átomo de carbono 12.
- e) Significa que duas moléculas de CO_2 são 56 vezes $1/12$ da massa do átomo de carbono 12.

Resposta

Letra c.

Atividade final 2

Atende ao objetivo 1

Calcule a massa, em gramas, de um átomo de:

- a) cálcio b) alumínio c) nitrogênio d) bromo

Resposta comentada

a) $M_{\text{Ca}} = 40 \text{ g/mol}$

=> 1 mol de Ca tem 40 g de massa e 1 mol corresponde a $6,02 \times 10^{23}$ átomos.

$$6,02 \times 10^{23} \text{ átomos} \quad \text{-----} \quad 40 \text{ g}$$

$$1 \text{ átomo} \quad \text{-----} \quad x$$

$$\Rightarrow x = 40 / 6,02 \times 10^{23} = 6,64 \times 10^{-23} \text{ g}$$

b) $M_{\text{Al}} = 27 \text{ g/mol}$ => 1 átomo de Al pesa $4,49 \times 10^{-23} \text{ g}$

c) $M_{\text{N}} = 14 \text{ g/mol}$ => 1 átomo de N pesa $2,33 \times 10^{-23} \text{ g}$

d) $M_{\text{Br}} = 80 \text{ g/mol}$ => 1 átomo de Br pesa $13,3 \times 10^{-23} \text{ g}$

Atividade final 3

Atende aos objetivos 2 e 3

De um cilindro contendo 640 g de gás metano (CH_4) foram retirados $12,04 \times 10^{24}$ moléculas.

- a) Quantos mols do gás restaram no cilindro?
b) Quantos litros haviam?

Considere as CPTP.

Resposta comentada

a) Havia inicialmente $n_{\text{CH}_4} = 640/16 = 40$ mols no cilindro

Foram retirados:

$$1 \text{ mol} \quad \text{-----} \quad 6,02 \times 10^{23}$$

$$x \quad \text{-----} \quad 12,04 \times 10^{23}$$

$$\Rightarrow x = 12,04 \times 10^{24} / 6,02 \times 10^{23}$$

$$\Rightarrow x = 20 \text{ mols}$$

Sobraram 20 mols de CH_4 .

b) Se haviam inicialmente 40 mols, o volume era: $V = 22,7 \times 40 = 908 \text{ L}$

Atividade final 4

Atende ao objetivo 2



Fonte: Mendes & Campos

Uma abelha produz cinco gramas de mel por ano e, para produzir um quilo de mel, as abelhas precisam visitar 5 milhões de flores. Uma colmeia abriga cerca de 80 mil abelhas. Considerando esses dados e que o mel contém cerca de 32% de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), calcule a quantidade de átomos de carbono (em mols) produzida por uma colmeia por ano.

Resposta comentada

Uma abelha produz 5 g/ano de mel. Logo, 80.000 abelhas produzirão:

$$5 \times 80.000 = 400.000 \text{ g/ano} = 400 \text{ kg/ano}$$

100 g de mel contém 32 g de glicose. Logo, 400 kg conterão \Rightarrow 128 kg de glicose. $\Rightarrow n = \frac{m}{M} \Rightarrow n_{\text{glicose}} = 128.000/180 = 711 \text{ mols}$

1 mol de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) contém 6 mols de átomos de carbono.

Sendo assim, uma colmeia produzirá $6 \times 711 = 4.266$ mols de átomos de carbono por ano.

E se a pergunta fosse: qual a quantidade de átomos de carbono produzida pela colméia? Nesse caso, você deveria transformar o número de mols de átomos de carbono produzidos em número de átomos de carbono (observe que não é mol).

E isso é fácil, não é?

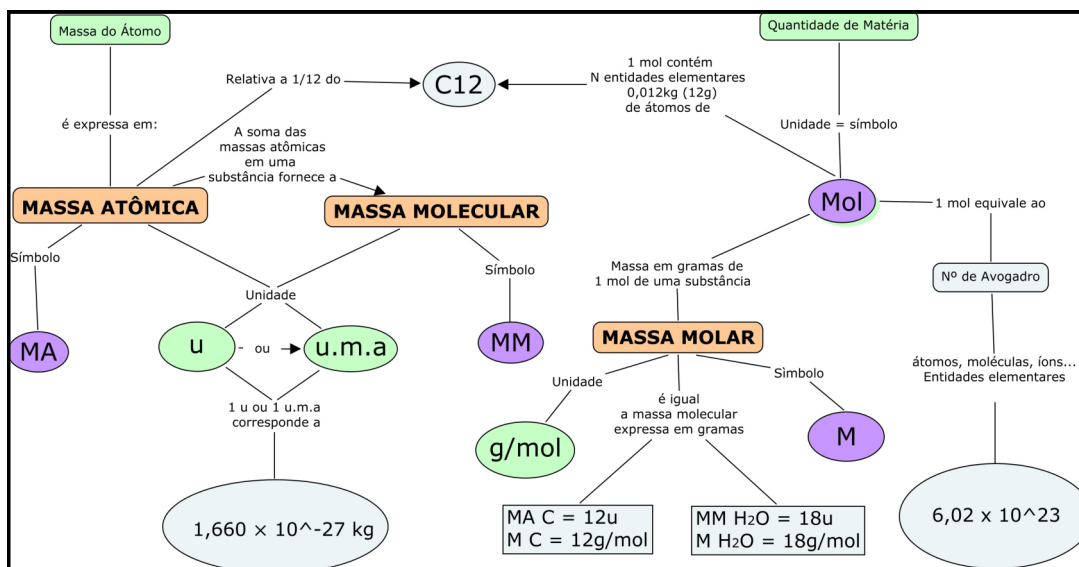
Você já sabe que um mol de átomos tem $6,02 \times 10^{23}$ átomos; logo, 4.266 mols de átomos de carbono terão $2,6 \times 10^{27}$ átomos.

Resumo

As relações numéricas mais importantes e, portanto, necessárias para o nosso próximo estudo de cálculo estequiométrico são:

- a unidade de massa atômica (u) corresponde a 1/12 da massa do carbono 12;
- a quantidade de substância que está relacionada ao número de partículas existente em uma amostra é o mol;
- 1 mol de partículas possui $6,02 \times 10^{23}$ partículas, e esse valor corresponde ao número de Avogadro;
- massa molar é a massa em gramas de 1 mol de uma substância, o que corresponde a $6,02 \times 10^{23}$ unidades dessa substância;
- 1 mol de qualquer gás nas CPTP ocupa o volume de 22,7 litros.

Veja, a seguir, o mapa conceitual sobre alguns tópicos estudados nesta aula.



Informações sobre a próxima aula

Na próxima aula, você verá como aplicar os conceitos aprendidos na resolução de problemas que envolvem estequiometria.

Referências bibliográficas

ATKINS, P.; JONES, L., **Princípios de Química**. Questionando a vida moderna e o meio ambiente. Bookman, 1999.

BRADY, James, E.; HUMISTON, Gerard, E. **Química Geral**. Vol 1. 1996.

RUSSEL, J.B. **Química Geral**. 2ª edição. McGraw-Hill do Brasil.



Licenciatura em Ciências Biológicas

Elementos de Química Geral

Carmen Lucia de Oliveira Mendes &
Mara Lucia Gomes de Campos

AULA 3

Explorando o Mol

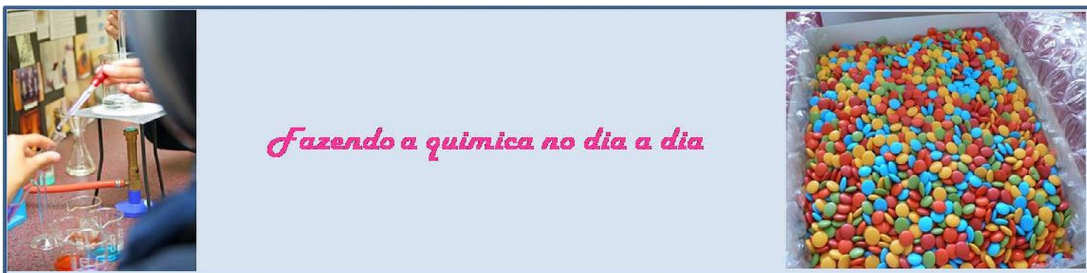
META

Apresentar como as leis ponderais são utilizadas para solucionar problemas envolvendo cálculos estequiométricos.

OBJETIVO

Esperamos que, após o estudo do conteúdo desta aula, você seja capaz de:

1. balancear uma reação química pelo método das tentativas;
2. resolver problemas envolvendo o conceito de mol.



Fonte: Adaptação: Mendes & Campos

http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/3/36/AFC_Lab.jpg/400px-AFC_Lab.jpg

http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/2/24/Suikerbonen_De_Bock_Lentilles_-_Assortie.JPG/800pxSuikerbonen_De_Bock_Lentilles_-_Assortie.JPG

Alguns exemplos de reações químicas já foram apresentados a você. Neles, você deve ter observado que duas ou mais moléculas reagem entre si (chamadas, por isso, de reagentes) para formar uma, duas ou mais moléculas diferentes. Essas últimas são os produtos da reação.

Reações químicas são realizadas a todo o momento. A fabricação de qualquer produto químico (remédio, vacina, artefato de plástico, material de aço etc.) requer protocolos. Estes fazem parte de procedimentos de fabricação muito testados e aprovados pelo fabricante e/ou por órgãos de qualificação (tais como Inmetro e ANVISA), que apresentam:

- as quantidades de reagentes a serem utilizadas;
- a maneira de juntá-los.

Sem esse tipo de “receita” fica difícil reproduzir a formulação correta que foi empregada na produção do produto desejado. Desse modo, quando fazemos algum procedimento em laboratório, mesmo que seja para teste, devemos anotar todos os reagentes (ingredientes), suas massas e o modo de preparo. Essas anotações são necessárias para reproduzir o processo de fabricação quantas vezes necessitarmos, ou publicar uma patente, caso seja um produto novo no mercado.



Fonte: Adaptação: Mendes & Campos
<http://officeimg.vo.msecnd.net/en-us/images/MB900281142.jpg>

Figura 3.1: A vida gerada pelo encontro de um óvulo e um espermatozoide é resultado de reações químicas sem fim durante todo o período de existência de um ser vivo. A vida não seria possível sem que substâncias reagissem em proporções exatas permitindo a perpetuação das espécies.

O que é patente?

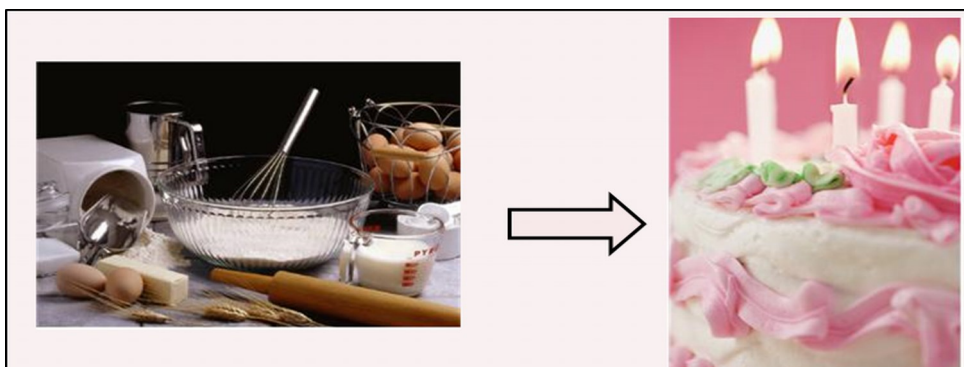
É um título temporário, conferido pelo Estado, que permite ao seu titular explorar comercialmente a sua criação. O inventor deve revelar em detalhes o conteúdo técnico da matéria protegida pela patente.

No Brasil, a lei que regula o direito de propriedade industrial é a Lei N° 9279, de 14 de maio de 1996. O Instituto Nacional da Propriedade Industrial (INPI) é o órgão governamental que tem como missão estimular a inovação, promover a competitividade e favorecer os desenvolvimentos tecnológico, econômico e social.

1. Utilizando as leis ponderais

Uma vez que estamos falando de receitas, vamos apresentar uma receita culinária e traçar um paralelo entre ela e as reações químicas.

Bolo comum



Fonte: <http://www.novasociedade.com.br/cozinha/receitas/bolos.html>

Adaptação: Mendes & Campos

Fonte da receita: <http://officeimg.vo.msecnd.net/en-us/images/MH900177954.jpg>

Fonte bolo: <http://officeimg.vo.msecnd.net/en-us/images/MH900422320.jpg>

Figura 3.2: Por que será que sua receita tem de ser seguida à risca para que o bolo fique perfeito?

Ingredientes

4 ovos

200 gramas de manteiga ou margarina

2 xícaras de açúcar

1 pitada de sal

10 gotas de essência de baunilha

2 xícaras de farinha

1 xícara de maizena

1 xícara de leite

1 colher de sobremesa de fermento em pó

Modo de preparar

1. Bater o açúcar e a manteiga com a essência de baunilha até branquear.
2. Acrescentar as gemas uma a uma, batendo sempre, até levantar bolhas.
3. Peneirar a farinha, a maizena e o fermento, e ir acrescentando-os, pouco a pouco, alternando com o leite, sem parar de bater.
4. Em separado, bater as claras em neve, com a pitada de sal.
5. Misturar as claras delicadamente à mistura.
6. Assar em forma untada e polvilhada com farinha de trigo, em forno médio, por aproximadamente 40 minutos.

Fonte: <http://www.novasociedade.com.br/cozinha/receitas/bolos.html>

Observe que para fazermos esse bolo precisamos dos ingredientes nas quantidades determinadas. Perceba também que é importante a informação sobre as unidades de cada quantidade apresentada na receita. Para que esse bolo fique perfeito, as relações entre os ingredientes devem ser obedecidas, e isso se deve ao que você aprendeu sobre a lei de Proust (proporções definidas).

Suponha que essa receita seja para um bolo de dez porções, e que você queira servi-lo para mais pessoas. Nesse caso, você terá que aumentar proporcionalmente as quantidades dos ingredientes, para que não haja prejuízo da qualidade do produto final – o bolo.

Em uma reação química (e o bolo é o resultado de uma reação química), as proporções devem ser mantidas sempre.

2. Cálculo Estequiométrico



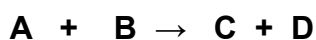
Fonte: <http://officeimg.vo.msecnd.net/en-us/images/MH900289295.jpg>

Figura 3.3: Equipamentos volumétricos com escalas são fundamentais para a realização de atividades em laboratório.

Cálculo estequiométrico é o cálculo das quantidades das substâncias envolvidas numa reação química.

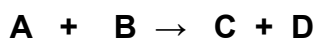
Tais cálculos podem ser divididos em dois tipos:

1. aqueles em que uma quantidade em massa, volume ou número de mols de um reagente é dada e necessita-se conhecer a quantidade de um dos produtos da reação, como a da substância “C” na equação a seguir;



?

2. aqueles em que se deve calcular a quantidade necessária de um dos reagentes para produzir uma dada quantidade de produtos, como a da substância “A”.



?

Com base nessa divisão, você encontrará cinco tipos de problemas de estequiometria envolvendo as relações:

| | | |
|--------------|----------------|---------------|
| mol - mol | mol - massa | massa - massa |
| mol - volume | massa - volume | |

Esses dois últimos tipos serão abordados na Aula 4.

Os exemplos a seguir ilustram, passo a passo, como você deve proceder para solucionar problemas de cálculo estequiométrico dos três primeiros tipos de problemas apontados.

2.1. Balanceamento de reações químicas pelo método das tentativas

Balanceamento de uma reação química é o estabelecimento da igualdade do número de átomos existentes nos reagentes e nos produtos da reação.

Existem vários métodos para fazer o balanceamento. Nesta aula, você verá o mais simples deles, que é o “método das tentativas”.

Para começar a resolução de problemas que envolvam estequiometria, você deve, primeiro, estabelecer a reação química relacionada ao problema em questão e depois balanceá-la. Observe os exemplos a seguir:

Exemplo 1

O peróxido de hidrogênio, ou água oxigenada (H_2O_2), em baixas concentrações (3-9%) é empregado em muitos produtos domésticos, produtos para uso medicinal e como clareador da roupa e de cabelos. Na área médica, é usado como desinfetante ou agente esterilizante em **autoclave de plasma**. Sua decomposição produz água e oxigênio.

Autoclave de plasma

Em 1880, Charles Chamberland, colaborador de Louis Pasteur, criou o autoclave, um esterilizador a vapor semelhante a um “fogão de pressão”. Três anos antes, o físico inglês John Tyndall havia reconhecido a forma calor-resistente das bactérias – o esporo –, e esta invenção veio contribuir para a eliminação dessas bactérias em materiais usados em hospitais e laboratórios.

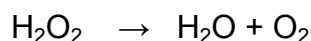
Atualmente, existem vários modelos de autoclaves. Alguns permitem misturas de vapor com agentes químicos, como o formaldeído; em outros, utiliza-se apenas um processo químico, através da injeção de peróxido de hidrogênio vaporizado numa câmara de auto vácuo, sob a forma de plasma. A vantagem desta técnica é a ausência de umidade, o uso em baixa temperatura – em torno de 35°C –, e maior eficiência na penetração em todas as partes do material a ser esterilizado.

Vamos, agora, acompanhar um passo a passo de como escrever e balancear a reação de decomposição da água oxigenada.

1º passo: estabelecer quem são os reagentes e os produtos da reação.

H_2O_2 = reagente O_2 e H_2O = produtos (da decomposição)

2º passo: escrever a reação “Reagentes → Produtos”



3º passo: balancear a reação, o que significa que o número de átomos total de cada elemento nos reagentes deve ser igual ao número de átomos total de cada elemento nos produtos.

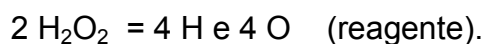
H_2O_2 – nesta molécula, você vê que existem dois átomos de hidrogênio (H) e dois átomos de oxigênio (O).

$\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ – nos produtos, você vê que existem dois átomos de hidrogênio (H) e três átomos de oxigênio (O), um na molécula de água e mais outros dois no gás.

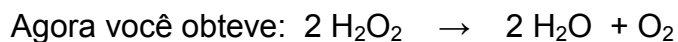
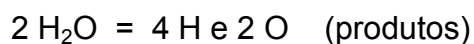
Conclusão: a reação **não** está balanceada. Então...

Você deve, por tentativa, igualar os números de átomos:

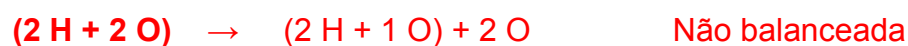
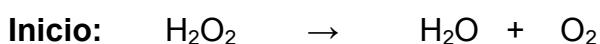
- Se você multiplicar a molécula H_2O_2 por dois, obterá:



- No produto, deverá haver também 4 H. Mas sem fazer nenhuma multiplicação, o que você tem é: $\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$.
- Para que reagentes e produtos estejam balanceados, você deverá multiplicar a molécula de água por dois:



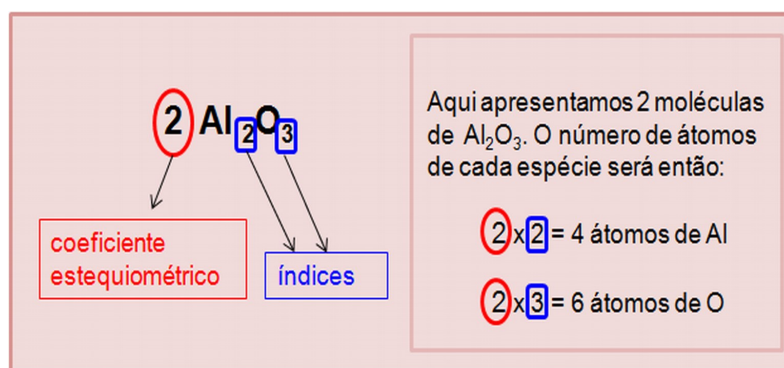
Esquemmatizando:



Os números obtidos antes de cada composto, após a reação estar balanceada, são denominados **coeficientes estequiométricos**.

O coeficiente estequiométrico indica a quantidade de *moléculas*, ou espécies químicas (mols), presentes na reação, e o índice indica a quantidade de *átomos* presentes em uma molécula ou espécie química. Observe a **Figura 3.4**.

Preste atenção: não confunda coeficiente estequiométrico com índice



Fonte: Mendes & Campos.

Figura 3.4: Diferença entre coeficiente estequiométrico e índice.

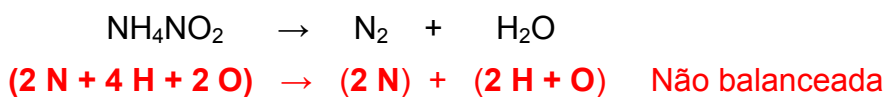
Exemplo 2

A decomposição térmica do nitrito de amônio (NH_4NO_2) é usada em laboratório. Assim, escreva e balanceie a reação.

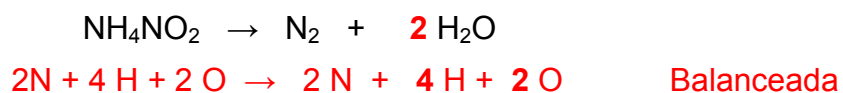
1º passo: NH_4NO_2 = reagente N_2 e H_2O = produtos

2º passo: $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$

3º passo: Esquematizando:



Como existem 4H e 2O do lado dos reagentes, você pode começar a tentativa multiplicando H_2O por 2:



Reação balanceada: $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$

Exemplo 3



Fonte: http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/a/a4/8210_Brewery_in_Abbaye_Notre-Dame_de_Saint-Remy_Rochefort_2007_Luca_Galuzzi.jpg

Figura 3.5: Equipamentos para fermentação da maltose na produção de cerveja

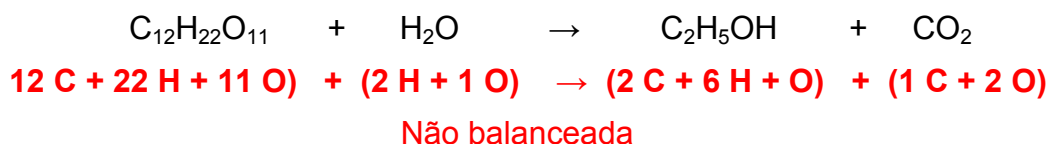
As indústrias de cerveja utilizam o gás carbônico liberado na fermentação da maltose ($C_{12}H_{22}O_{11}$), presente na cevada, para produzir a água gaseificada usada na fabricação de refrigerantes. A fermentação da maltose é realizada deixando-a de molho em água por um tempo determinado, o que produz álcool etílico (C_2H_5OH) e gás carbônico. A água gaseificada (H_2CO_3) é produzida em uma segunda reação, em que o gás carbônico reage com água.

Com esses dados, vamos escrever a reação de fermentação da maltose e balanceá-la.

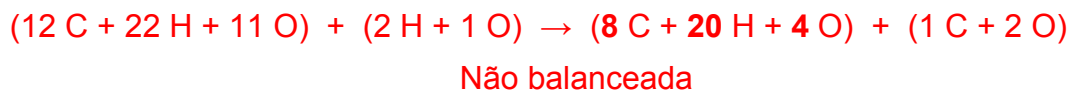
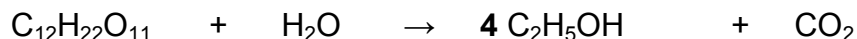
1º passo: $C_{12}H_{22}O_{11}$ e H_2O = reagentes C_2H_5OH e CO_2 = produtos

2º passo: $C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \rightarrow C_2H_5OH + CO_2$

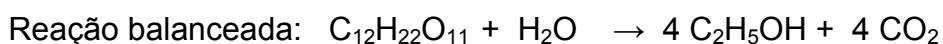
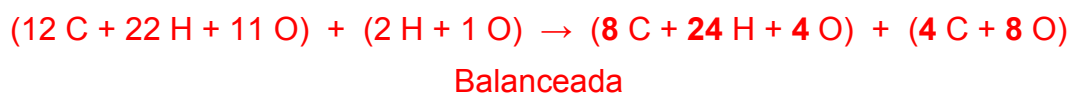
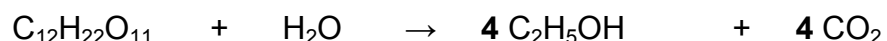
3º passo: Esquematizando:



Como existem 12 C do lado dos reagentes e apenas 3 C do lado dos produtos, você pode começar a tentativa multiplicando o álcool ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) por 4.



Agora, como existem 12C do lado dos reagentes e apenas 9C do lado dos produtos, você pode tentar mais uma vez, multiplicando o CO_2 por 4.



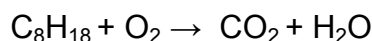
O CO_2 produzido nesta fermentação juntamente com a água resulta em água gaseificada:



Atividade 1

Atende ao objetivo 1

Uma das transformações químicas que ocorre na combustão completa da gasolina (C_8H_{18}) é dada pela seguinte equação não balanceada:

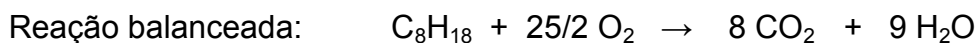
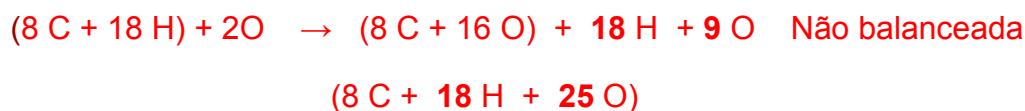
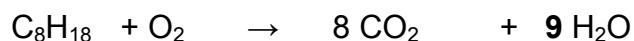


Balanceie, por tentativa, essa reação.

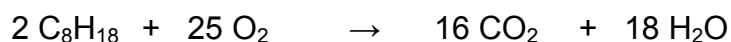
Observação: Nesta atividade, não se assuste se um dos coeficientes for um número decimal ou fração. Isso acontece em muitos casos.

Resposta comentada

3º passo: Esquematizando:



Observação: em geral, costuma-se representar as equações utilizando os menores valores inteiros como coeficientes estequiométricos. Desse modo, a reação da Atividade 1 ficará como:



Pratique um pouco mais sobre balanceamento de equações neste site da USP:

<http://www.cdcc.usp.br/quimica/vamosexercitar/lacunbal.html>

<http://www.cdcc.usp.br/quimica/vamosexercitar/equaqui2.html>

2.2. Estequiometria mol-mol

Agora que você já viu como os problemas são estabelecidos em termos de reação química e como se faz balanceamento por tentativas, vamos utilizar os exemplos dados para fazer alguns cálculos.

Vamos voltar ao Exemplo 1, do peróxido de hidrogênio, em que a reação balanceada é:



Supondo que 10 mols de água oxigenada são decompostos, qual a quantidade de oxigênio produzido em mols?

4º passo: destacar as quantidades de mols envolvidos.

Observando a reação, você percebe que são duas quantidades de moléculas (2 mols) de H_2O_2 produzindo 2 mols de H_2O e 1 mol de O_2 .

Esquematizando:

| | | | | |
|--------------------------|---------------|------------------------|---|--------------|
| $2 \text{H}_2\text{O}_2$ | \rightarrow | $2 \text{H}_2\text{O}$ | + | O_2 |
| 2 mols | | 2 mols | | 1 mol |

5º passo: Utilizar as relações de proporcionalidades para solucionar o problema.

No problema proposto, a quantidade de H_2O_2 é 10 mols; então, o que você deve fazer para obter a quantidade ou número de mols de O_2 é uma regra de três.

Em outras palavras: se 2 mols de H_2O_2 produzem 1 mol de O_2 , então, 10 mols de H_2O_2 produzirão **x** mols de O_2 .

Esquematizando:

| | | |
|-----------------------------------|-------|------------------------|
| 2 mols de H_2O_2 | ----- | 1 mol de O_2 |
| 10 mols de H_2O_2 | ----- | x mols de O_2 |

Esse esquema chama-se regra de três, e é resolvido sabendo-se que o produto dos meios é igual ao produto dos extremos. Isto é:

$$(2 \text{ mols de } \text{H}_2\text{O}_2) (x \text{ mols de } \text{O}_2) = (10 \text{ mols de } \text{H}_2\text{O}_2) (1 \text{ mol de } \text{O}_2)$$

$$2 x = (10 \times 1) \Rightarrow x = (10 \times 1)/2$$

$$\Rightarrow x = 5 \text{ mols de } \text{O}_2$$

Vamos usar o enunciado do Exemplo 2 para testar seus conhecimentos nos cálculos usando a relação mol-mol.

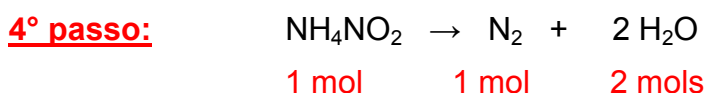
Atividade 2

Atende ao objetivo 2

A decomposição térmica do nitrito de amônio é usada, em laboratório, para obtenção de nitrogênio. Juntamente com o nitrogênio, é obtida água. Qual a quantidade, em mols, de NH_4NO_2 utilizada na produção de 15 mols de H_2O ?

Resposta Comentada

Você deve repetir os passos do exemplo do problema anterior:



5º passo: O que o problema pede agora é a quantidade, em mols, de NH_4NO_2 necessária para produzir 15 mols de H_2O ; então, você deve fazer a regra de três:

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol de } \text{NH}_4\text{NO}_2 & \text{-----} & 2 \text{ mols de } \text{H}_2\text{O} \\ x \text{ mols de } \text{NH}_4\text{NO}_2 & \text{-----} & 15 \text{ mols de } \text{H}_2\text{O} \end{array}$$

$$\Rightarrow 2x = (15 \times 1) \Rightarrow x = (15 \times 1)/2 \Rightarrow x = 7,5 \text{ mols de } \text{NH}_4\text{NO}_2$$

Atividade 3

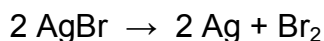
Atende ao objetivo 2



Fonte: <http://officeimg.vo.msecnd.net/en-us/images/MH900289289.jpg> (

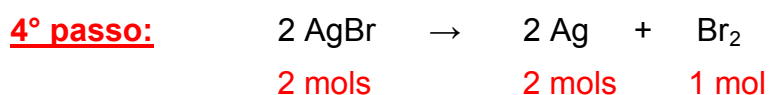
Em um exame radiológico, feixes de raios-X atravessam o paciente e impressionam um filme radiográfico que, ao ser revelado, apresenta uma imagem que permite distinguir estruturas e tecidos com propriedades diferenciadas.

A imagem que observamos na chapa fotográfica é resultado da seguinte reação:



Sabendo que foram usados 10 mols de AgBr, quantos mols de bromo foram obtidos.

Resposta Comentada



5º passo: O que o problema pede agora é a quantidade, em mols, de Br₂ produzido; então, você deve fazer a regra de três:

| | | |
|-----------------|-------|--------------------------|
| 2 mols de AgBr | ----- | 1 mol de Br ₂ |
| 10 mols de AgBr | ----- | x |

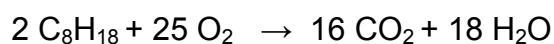
=> 2 **x** = (10 x 1) => **x** = (10 x 1)/2 => **x** = 5 mols de Br₂

2.3. Estequiometria envolvendo mol-massa

Agora, vamos usar o enunciado da Atividade 1 para mostrar como se faz cálculos usando a relação mol-massa.

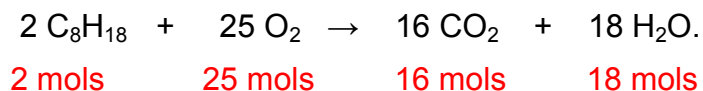
Exemplo 4

Uma das transformações químicas que ocorre na combustão completa da gasolina (C₈H₁₈) é dada pela seguinte equação, já balanceada:



Qual a massa de H₂O que será produzida a partir da reação completa da mistura de 6 mols de C₈H₁₈ com o O₂?

4° passo:



5° passo: O problema pede a massa de H₂O, e não o número de mols, como nos outros exemplos. Mas isso não é problema, pois você já aprendeu que pode converter número de mols em massa. Sendo assim, você pode resolvê-lo do mesmo modo que aprendeu antes, usando a regra de três:

$$\begin{array}{ccc} 2 \text{ mols de C}_8\text{H}_{18} & \text{-----} & 18 \text{ mols de H}_2\text{O} \\ 6 \text{ mols de C}_8\text{H}_{18} & \text{-----} & x \text{ mols de H}_2\text{O} \end{array}$$

$$\Rightarrow 2x = (6 \times 18) \quad \Rightarrow x = (108)/2 \quad \Rightarrow x = 54 \text{ mols de H}_2\text{O}$$

Conversão de número de mols em massa

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol de H}_2\text{O} & \text{-----} & 18 \text{ g} \\ 54 \text{ mols de H}_2\text{O} & \text{-----} & x \text{ g} \end{array} \quad (\text{M do H}_2\text{O} = 18\text{g/mol})$$

$$\Rightarrow x = (54 \times 18)/1 \quad \Rightarrow x = 972 \text{ g de H}_2\text{O}$$

Ou, você pode converter número de mols (n) em massa (m), usando a relação: $n = \frac{m}{M}$ que você viu na Aula 2:

$$\Rightarrow n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \times M \Rightarrow m = 54 \text{ mols de H}_2\text{O} \times 18 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$\Rightarrow m = 972 \text{ g de H}_2\text{O}$$

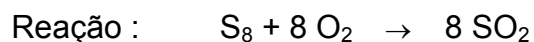
Atividade 4

Atende aos objetivos 1 e 2



Fonte: <http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/2/2e/Sulfur.jpg>

(Fuvest-SP – adaptada) Considerando-se que a molécula de enxofre sólido tem oito átomos, qual a massa, em gramas, de dióxido de enxofre – SO_2 (único produto) – que se forma pela combustão total de meio mol de enxofre sólido?



Resposta comentada

Se a molécula tem oito átomos, a fórmula do enxofre sólido é S_8

A reação de combustão é: $\text{S}_8 + 8\text{O}_2 \rightarrow 8\text{SO}_2$

1 mol de S_8 ----- 8 mols SO_2

0,5 mol ----- **x** \Rightarrow **x** = 4 mols

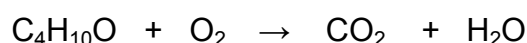
Massa molar do SO_2 = 64 g.mol^{-1}

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \times M \Rightarrow m = 4 \times 64 = 256 \text{ g de } \text{SO}_2$$

Atividade 5

Atende aos objetivos 1 e 2

O éter etílico ($\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$) é utilizado na indústria como solvente de resinas e óleos, bem como no preparo de pólvora e seda artificial. Em medicina, ainda é usado como anestésico. É produzido pela passagem de vapor de álcool sobre alumina. Ao sofrer combustão, produz gás carbônico e água, segundo a reação não balanceada:

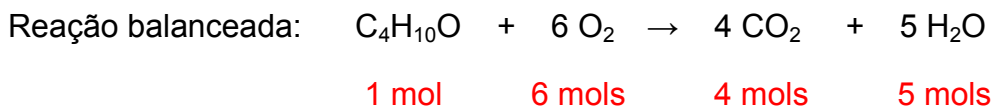


Considerando que 12 mols do éter sofreram combustão, determine:

- a) a massa, em gramas, do oxigênio consumido;
- b) a massa, em gramas, do gás carbônico produzido;

c) a quantidade de moléculas de água produzida.

Resposta comentada



a) 1 mol $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ ----- 6 mols O_2
12 mols ----- $x \Rightarrow x = 12 \times 6 = 72$ mols de O_2

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = 72 \times 32 = 2304 \text{ g de } \text{O}_2$$

b) 1 mol $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ ----- 4 mols CO_2
12 mols ----- $x \Rightarrow x = 12 \times 4 = 48$ mols de CO_2

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = 48 \times 44 = 2112 \text{ g de } \text{CO}_2$$

c) 1 mol $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ ----- 5 mols H_2O
12 mols ----- $x \Rightarrow x = 12 \times 5 = 60$ mols de H_2O

$$\begin{aligned} &1 \text{ mol} \quad \text{-----} \quad 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas} \\ &60 \text{ mols} \quad \text{-----} \quad x \quad \Rightarrow x = 60 \times 6,02 \times 10^{23} \\ \Rightarrow x &= 361,2 \times 10^{23} = 3,61 \times 10^{25} \text{ moléculas de } \text{H}_2\text{O} \end{aligned}$$

2.4. Estequiometria envolvendo massa-massa

Em Química, usa-se muito a relação mol-mol, o que facilita, como você já viu, os cálculos estequiométricos. Entretanto, nas indústrias químicas, as quantidades de matéria utilizadas são, em geral, dadas em gramas, quilogramas ou toneladas, pois, nesses locais, as quantidades produzidas são muito grandes. Desse modo, vamos apresentar como se procede trabalhando apenas com unidades de massa.

Exemplo 5

O ataque do mármore (CaCO_3) com ácido sulfúrico leva à formação de gesso (CaSO_4), segundo a reação:



Se foram consumido 3 kg de mármore:

a) quantos gramas de gesso serão produzidos?

b) quantos gramas e quantos mols de H_2O serão produzidos?

3º passo: Balanceamento



já está balanceada

4º passo:



1 mol 1 mol 1 mol 1 mol 1mol

Massas molares: 100 g 98 g 136 g 44 g 18 g

5º passo:

| | | | |
|----|----------------------------|-------|--------------------------|
| a) | 100 g de CaCO_3 | ----- | 136 g de CaSO_4 |
| | 3.000 g de CaCO_3 | ----- | x |

$$\Rightarrow x = (3.000 \times 136)/100 \Rightarrow x = 4.080 \text{ g de } \text{CaSO}_4$$

| | | | |
|----|---------------------------|-------|------------------------------|
| b) | 100 g de CaCO_3 | ----- | 18 g de H_2O |
| | 3000 g de CaCO_3 | ----- | x |

$$\Rightarrow x = (3.000 \times 18)/100 \Rightarrow x = 540 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}$$

$$\Rightarrow n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = 540/18 = 30 \text{ mols de } \text{H}_2\text{O}$$

É possível resolver o Exemplo 5 de outro modo?

Você também poderia resolver esse exercício do mesmo modo que os outros anteriores. Como a relação entre os reagentes e produtos está em mols e o problema fornece a massa de carbonato de cálcio usada, o que você precisa fazer é converter a massa em número de mols.

Massa molar do $\text{CaCO}_3 = 100 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow n \text{ do } \text{CaCO}_3 = 3.000\text{g}/100 \text{ g.mol}^{-1} = 30 \text{ mols } \text{CaCO}_3$$

Agora que você já tem o número de mols de CaCO_3 consumido e sabe que a relação entre eles é de:

1 mol de CaCO_3 , 1 mol de H_2SO_4 , 1 mol de CaSO_4 , 1 mol de CO_2 e 1 mol de H_2O ,

ou seja, proporção de: 1:1:1:1:1, você pode concluir que 30 mols de CaCO_3 foram usados e 30 mols de CaSO_4 foram produzidos.

Não precisou nem fazer regra de três.

a) Massa molar do $\text{CaSO}_4 = 136 \text{ g.mol}^{-1}$

$$\Rightarrow n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \times M \Rightarrow m = 30 \text{ mols} \times 136 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$\Rightarrow m = 4.080 \text{ g de } \text{CaSO}_4 \text{ foram produzidos.}$$

Ou, por regra de três:

| | | | |
|-----------------------|-------|-------|-----------------------------------|
| 1 mol CaSO_4 | ----- | 136 g | |
| 30 mols | ----- | x g | $\Rightarrow x = 4.080 \text{ g}$ |

b) Pelo número de mols de CaCO_3 usado, obtido no item acima, e sabendo que a relação é de 1:1:1:1, você pode concluir que foram produzidos 30 mols de H_2O .

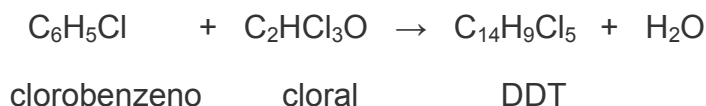
E, para calcular a massa de H_2O , basta montar mais uma regra de três. A pergunta é: quantos mols e a massa.

| | | | |
|---------------------------|-------|-----|-------------------------------|
| 1mol H_2O | ----- | 18g | |
| 30 mols | ----- | x | $\Rightarrow x = 540\text{g}$ |

Atende aos objetivos 1 e 2

Atividade 6

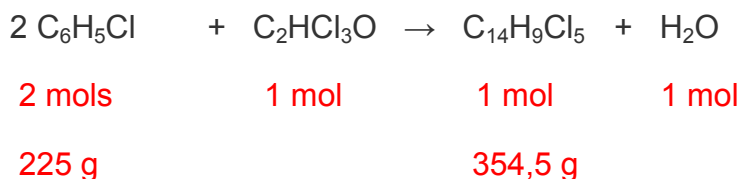
O inseticida DDT (massa molar = 354,5 g/mol) é fabricado a partir de clorobenzeno (massa molar = 112,5 g/mol) e cloral, de acordo com a equação não balanceada:



O uso do DDT (diclorofeniltricloroetano) foi proibido no Brasil através da Lei nº 11.936, de 14 de maio de 2009. Considerado um agrotóxico com características carcinogênicas e altamente prejudicial ao meio ambiente, atualmente é citado como um dos mais agressivos contaminantes alimentares. No entanto, essa substância foi responsável pelo Prêmio Nobel de Medicina de 1939, concedido ao entomologista suíço Paul Müller, pelo sucesso no combate à malária.

Partindo-se de uma tonelada (1 t) de clorobenzeno, qual a massa de DDT produzida?

Resposta comentada



$$1 \text{ tonelada} = 10^6 \text{ g}$$

$$\Rightarrow 225 \text{ g de clorobenzeno} \quad \text{-----} \quad 354,5 \text{ g de DDT}$$

$$10^6 \text{ g} \quad \text{-----} \quad x$$

$$\Rightarrow x = 354,5 \times 10^6 / 225$$

$$\Rightarrow x = 1,58 \times 10^6 \text{ g}$$

Conclusão

Observe que nos três tipos de estequiometria vistos, partimos da relação

estequiométrica mol-mol dada pela reação balanceada. Depois, quando necessário, transformamos mol em massa (estequiometria mol-massa e estequiometria massa-massa).

É por isso, então, que é muito importante balancear corretamente as reações para que depois os cálculos fiquem corretos.

O balanceamento de equações é essencial para que os cálculos estequiométricos gerem valores corretos. Agora, você já sabe como balancear uma reação química e porque balanceá-la. Desse modo, os cálculos estequiométricos junto com o uso das leis ponderais tornaram-se mais compreensíveis e de fácil aplicação.

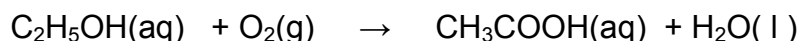
Atividade final 1

Atende aos objetivos 1 e 2



Fonte: http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/4/4e/Schwappender_Wein.jpg/220px-Schwappender_Wein.jpg

Um restaurante utiliza vinho acidificado para temperar carnes, o que torna o seu sabor diferente e levemente adocicado. A reação de produção de ácido acético (CH_3COOH) pela oxidação do álcool ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) presente no vinho é:



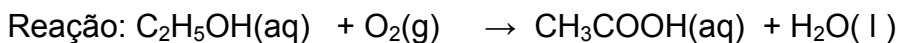
Imaginando que foi empregado um vinho contendo 3 g de etanol que foram totalmente acidificados, isto é, oxidados:

a) calcule a quantidade, em mols, de O_2 necessária para a fermentação

(oxidação) total do álcool;

b) calcule a quantidade de ácido acético produzido, em gramas.

Resposta Comentada



Dado: m etanol = 3 g , M etanol = 46g/mol , M ácido acético = 60g/mol

a) número de mols de etanol $n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = 3 / 46 = 0,065$ mols.

Como para 1 mol de etanol necessita-se de 1 mol de oxigênio, o número de mols de oxigênio é 0,065.

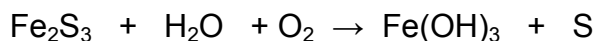
b) Como para 1 mol de etanol é produzido de 1 mol de ácido acético, o número de mols de ácido será igual a 0,065.

$$\Rightarrow n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \times M \Rightarrow m = 0,065 \times 60 = 3,9 \text{ g de } \text{CH}_3\text{COOH}$$

Atividade final 2

Atende aos objetivos 1 e 2

Considere a reação não balanceada representada pela equação:

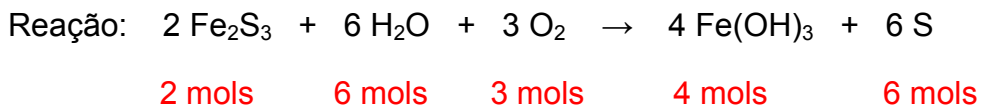


a) Calcule a quantidade, em mols, de S que pode ser produzida a partir de 10,0 mols de Fe_2S_3 .

b) Calcule a quantidade, em gramas, de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ que pode ser produzida a partir de 5 mols de Fe_2S_3 .

c) Calcule a quantidade, em mols, de H_2O necessária para produzir 90 g de $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Resposta Comentada



a) Dado: n de $\text{Fe}_2\text{S}_3 = 10$ mols

Pela estequiometria, para cada mol de Fe_2S_3 são produzidos 6 mols de enxofre. Então:

$$\begin{array}{ccc} 2 \text{ mols } \text{Fe}_2\text{S}_3 & \text{-----} & 6 \text{ mols de S} \\ 10 \text{ mols} & \text{-----} & \mathbf{x} \end{array} \Rightarrow \mathbf{x} = 60/2 = 30 \text{ mols de S}$$

b) Dado: n de $\text{Fe}_2\text{S}_3 = 5$ mols

Repetindo o raciocínio do Item a, temos:

$$\begin{array}{ccc} 2 \text{ mols } \text{Fe}_2\text{S}_3 & \text{-----} & 4 \text{ mols de Fe}(\text{OH})_3 \\ 5 \text{ mols} & \text{-----} & \mathbf{x} \end{array} \Rightarrow \mathbf{x} = 20/2 = 10 \text{ mols de Fe}(\text{OH})_3$$

$$M \text{Fe}(\text{OH})_3 = 56 + 3(16 + 1) = 107 \text{ g/mol}$$

$$\text{Como } \mathbf{n} = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \times M \Rightarrow m = 10 \times 107 = 1.070 \text{ g de Fe}(\text{OH})_3$$

c) Dado: m de $\text{Fe}(\text{OH})_3 = 90$ g

$$\text{Como } \mathbf{n} = \frac{m}{M} \Rightarrow n = 90/107 = 0,84 \text{ mol}$$

Pela estequiometria para 6 mols de H_2O são produzidos 4 mols de $\text{Fe}(\text{OH})_3$.
Então, para 0,84 mol serão necessários: $0,84 \times 6/4 = 1,26$ mols de H_2O

$$\begin{array}{ccc} 6 \text{ mols } \text{H}_2\text{O} & \text{-----} & 4 \text{ mols Fe}(\text{OH})_3 \\ \mathbf{x} & \text{-----} & 0,84 \text{ mol} \end{array} \Rightarrow \mathbf{x} = 0,84 \times 6/4 = 1,26 \text{ mols de H}_2\text{O}$$

Atividade final 3

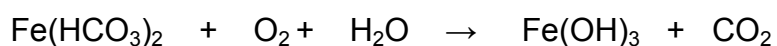
Atende aos objetivos 1 e 2



Fonte: http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/f/f0/Veadeiros2_leofleck.jpg

(UFG) "Um bom lugar para visitar é o Parque Nacional da Chapada dos Veadeiros. Como quase tudo na região, as águas também apresentam certo mistério: apesar de límpidas, possuem tonalidade castanha, devido à alta concentração de óxido de ferro." (Adaptado da revista *Economia & Desenvolvimento*)

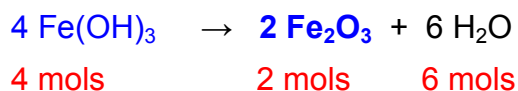
A forma mais comum de apresentação do ferro solúvel nos corpos d'água é como bicarbonato ferroso. Águas subterrâneas profundas, limpas e incolores, em contato com o ar ficam turvas e ocorre a sedimentação de um depósito amarelo-marrom avermelhado. As equações não balanceadas que representam essas reações são:



Considerando as reações envolvidas, calcule a massa de bicarbonato ferroso ($\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$) necessária para produzir 53,2 g de óxido de ferro (Fe_2O_3).

Reações balanceadas:

Reações balanceadas:



Pela estequiometria, 4 mols de bicarbonato ferroso produzem 2 mols de óxido de ferro nas reações sucessivas.

$$M_{\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2} = 178 \text{ g/mol}$$

Como $n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = 53,2/160 = 0,33 \text{ mols}$

Então: 4 mols de $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$ ----- 2 mols de Fe_2O_3
x ----- 0,33 mol $\Rightarrow x = 0,66$ mols

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = 0,66 \times 178 = 117,48 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3.$$

Atende aos objetivos 1 e 2

O sal de frutas é um antiácido usado para diminuir a acidez estomacal. O bicarbonato de sódio (NaHCO_3) nele contido, ao reagir com o ácido clorídrico (HCl) presente no estômago, produz cloreto de sódio (NaCl – substância neutra), água e gás carbônico. Escreva a reação do bicarbonato com o ácido clorídrico, balanceie e, em seguida, calcule a quantidade de cloreto de sódio produzido pelo consumo de uma colher de sal de frutas contendo 1,5 g de bicarbonato de sódio.

Resumo

- É imprescindível verificar se a equação está devidamente balanceada ao iniciar a resolução dos exercícios.
- Em uma equação balanceada, o número de átomos de um elemento químico nos reagentes é igual ao número de átomos deste elemento químico nos produtos.
- Os cálculos estequiométricos podem ser feitos de diferentes modos, mas sempre baseados nas leis ponderais.

Informações sobre a próxima aula

Em nossa próxima aula, continuaremos aprendendo cálculo estequiométrico, trabalhando com substâncias em fase gasosa e as relações mol-volume e massa-volume.

Referências bibliográficas

ATKINS, P.; JONES, L., **Princípios de Química**. Questionando a vida moderna e o meio ambiente. Bookman, 1999.

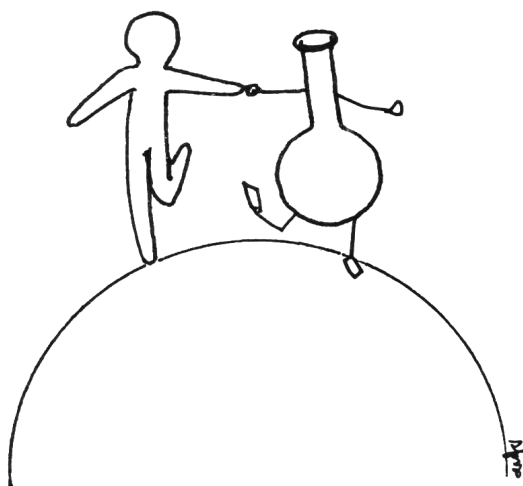
BRADY, James, E.; HUMISTON, Gerard, E. **Química Geral**. Vol 1. 1996.

RUSSEL, J.B. **Química Geral**. 2ª edição. McGraw-Hill do Brasil.

Um Pouco de Poesia ...

Eu e a química

Interessa-nos
a coisa própria,
a matéria
ou a transformação?
E se ser,
a ontogenia
fosse
só um estado
estacionário
do nosso
interesse
dinâmico?
O que importa
é o que se move,
o que transforma,
e se transforma.
Eu, como tu
sou mais
do que
propriedades.
Somos mudança!
Parados no tempo...
nada valemós.
Sem crescer
nem somos ser...
Portanto,
eu e a química
temos identidade
pelo que criamos:
no universo
no mundo
à nossa volta
em nós
...dentro de nós...



Fonte: Livro “ *Quase Poesia Quase Química*” João Paiva, Centenário da Sociedade Portuguesa de Química, SPQ, 2012

<http://www.poesia.jcpaiva.net/quasepoesia/index.htm>



Licenciatura em Ciências Biológicas

Elementos de Química Geral

Carmen Lucia de Oliveira Mendes &
Mara Lucia Gomes de Campos

AULA 4

Reação com Gases

META

Aplicar as Leis Ponderais na solução dos problemas envolvendo gases.

OBJETIVO

Esperamos que, após o estudo do conteúdo desta aula, você seja capaz de:

1. resolver problemas envolvendo mol e volume nas CPTP;
2. aplicar a equação geral dos gases na resolução de problemas envolvendo gases.



Fonte: Adaptação: Mendes & Campos

<http://officeimg.vo.msecnd.net/en-us/images/MH900442321.jpg>

Substâncias gasosas fazem parte do nosso cotidiano, e o estado gasoso, ao qual você já foi apresentado na Aula 2, é o mais simples de ser estudado, porque os gases são substâncias facilmente **compressíveis**.

Compressível

Capacidade de algo diminuir de volume sob compressão.

Muitas reações químicas são efetivadas a partir de reagentes gasosos, ou podem produzir substâncias sob a forma de gás, a partir de reagentes sólidos, líquidos e/ou gasosos. Por isso, é preciso abordar os cálculos estequiométricos envolvendo os gases, uma vez que suas relações não são as mesmas vistas nas aulas anteriores para substâncias líquidas e sólidas.

O volume de um gás varia de forma significativa quando a temperatura e/ou a pressão são alteradas. Portanto, é fundamental que saibamos a temperatura e a pressão em que os gases se encontram numa dada reação.

Na Aula 3, você viu que existem mais dois tipos de cálculos estequiométricos que não foram abordados:

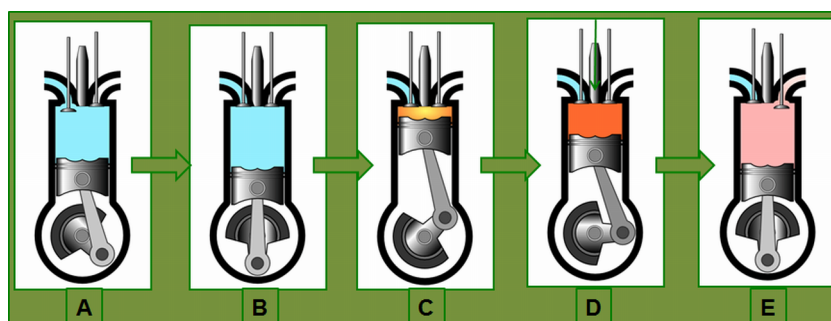
- estequiometria envolvendo relação mol–volume;
- estequiometria envolvendo relação massa–volume.

Portanto, vamos continuar nosso aprendizado sobre cálculo estequiométrico.

1. Cálculo estequiométrico (continuação)

Em nossos estudos anteriores, você já deve ter observado que:

- muitas reações químicas são realizadas com reagentes no estado gasoso ou produzem substâncias gasosas, como, por exemplo, nas reações de combustão de compostos orgânicos, onde gás carbônico e água são os produtos obtidos;
- algumas substâncias gasosas são submetidas a processos em que há variação de temperatura e/ou pressão, como, por exemplo, na compressão de gases em motores automotivos.



Adaptação: Mendes & Campos

Fonte: http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/8/89/Diesel_Engine_%284_cycle_running%29.gif

Figura 4.1: Esquema de funcionamento de um motor diesel de 4 tempos, onde um pistão do motor é movimentado pela sequência dada pelos processos:

A = admissão do gás; B = compressão do gás; C = início da explosão;
D = explosão em andamento; E = expulsão do gás.

Nesses tipos de reações e/ou processos, os cálculos estequiométricos envolvem relações entre número de mols (ou massa) e volume, e podem ser resolvidos através do conhecimento do comportamento dos gases quando temperatura, pressão e volume variam.

Nesta aula, iremos mostrar a você como proceder, partindo inicialmente de conhecimentos já aprendidos (estequiometria nas CPTP), e, em se-

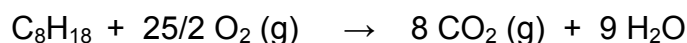
guida, adequando esses conhecimentos a situações em que as condições padrão não são utilizadas (estequiometria fora das CPTP).

1.1. Estequiometria mol–volume nas CPTP

Na Aula 2, você aprendeu que o volume molar de um gás nas CPTP é igual a 22,7 L. Então, para facilitar nosso trabalho, vamos iniciar nossos cálculos estequiométricos com gases a temperatura de 273 K e pressão de 1 bar (CPTP).

Exemplo 1

O isooctano (C_8H_{18}) é um dos componentes da gasolina que, ao sofrer combustão completa, produz CO_2 e H_2O . A combustão completa ocorre quando a quantidade de comburente (ar ou oxigênio) é suficiente para transformar todo o combustível (o isooctano) em gás carbônico e água através da reação:



Nos automóveis, em geral, a combustão da gasolina é incompleta. Isto é, não há comburente suficiente para consumir todo o combustível, e ocorre, então, a produção de gás carbônico, monóxido de carbono e água.



Fonte: <http://officeimg.vo.msecnd.net/en-us/images/MH900056851.jpg>

Figura 4.1: A queima inadequada de óleo e gasolina na câmara de explosão de um motor já desgastado gera uma quantidade exagerada de gases poluentes.

Considerando que um automóvel queima, de forma incompleta, 1,5 mols de isooctano, diga quantos litros de CO₂ e quantos de CO são produzidos se consideramos as CPTP.

Solução:

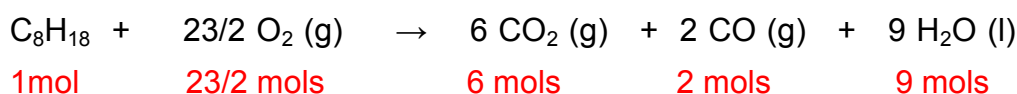
Vamos agora retornar aos passos de resolução de problemas (que você aprendeu nas aulas anteriores). Não necessitamos fazer os passos 1 e 2, porque a reação já foi dada.

3° passo: Verificar se a reação está balanceada.



Neste caso, a reação está balanceada, porque existem 8 C, 18 H e 23 O tanto nos reagentes como nos produtos.

4° passo:



5° passo:

| | | |
|---|-------|---------------------------|
| 1 mol de C ₈ H ₁₈ | ----- | 6 mols de CO ₂ |
| 1,5 mols | ----- | x |

=> **x** = 1,5 x 6 = 9 mols de CO₂

| | | |
|---|-------|--------------|
| 1 mol de C ₈ H ₁₈ | ----- | 2 mols de CO |
| 1,5 mols | ----- | y |

=> **y** = 1,5 x 2 = 3 mols de CO

O que o problema pede são os volumes de CO₂ e de CO, não os números de mols. Mas resolver isso é fácil, porque você sabe que 1 mol de gás ocupa, nas CPTP, o volume de 22,7 L.

Então:

| | | |
|--------------------------|-------|----------|
| 1 mol de CO ₂ | ----- | 22,7 L |
| 9 mols | ----- | x |

$$\Rightarrow x = (9 \times 22,7) / 1 = 204,3 \text{ L de CO}_2$$

| | | |
|-------------|-------|----------|
| 1 mol de CO | ----- | 22,7 L |
| 3 mols | ----- | y |

$$\Rightarrow y = (3 \times 22,7) / 1 = 68,1 \text{ L de CO}$$

Vamos ver se você entendeu o procedimento. Tente resolver a atividade a seguir. Pode olhar a metodologia dada no Exemplo 1.

Atividade 1 Atende ao objetivo 1

Dada a reação balanceada: $\text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{s}) + 3\text{CO} (\text{s}) \rightarrow 2\text{Fe} (\text{s}) + 3\text{CO}_2 (\text{g})$, calcule:

- o volume de CO₂ liberado nas CPTP ao serem utilizados 5 mols de Fe₂O₃;
- o volume de CO consumido se fossem produzidos 7 mols de Fe.

Resposta Comentada

a) 4° passo:

| | | | | | | |
|------------------------------------|---|--------|---|---------|---|-----------------------|
| Fe ₂ O ₃ (s) | + | 3CO(g) | → | 2Fe (s) | + | 3CO ₂ (g). |
| 1 mol | | 3 mols | | 2 mols | | 3 mols |

5° passo: Neste exercício, as relações entre as substâncias não são 1:1. Logo, você tem que fazer a regra de três para resolver o que é pedido.

| | | |
|--|-------|---------------------------|
| 1 mol de Fe ₂ O ₃ (s) | ----- | 3 mols de CO ₂ |
| 5 mols de Fe ₂ O ₃ (s) | ----- | x |

$$\Rightarrow x = (5 \times 3) / 1 = 15 \text{ mols de CO}_2$$

Sabendo que 1 mol de gás ocupa, nas CPTP, 22,7 L você pode calcular o volume de CO₂.

$$\begin{array}{rcl}
 1 \text{ mol de CO}_2 & \text{-----} & 22,7 \text{ L} \\
 15 \text{ mols de CO}_2 & \text{-----} & x \\
 \Rightarrow x = (15 \times 22,7) / 1 = 340,5 \text{ L}
 \end{array}$$

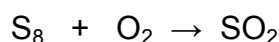
$$\begin{array}{rcl}
 \text{b)} & 3 \text{ mols de CO(g)} & \text{-----} \quad 2 \text{ mols de Fe (s)} \\
 & x & \text{-----} \quad 7 \text{ mols de Fe (s)} \\
 \Rightarrow x = (7 \times 3) / 2 = 10,5 \text{ mols de CO}
 \end{array}$$

Agora, você tem que achar o volume.

Se 1 mol corresponde a 22,7 L, então
 10,5 mols corresponderão a $10,5 \times 22,7 \text{ L} = 238,4 \text{ L}$ de CO.

Atividade 2 Atende ao objetivo 1

O dióxido de enxofre (SO₂) é utilizado na produção de vinhos, pois inibe o desenvolvimento das leveduras e bactérias. Assim, ele detém a fermentação alcoólica no momento desejado, ao mesmo tempo em que assegura a esterilização do vinho. Esse é o conservante PV ou INS 220 que vem escrito nos rótulos das garrafas de vinhos. A reação de produção de SO₂ a partir do enxofre é:



Tendo sido adicionado ao vinho 0,025 mL de SO₂, calcule o número de mols de enxofre consumido. Considere as CPTP.

Resposta Comentada

3º passo: Balanceamento: $\text{S}_8 + 8\text{O}_2 \rightarrow 8 \text{SO}_2$

4º passo:

$$\begin{array}{rclcl}
 \text{S}_8(\text{s}) & + & 8\text{O}_2(\text{g}) & \rightarrow & 8 \text{SO}_2(\text{g}) \\
 1 \text{ mol} & & 8 \text{ mols} & & 8 \text{ mols}
 \end{array}$$

5º passo:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol de SO}_2 & \text{-----} & 22,7 \text{ L} \\ x & \text{-----} & 0,025 \times 10^{-3} \text{ L} \end{array}$$

$$\Rightarrow x = 0,025 \times 10^{-3} / 22,7 = 1,1 \times 10^{-6} \text{ mols de SO}_2$$

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol de S}_8 & \text{-----} & 8 \text{ mols de SO}_2 \\ x & \text{-----} & 1,1 \times 10^{-6} \text{ mols de SO}_2 \end{array}$$

$$\Rightarrow x = 1,1 \times 10^{-6} / 8 = 1,38 \times 10^{-7} \text{ mols de S}_8.$$

1.2. Estequiometria mol–volume fora das CPTP

O que você percebeu nesses cálculos realizados nas CPTP? Você reparou que nessas condições a temperatura é 0°C (273 K)?

Essa temperatura é muito baixa e não ocorre em nosso dia a dia. Em geral, as temperaturas são em torno de 25°C, ou mais altas, quando as reações são realizadas em **reatores químicos**. Sendo assim, devemos mostrar a você como se procede quando a temperatura é diferente de 273 K e/ou a pressão é diferente de 1 bar, ou seja condições diferentes das CPTP.

Para isso, vamos mostrar algumas leis formuladas a partir de observações do que ocorre com gases quando se altera a pressão e/ou temperatura.

Reatores químicos

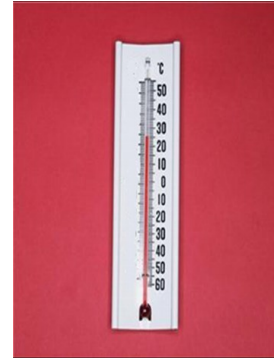
São recipientes onde se processam as reações químicas. São projetados para suportar altas temperaturas e pressões e resistir à ação corrosiva dos reagentes químicos. São, geralmente, usados em escala industrial.

Unidades de temperatura e pressão

São duas as unidades de temperatura mais utilizadas: graus Celsius (°C) e graus Kelvin (K). Essa última é do sistema SI (Sistema Internacional) e, em geral, para expressões que contêm a variável T, ela deve ser usada em

Kelvin. Entretanto, nossos termômetros não são graduados em graus Kelvin, e sim em graus Celsius. Para fazer a conversão usamos a relação:

$$K = ^\circ C + 273,15 \sim ^\circ C + 273$$



Adaptação: Mendes & Campos

Fonte: <http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/3/3c/Termometro.JPG/250px-Termometro.JPG>

Você já aprendeu o que é pressão e como se mede pressão atmosférica na Aula 2.

Agora, vamos apresentar a você outras unidades de pressão além da atm.

- **Pascal**, cujo símbolo é Pa, é a **unidade de pressão no Sistema Internacional (SI)**, e equivale à força de 1 N (Newton - unidade de força) aplicada uniformemente sobre uma superfície de 1 m².

$$1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$$

Ao comparar Pascal com atm, você pode concluir que esta unidade Pascal é muito pequena em relação à atm.

$$1 \text{ atm} = 1,01325 \times 10^5 \text{ Pa} \Rightarrow 1 \text{ Pa} = 9,87 \times 10^{-6} \text{ atm}$$

- **Bar** é um múltiplo de Bária, uma unidade do sistema CGS (centímetro, grama, segundo). 1 bária = força de 1 dina/cm² \Rightarrow 1 bar = 10 bárias e,

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$$

- **Torr** é a pressão exercida por 1 mm de mercúrio (veja barômetro de Torricelli na Aula 2), o que corresponde a 1 Torr.

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ Torr}$$

Veja um resumo das relações entre essas unidades.

| | Atm | Pa N/m ² | Bar | mm de Hg | Torr |
|----------|-------------------------|-------------------------|-------------------------|------------------------|------------------------|
| Atm | 1 | 1,013 x 10 ⁵ | 1,013 | 760 | 760 |
| Pa | 9,87 x 10 ⁻⁶ | 1 | 10 ⁻⁵ | 7,5 x 10 ⁻³ | 7,5 x 10 ⁻³ |
| Bar | 0,987 | 10 ⁵ | 1 | 750 | 750 |
| mm de Hg | 1,31 x 10 ⁻³ | 133 | 1,33 x 10 ⁻³ | 1 | 1 |
| Torr | 1,31 x 10 ⁻³ | 133 | 1,33 x 10 ⁻³ | 1 | 1 |

Para trabalhar fora das CPTP, você precisa conhecer as Leis Volumétricas, a seguir.

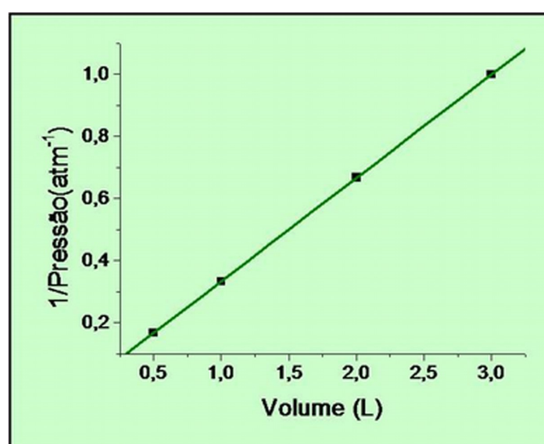
“Sob temperatura constante, o volume de um gás é inversamente proporcional à pressão a que ele está submetido.”

- Lei de Boyle-Mariotte:**

$$V \propto \frac{1}{P} \quad \text{ou} \quad P_1 V_1 = P_2 V_2 \quad \text{quando } T = \text{Constante}$$

onde o símbolo \propto significa *proporcional*.

Observe que volume e pressão são grandezas inversamente proporcionais. Logo, não se pode fazer regra de três direta entre volume e pressão. Apenas entre volume e $1/P$!!! Ver Figura: 4.2 abaixo.



Fonte: Mendes & Campos.

Figura 4.2: Resultado de uma experiência comprovando a Lei de Boyle-Mariotte. No gráfico, é observada a variação linear do volume de um gás ideal, com a variação do inverso da pressão, mantendo-se a temperatura constante

- **Lei de Gay-Lussac:**

“O volume de um gás varia diretamente com a temperatura, mantendo-se a pressão constante.” ou

$$V \propto T \quad \text{ou} \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2} \quad \text{quando } P = \text{Constante}$$

Exemplo:

Veja os volumes que foram obtidos ao submeterem um mol de um gás a diferentes temperaturas, mantendo a pressão constante e igual a um bar.

| | | | | |
|-----------------|-------|-------|-------|-------|
| Temperatura (K) | 298 | 323 | 358 | 393 |
| Volume (L) | 24,78 | 26,85 | 29,76 | 32,67 |

O gráfico apresentado na Figura 4.3 mostra a dependência linear entre V e T, indicando que essas propriedades são diretamente proporcionais. Isto é, quando a temperatura dobra ou triplica, o volume dobra ou triplica.

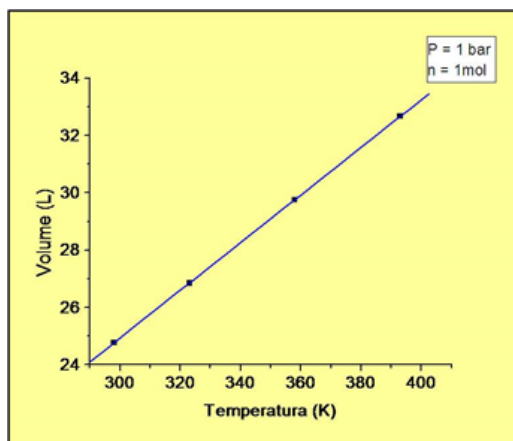


Figura 4.3: Resultado de uma experiência comprovando a Lei de Gay-Lussac. No gráfico, observa-se a variação linear do volume de um gás ideal, com a variação da temperatura, mantendo-se a pressão constante.

Processos em que a temperatura é constante são denominados processos isotérmicos. Processos em que a pressão é constante são denominados processos isobáricos.

- **Lei de Avogadro:**

“Volumes iguais de gases diferentes à mesma temperatura e pressão têm o mesmo número de mols.”

Associando as leis de Boyle-Mariotte, Gay-Lussac e Avogadro, obteremos a equação dos gases perfeitos ou gases ideais. Nela, o volume do gás varia, simultaneamente, com o número de mols, temperatura e pressão.

Colocando de outro modo:

$$\left. \begin{array}{l} V \propto \frac{1}{P} \\ V \propto T \\ V \propto n \end{array} \right\} V \propto \frac{nT}{P} \Rightarrow V = R \frac{nT}{P}$$

onde R é uma constante de proporcionalidade e é denominada Constante Universal dos Gases.

Ou melhor: **PV = nRT** **Lei dos Gases Ideais ou Gases Perfeitos**

onde: P = pressão (atm ou bar)

V = volume em litros

n = número de mols do gás

R = 0,082 atm . L K⁻¹mol⁻¹ (quando trabalhamos com pressão em atm) ou

R = 0,08314 L . bar K⁻¹mol⁻¹ (quando trabalhamos com pressão em bar)

T = temperatura em Kelvin (lembrando que a temperatura em Kelvin é calculada como: $T(K) = 273 + ^\circ C$).

Observe:

Nas condições normais de temperatura e pressão (**CNTP**), usadas até 1982:

$$R = 0,08205 \text{ L. atm.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

$$T = 0^\circ\text{C} = 273,15 \text{ K}$$

$$P = 1 \text{ atm}$$

$$\Rightarrow \text{o volume molar é: } \frac{V}{n} = R \frac{T}{P}$$

$$\Rightarrow \frac{V}{n} = (0,08205 \text{ L.atm. mol}^{-1}.\text{K}^{-1} \times 273,15 \text{ K}) / 1 \text{ atm} = \mathbf{22,4 \text{ L/mol}}$$

Nas condições padrão de temperatura e pressão (**CPTP**), usadas atualmente:

$$R = 0,08314 \text{ L. bar.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

$$T = 0^\circ\text{C} = 273,15 \text{ K}$$

$$P = 1 \text{ bar}$$

$$\Rightarrow \text{o volume molar é: } \frac{V}{n} = R \frac{T}{P}$$

$$\Rightarrow \frac{V}{n} = 0,08314 \text{ L. bar mol}^{-1}.\text{K}^{-1} \times 273,15 \text{ K} / 1 \text{ bar} = \mathbf{22,7 \text{ L/mol}}$$

Vamos imaginar que em um problema seja dada a pressão em mmHg ou Torr (exemplo: 820 mmHg), e você tenha que convertê-la para atm ou bar, pois a equação dos gases ideais requer a pressão em atm ou bar.

Você deve fazer uma regra de três:

$$1 \text{ atm} \text{ ----- } 760 \text{ mmHg}$$

$$x \text{ ----- } 820 \text{ mmHg} \Rightarrow x = 820/760 = 1,079 \text{ atm}$$

ou

$$1 \text{ bar} \text{ ----- } 750 \text{ mmHg}$$

$$x \text{ ----- } 820 \text{ mmHg} \Rightarrow x = 820/750 = 1,093 \text{ bar}$$

ou usar as relações dadas a seguir, pois elas são derivadas da regra de três:

$$P \text{ (em atm)} = (P \text{ em mmHg})/760$$

$$P \text{ (em bar)} = (P \text{ em mmHg})/750$$

Quer aprender mais um pouco?

Vá até a página no endereço a seguir e faça as simulações sugeridas. Observe o comportamento dos gases em várias situações.

<http://www.educacional.com.br/recursos/conteudomultimedia/21/quimica/gases/gases3.asp>

1.2.1. Aplicação das leis volumétricas a problemas sem reações químicas

Exemplo 2

Um gás, confinado em um recipiente, é aquecido da temperatura T_1 (em Kelvin) até a temperatura T_2 (em Kelvin), três vezes maior que a inicial, mantendo-se a pressão constante. O que acontecerá com seu volume após essa transformação?

Observação: essa transformação é denominada transformação isobárica (*aquecimento isobárico*), porque a pressão é mantida constante.

Solução:

Podemos resolver esse exemplo usando a Lei de Gay-Lussac ou a Lei dos Gases.

Vejamos:

1º método de resolução:

Se a pressão foi mantida constante, então se aplica a Lei de Gay-Lussac:

$V \propto T$ isto é: $V = (\text{constante de proporcionalidade}) \times T$

$$\Rightarrow V_1 = (\text{cte}) T_1 \quad \text{e} \quad V_2 = (\text{cte}) T_2 .$$

Dividindo uma expressão por outra, temos: $\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2} \Rightarrow \frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{3T_1}$

$\Rightarrow V_2 = 3 V_1$. O volume final será triplicado.

2º método de resolução:

$$\text{Usando } PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} \Rightarrow V = (\text{cte}) T$$

pois n , R e P são constantes, e recaímos no método anterior .

Exemplo 3

Vamos mudar o texto do exemplo anterior e ver o mesmo problema em termos numéricos para que você entenda melhor.

Dois mols do gás He (Hélio, um gás nobre), ocupando um volume V_1 igual a 3 L, são aquecidos da temperatura $T_1 = 298$ K até a temperatura $T_2 = 894$ K, mantendo-se a pressão constante. Qual será o novo volume?

Solução:

$$n = 2 \text{ mols}$$

$$V_1 = 3,0 \text{ L}$$

$$T_1 = 298 \text{ K}$$

$$T_2 = 894 \text{ K}$$

Aplicando esses dados na equação:

$$PV = nRT, \Rightarrow P_1V_1 = 2RT_1 \text{ e } P_2V_2 = 2RT_2.$$

Sabendo que a pressão é constante, temos que $P_1 = P_2$.

Dividindo uma relação pela outra, temos:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2} \Rightarrow V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1} \Rightarrow V_2 = 3 \times 894/298 = 9 \text{ L}.$$

O volume foi triplicado, como mostrado no Exemplo 2, o que concorda com a Lei de Gay-Lussac.

Observe que tanto na Lei de Gay-Lussac e como na Lei dos Gases Ideais a temperatura é dada em Kelvin

Exemplo 4

Uma dada quantidade de gás ideal sofre uma transformação na qual seu volume é diminuído a $\frac{1}{3}$ do valor inicial, mantendo-se a temperatura constante. Qual a pressão final dentro do recipiente?

Solução:

Podemos resolver esse exemplo usando a Lei de Boyle-Mariotte ou a Lei dos Gases Ideais.

1º método: $V \propto \frac{1}{P}$, se T for constante \Rightarrow Lei de Boyle.

V_1 = volume inicial, $V_2 = \frac{V_1}{3}$

P_1 = pressão inicial P_2 = pressão final

V = (constante de proporcionalidade) $\times 1/P \Rightarrow V = \frac{(cte)}{P}$

$\Rightarrow P_1 V_1 = cte$ e $P_2 V_2 = cte$.

Dividindo uma relação pela outra, temos:

$\Rightarrow P_1 V_1 = P_2 V_2 \Rightarrow P_2 = 3P_1$

A pressão final é o triplo da pressão inicial.

2º método: Usando $PV = nRT \Rightarrow PV = nRT$. Como n, R e T são constantes, temos:

$PV = cte \Rightarrow P_1 V_1 = P_2 V_2 \Rightarrow \frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1}$

e recaímos no método anterior.

Exemplo 5

Vamos novamente usar o Exemplo 4, em termos numéricos, para que você entenda melhor.

Considere que 3,2 mols de N_2 foram comprimidos do volume inicial igual a 12 L até um volume final igual a 4 L. Qual a pressão final do gás dentro do recipiente após essa transformação, sabendo que a pressão inicial era de 1 bar?

Observação: essa transformação é denominada transformação isotérmica (*compressão isotérmica*), porque a temperatura é mantida constante.

Solução:

$$n = 3,2 \text{ mols}$$

$$V_1 = 12 \text{ L} \quad \text{e} \quad V_2 = 4 \text{ L}$$

$$P_1 = 1 \text{ bar} \quad \text{e} \quad P_2 = ?$$

1º método: Lei de Boyle-Mariotte:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1} \Rightarrow P_1 V_1 = P_2 V_2 \Rightarrow 1 \times 12 = P_2 \times 4 \Rightarrow P_2 = 3 \text{ bar.}$$

2º método: Lei dos Gases Ideais

$$PV = nRT \Rightarrow PV = \text{cte, pois, } n, R \text{ e } T = \text{constantes}$$

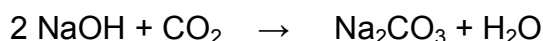
$$\Rightarrow P_1 V_1 = P_2 V_2 \Rightarrow 1 \times 12 = P_2 \times 4 \Rightarrow P_2 = 3 \text{ bar.}$$

1.2.2. Aplicação das leis volumétricas a problemas com reações químicas

Você viu como a equação dos gases ideais é utilizada para prever qualquer uma das propriedades: n , P , V e T . A partir do conhecimento de três dessas variáveis, vamos aplicá-las a um exercício de cálculo estequiométrico com reações químicas.

Exemplo 6

Ao produzir uma solução de NaOH, deve-se prestar atenção à absorção de CO_2 do ar ambiente. A reação de absorção é:

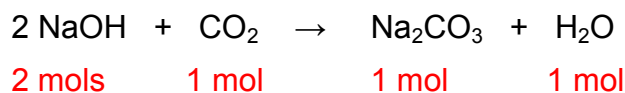


Supondo que foram absorvidos 60 litros de CO_2 nas seguintes condições:

$T = 30^\circ\text{C}$ e $P = 0,85 \text{ bar}$, qual a quantidade em mols de NaOH utilizado?

Solução:

O que queremos é o número de mols de NaOH utilizado segundo a reação. Então, vamos primeiro verificar a estequiometria.



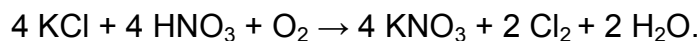
Como a quantidade de CO₂ está em litros, vamos usar a equação PV=nRT para calcular o número de mols de CO₂ absorvidos, e depois, com uma regra de três, calcular o número de mols de NaOH utilizado.

$$PV = n RT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT} \Rightarrow n = (0,85 \times 60) / (0,08314 \times 303) = 2,02 \text{ mols de CO}_2$$

$$\begin{array}{rcl}
 \text{Pela estequiometria:} & 2 \text{ mols de NaOH} & \text{-----} 1 \text{ mol de CO}_2 \\
 & x & \text{-----} 2,02 \text{ mols} \\
 \Rightarrow x = & 4,04 \text{ mols de NaOH}
 \end{array}$$

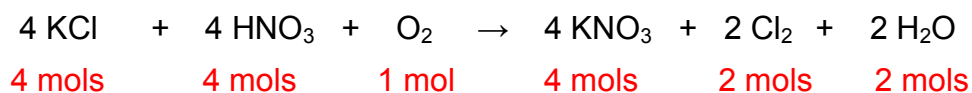
Exemplo 7

O nitrato de potássio (KNO₃) é usado como fertilizante na agricultura, e pode ser produzido pela reação do sal KCl com ácido nítrico (HNO₃) e ar, segundo a equação:



Qual o volume de oxigênio, a 27°C e 1,2 bar, gasto na produção de seis toneladas de KNO₃?

Solução:



$$n \text{ de KNO}_3 = 6 \times 10^6 / 101 = 5,941 \times 10^4 \text{ mols}$$

$$\begin{array}{rcl}
 1 \text{ mol de O}_2 & \text{-----} & 4 \text{ mols de KNO}_3 \\
 x & \text{-----} & 5,941 \times 10^4 \text{ mols} \Rightarrow x = 1,5 \times 10^4 \text{ mols de O}_2
 \end{array}$$

$$PV = nRT \Rightarrow V_2 = \frac{nRT}{P}$$

$$\Rightarrow V = 1,5 \times 10^4 \times 0,08314 \times 300 / 1,2 = 31,18 \times 10^4 \text{ L}$$

Atividade 3

Atende ao objetivo 2

(UEM-2006 - adaptada) Sabe-se que alguns automóveis são equipados com *airbags*, bolsas de ar que se inflam em caso de acidente. O ar que enche a bolsa é proveniente de uma reação química entre nitreto de sódio e nitrato de potássio, de acordo com a equação:



Considerando o N_2 um gás ideal, e admitindo que o sistema esteja nas CPTP, calcule o número de mols de $\text{NaN}_3(\text{s})$ necessário para se encher um *airbag* de 60 litros.

Resposta Comentada

Você quer a massa de nitreto de sódio. Como é dado o volume de N_2 , você deve usar a relação $PV = nRT$ para obter o número de mols de N_2 produzido e, pela estequiometria, obter o número de mols de nitreto.

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT} \Rightarrow n = 1 \times 60 / 0,08314 \times 273 = 2,64 \text{ mols}$$

Ou, sabendo que nas CPTP:

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol} & \text{-----} & 22,7 \text{ L} \\ x & \text{-----} & 60 \text{ L} \end{array} \Rightarrow x = 60 / 22,7 = 2,64 \text{ mols}$$

Pela estequiometria, temos:

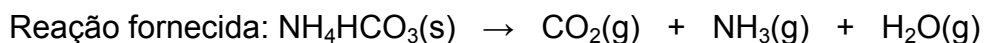
$$\begin{array}{ccc} 10 \text{ mols de NaN}_3 & \text{-----} & 16 \text{ mols de N}_2 \\ x & \text{-----} & 2,64 \text{ mols} \end{array} \Rightarrow x = 10 \times 2,64 / 16 = 1,65 \text{ mols de NaN}_3$$

Atividade 4

Atende ao objetivo 2

(UnB - adaptada) Nas receitas para fazer bolos, um fermento muito utilizado é o chamado sal bicarbonato de amônia (NH_4HCO_3), também conhecido como carbonato de amônio. Quando aquecido, esse sal se decompõe em gás carbônico, amônia e água. Partindo-se de 100 g de fermento, calcule o

volume de gás carbônico obtido, considerando a temperatura de 32°C e pressão de 1,0 bar.



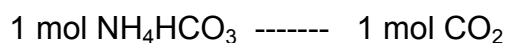
Resposta Comentada

O que o problema pede é o volume numa dada temperatura e pressão. Portanto, é necessário saber o número de mols de CO_2 produzido.

$$M \text{ NH}_4\text{HCO}_3 = 79\text{g/mol}$$

$$\Rightarrow n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = 100/79 = 1,27 \text{ mols}$$

Pela estequiometria:



Logo, 1,27 mols de fermento produzirão 1,27 mols de CO_2 .

O volume é obtido pela relação:

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P}$$

$$\Rightarrow V = 1,27 \times 0,08314 \times 305 / 1,0 = 32,20 \text{ L de CO}_2$$

1.3. Estequiometria massa-volume

Você aprendeu a transformar mol em volume e vice-versa. Agora, sa

bendo que: $n = \frac{m}{M}$ você pode transformar massa em mol e, com isso,

usar a lei dos gases ideais para calcular volumes de substâncias gasosas. Vejamos:

Exemplo 8

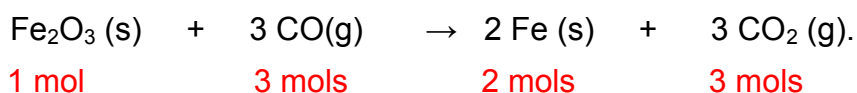
Dada a reação balanceada $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3 \text{ CO}(\text{s}) \rightarrow 2 \text{ Fe}(\text{s}) + 3 \text{ CO}_2(\text{g})$, calcule:

a) o volume de CO_2 liberado ao serem utilizados 6,4 kg de Fe_2O_3 , considerando CPTP;

b) o volume de CO consumido na obtenção de 4,48 kg de Fe, considerando CPTP.

Solução: Aplicando os passos já estudados em outros exemplos, teremos:

a) 4º passo:



5º passo:

Neste exercício, as relações entre as substâncias não são 1:1. Logo, você tem que fazer a regra de três para resolver o que é pedido.

Para converter gramas de Fe_2O_3 em número de mols, você precisa conhecer M do $\text{Fe}_2\text{O}_3 = 160 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = 6,4\text{kg}/160\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = 6400\text{g}/160\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = 40 \text{ mols}$$

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3 (\text{s}) & \text{-----} & 3 \text{ mols de CO}_2 \\ 40 \text{ mols} & \text{-----} & \mathbf{x} \end{array}$$

$$\Rightarrow x = (40 \times 3)/1 = 120 \text{ mols de CO}_2$$

Sabendo que 1 mol de gás ocupa, nas CPTP, 22,7 L, você pode calcular o volume de CO_2 .

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mols de CO}_2 & \text{-----} & 22,7 \text{ L} \\ 120 \text{ mols} & \text{-----} & \mathbf{x} \end{array}$$

$$\Rightarrow x = (120 \times 22,7)/1 = 2724 \text{ L}$$

b) 4º passo: Use a reação e as proporções molares dadas no 4º passo da letra (a).

5º passo: Novamente, você precisa converter a massa de Fe em número de mols.

M do Fe = 56g/mol

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = 4,48\text{kg} / 56 \text{ g. mol}^{-1} = 4480\text{g} / 56\text{ g. mol}^{-1} = 80\text{mols}$$

$$\begin{array}{ccc} 3 \text{ mols de CO(g)} & \text{-----} & 2 \text{ mols de Fe (s)} \\ x & & 80 \text{ mols} \end{array}$$

$$\Rightarrow x = (80 \times 3)/2 = 120 \text{ mols de CO.}$$

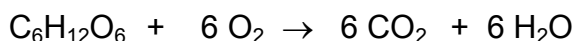
Agora, você tem que achar o volume.

Se 1 mol corresponde a 22,7 L, então, 120 mols corresponderão a $120 \times 22,7 \text{ L} = 2724 \text{ L de CO.}$

Atividade 5

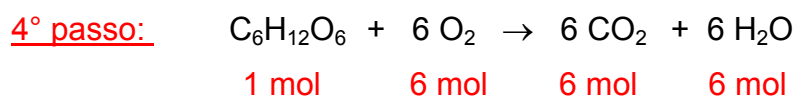
Atende ao objetivo 2

Um ciclista, ao realizar uma corrida, consome 180 g de glicose durante o percurso. A glicose é transformada no ciclo de Krebs – uma etapa do processo metabólico realizado pelas células –, para produzir energia. Apenas 20% da glicose são transformados em CO₂ através desse processo. A representação do processo é:



Qual o volume de CO₂, na temperatura de 30°C e pressão ambiente, produzido pelas células, mais especificamente pelas organelas chamadas mitocôndrias, do músculo do ciclista?

Resposta Comentada



5º passo: Primeiramente, você tem que calcular o número de mols de glicose consumido. M C₆H₁₂O₆ = 180 g/mol.

massa de glicose transformada = 20% de 180 g = $0,2 \times 180 = 36$ g

$$\Rightarrow n = 36/180 = 0,2 \text{ mols}$$

1 mol de glicose ----- 6 mols de CO_2

0,2 mols ----- x $\Rightarrow x = 1,2$ mols de CO_2

$$PV = nRT \Rightarrow V = 1,2 \times 0,08314 \times 303/1 \text{ (bar)} = 30,2 \text{ L}$$

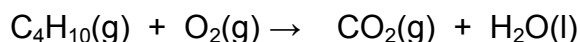
Conclusão

Entender o comportamento dos gases, mesmo que apenas os “ideais” quando as propriedades massa (ou número de mols), volume, temperatura e/ou pressão variam, é importante numa reação química.

Atividade final 1

Atende aos objetivos 1 e 2

(UnB - adaptada) A reação de combustão de um dos componentes do gás de cozinha, o gás butano, pode ser representada pela seguinte equação química não balanceada:



Sabendo que o volume molar de um gás ideal nas CPTP é 22,7 L/mol, julgue como verdadeiro ou falso os itens que se seguem.

- a) De acordo com a lei das proporções definidas, dobrando-se as massas dos gases butano e oxigênio, as massas de gás carbônico e de água diminuirão na mesma proporção. (_____)
- b) São necessários 13 mols de gás oxigênio para reagir com 2 mols de gás butano. (_____)
- c) A queima de 58 g de butano produzirá 90 g de água. (_____)

Respostas comentadas

b) Verdadeiro. $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) + 13/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4 \text{CO}_2(\text{g}) + 5 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ ou
 $2 \text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) + 13 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 8 \text{CO}_2(\text{g}) + 10 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

c) Verdadeiro. $2 \text{ C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) + 13 \text{ O}_2(\text{g}) \rightarrow 8 \text{ CO}_2(\text{g}) + 10 \text{ H}_2\text{O}(\text{l})$

pois $2 \times 58\text{g}$ 180g

=> 58 g ---- 90 g de H₂O

d) Falso. Pela estequiometria, temos:

2 mols de C_4H_{10} ----- 8 mols de CO_2 ou

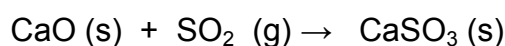
| | | |
|----------------------|-------|-------------------|
| 116 g de C_4H_{10} | ----- | 181,6 L de CO_2 |
| x | ----- | 45,42 L |

$$\Rightarrow x = 45,42 \times 116 / 181,6 = 29 \text{ g de butano.}$$

Atividade final 2

Atende aos objetivos 1 e 2

Uma das maneiras de reduzir a presença de SO_2 liberado na atmosfera durante a queima de carvão nas fornalhas é a sua remoção por reação com CaO (óxido de cálcio). Ele é obtido pela decomposição do carbonato de cálcio adicionado às fornalhas. O CaO reage com o SO_2 , formando sulfito de cálcio:



- a) Calcule a quantidade em litros de SO_2 removido pela reação com 40 t de CaO , sabendo que a temperatura é de 130K e a pressão é de 750 mmHg. Observe que 750 mmHg = 1 bar
- b) Calcule a quantidade de sulfito de cálcio produzido pela absorção de 3.000 L de SO_2 se a reação fosse realizada à temperatura de 25°C e pressão de 1 atm.

Resposta comentada

a) $PV = nRT$ $V = (40 \times 10^6 / 64) \times 0,08314 \times 130 / 1 = 6,75 \times 10^6 \text{ L}$

b) $V = 3000 \text{ L}$ $T = 298 \text{ K}$ $P = 1 \text{ atm}$ $n = ?$

$n = 1 \times 3000 / 0,082 \times 298 = 122,77 \text{ mols de } \text{SO}_2$

Como a relação é 1:1, entre SO_2 e CaSO_3 , teremos:

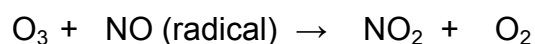
$m(\text{CaSO}_3) = 122,77 \times 120 = 14732 \text{ g} \sim 14,7 \text{ kg}$

Atividade final 3

Atende aos objetivos 1 e 2

O Óxido nitroso é a substância que mais causa danos à camada de ozônio. Ele é emitido, principalmente, por fontes naturais (bactérias no solo e oceanos, por exemplo), mas também como um subproduto dos métodos de fertilização na agricultura, da combustão, do tratamento de esgoto e de diversos processos industriais.

Quando transportado da troposfera à estratosfera, o N_2O colide com átomos excitados de oxigênio, e produz radicais NO . Estes, por sua vez, decompõem **cataliticamente** o O_3 . As equações apresentadas a seguir ilustram esse processo.



Pede-se: Imaginando que foram removidos 5.000 L de ozônio da camada protetora, calcule a quantidade em massa de N_2O liberados na atmosfera, à temperatura de 35°C e pressão de 1 bar.

Cataliticamente – diz-se do processo que envolve reações químicas em presença de um catalisador. Este é uma espécie química que possui a capacidade de acelerar ou retardar a velocidade com que uma reação química acontece.

Resposta comentada

$$V(O_3) = 5.000 \text{ L} \quad P = 1 \text{ bar} \quad T = 35 + 273 = 308 \text{ K}$$

$$n(O_3) = PV/RT \Rightarrow n(O_3) = 5.000 \times 1 / (0,08314 \times 308) = 195,26 \text{ mols de } O_3$$

Relação entre mols de NO e $O_3 = 1:1$

Relação de N_2O e NO $= 1:2$

1 de N_2O ----- 2 mols de NO

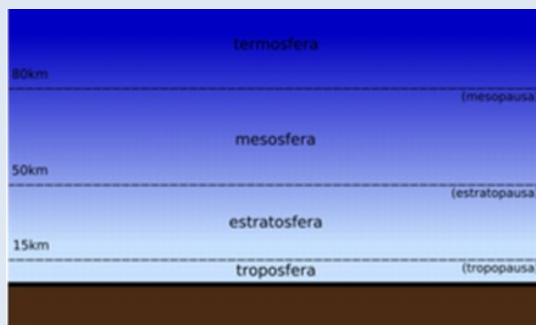
x ----- 195,24 mols

$$\Rightarrow x = 195,24 / 2 = 97,62 \text{ mols de NO}$$

$$\Rightarrow m = 97,62 \times 44 = 4295 \text{ g} = 4,3 \text{ kg}$$

Troposfera e estratosfera: o que são?

Observe a imagem a seguir e veja onde estão localizadas a troposfera e a estratosfera.



Fonte: http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/a/a7/Atmo_camadas.png/300px-Atmo_camadas.png

Observe que nós vivemos na troposfera, que é a parte mais baixa da atmosfera. Ela possui de espessura cerca de 12 km. É nela que ocorrem os efeitos climáticos.

Agora, veja onde se localiza a estratosfera. Esta é a camada superior da atmosfera, encontrada logo acima da troposfera, e chega até 50 km acima do solo. É nela que se encontra a camada de ozônio.

Resumo

Nesta aula você aprendeu que:

- é possível converter mol e massa de substâncias gasosas em volume nas CPTP e fora delas;
- as leis volumétricas se aplicam às situações em que temos temperatura constante (Boyle-Mariotte) e pressão constante (Gay-Lussac);
- processos isotérmicos são processos à temperatura constante, e processos isobáricos são à pressão constante;
- quando trabalhamos com temperatura e pressão fora das CPTP, é necessário utilizar a Lei dos Gases Ideais: $PV = nRT$.

Informações sobre a próxima aula

Em nossa próxima aula, você irá aprender que reações não geram produtos com 100% de rendimento, e que, em geral, os reagentes podem estar impuros ou em excesso.

Referências bibliográficas

ATKINS, P.; JONES, L., **Princípios de Química**. Questionando a vida moderna e o meio ambiente. Bookman, 1999.

BRADY, James, E.; HUMISTON, Gerard, E. **Química Geral**. Vol 1. 1996.

RUSSEL, J.B. **Química Geral**. 2ª edição. McGraw-Hill do Brasil.

Um Pouco de Poesia

Reação

Sou química.
O meu desejo maior
é o de me
transformar.
Planta
que morre
cresce.
Assim acontece
se me deixo
transformar.
Sou química...



Fonte: Livro “ *Quase Poesia Quase Química*” João Paiva, Centenário da Sociedade Portuguesa de Química, SPQ, 2012

<http://www.poesia.jcpaiva.net/quasepoesia/index.htm>



Licenciatura em Ciências Biológicas

Elementos de Química Geral

Carmen Lucia de Oliveira Mendes &
Mara Lucia Gomes de Campos

AULA 5

Rendimento Real da reação, Impurezas e Excessos

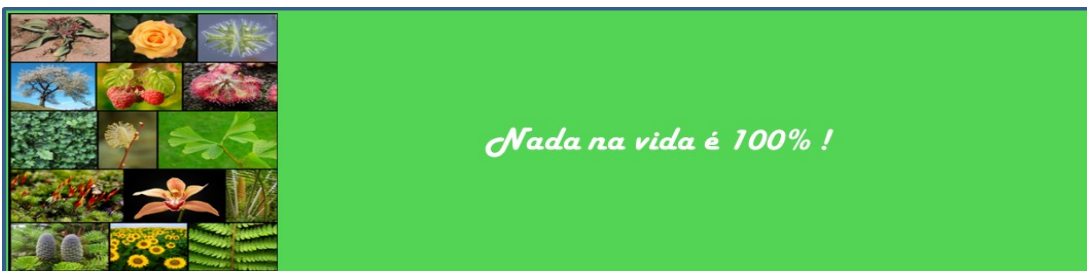
META

Apresentar situações que envolvam reações com diferentes rendimentos, contendo substâncias impuras e reagentes em excesso.

OBJETIVO

Esperamos que, após o estudo do conteúdo desta aula, você seja capaz de:

1. resolver problemas estequiométricos de reações cujos rendimentos sejam diferentes de 100%;
2. aplicar conceitos estequiométricos em reações químicas em que os reagentes sejam impuros;
3. resolver problemas que envolvam reagente limitante e reagente em excesso.



Fonte: Adaptação: Mendes & Campos

<http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/6/6e/>

[Diversity_of_plants_image_version_5.png/403px-Diversity_of_plants_image_version_5.png](#)

As reações químicas que temos estudado se baseiam na ideia de que todos os reagentes foram transformados integralmente em produtos (possuem rendimento de 100%).

Um exemplo de reações cujos resultados não são 100% é o da transformação de alimentos pelos organismos. Uma parte é transformada pelas células para manter suas funções vitais, e o que não é utilizado para tal é excretado. Nem todo o alimento é assimilado metabolicamente.

Outro exemplo é o que você viu na Aula 4 sobre a combustão do isooctano (gasolina). Quando, em um motor, a admissão de ar (oxigênio) é pouca, a combustão torna-se incompleta, e parte do produto é liberada sob a forma de CO (monóxido e carbono). A reação não é 100%.

Nas reações estudadas em aulas anteriores, não houve perdas, pois não aconteceram outras reações que não aquelas indicadas nas equações apresentadas. Não havia impurezas contaminando os reagentes e dando origem a outros produtos não esperados. Nenhum dos reagentes estava em excesso. Era tudo “perfeito”, de modo a ensinar a você como proceder nos cálculos estequiométricos apresentados.

Mas você não acreditou que isso iria continuar assim, não é? Como você já deve ter aprendido, na vida nada é tão perfeito. Então...

Agora que você já aprendeu o básico, vamos mostrar que, na realidade, os processos não são tão “arrumadinhos” assim. Em geral, as reações

têm rendimentos diferentes de 100%, pois os reagentes podem conter certo grau (porcentagem) de impurezas. Além disso, um deles pode estar em excesso para garantir que o outro, mais caro (em termos financeiros), seja totalmente consumido, ou para garantir que uma reação ocorra com eficiência, uma vez que o reagente limitante é o que será consumido primeiro, dando término à reação.

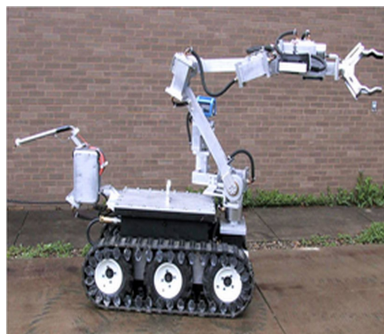
Nesta aula, você irá ver, passo a passo, como são feitos cálculos em cada uma das seguintes situações:

- em reações cujos rendimentos sejam diferentes de 100%;
- em reações com reagentes contendo impurezas;
- em reações contendo reagente em excesso.

1. Rendimento real

Nos exemplos deste tópico, você irá observar o porquê de reações terem rendimentos diferentes de 100%. Para facilitar o entendimento, iremos considerar os reagentes livres de impurezas.

Exemplo 1



Fonte: http://commons.wikimedia.org/wiki/File:ANDROS_WolverineV2_Borehole_Robot.jpg

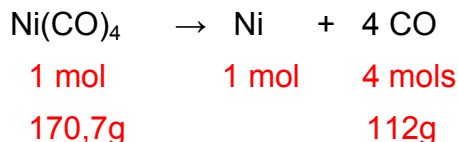
Figura 5.1: Robô fabricado com uma liga de níquel.

O níquel tem grande importância nas indústrias de aço inoxidável e na produção de superligas. Exemplo: a liga níquel-titânio é usada em robótica. A decomposição térmica do tetracarbonilníquel (Ni(CO)_4) leva à formação de níquel metálico. Nesse processo é liberado o mesmo gás tóxico que usualmente provém dos automóveis, o monóxido de carbono (CO).

Sabendo disso, calcule a massa de níquel metálico puro, expressa em gramas, que pode ser obtida na decomposição de 3,141 kg de $\text{Ni}(\text{CO})_4$, que apresenta um rendimento de 96%.

Solução:

A reação de decomposição é:



170,7g de $\text{Ni}(\text{CO})_4$ ----- 112g de CO

$3,141 \times 10^3 \text{ g}$ ----- **x**

$$\Rightarrow \mathbf{x} = 3,141 \times 10^3 \times 112/170,7 = 2,06 \times 10^3 \text{ g}$$

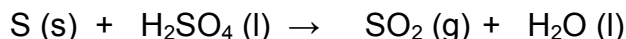
Essa massa de CO obtida corresponde a uma reação com rendimento de 100%, em que o $\text{Ni}(\text{CO})_4$ foi totalmente decomposto nos produtos. Entretanto, pelo enunciado, o rendimento real foi de 96%, logo a massa realmente obtida é menor. Vejamos:

$2,06 \times 10^3 \text{ g}$ de CO ----- 100%

$$\mathbf{x} \text{ ----- } 96\% \Rightarrow \mathbf{x} = 2,06 \times 10^3 \times 96/100 = 1,98 \times 10^3 \text{ g}$$

Exemplo 2

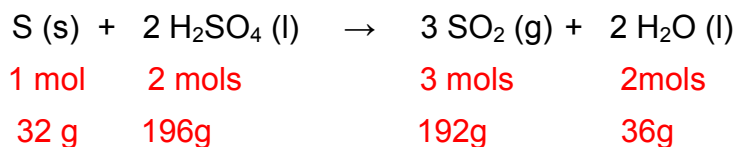
Considere a reação não balanceada:



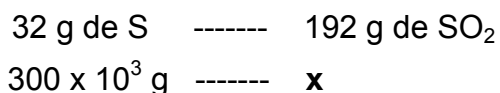
Se 300 kg de enxofre reagirem com ácido sulfúrico, quantos quilos de SO_2 serão liberados, sabendo que a reação tem um rendimento de 80%?

Solução:

Balanceamento da reação:



Pela estequiometria, que nos dá resultados com 100% de rendimento, teremos:



$$\Rightarrow x = 300 \times 10^3 \times 192/32 \Rightarrow \mathbf{x = 1800 \times 10^3 \text{ g} = 1800 \text{ kg}}$$

Como a reação tem 80% de rendimento, a quantidade de SO₂ produzida será:

$$0,8 \times 1800 = 1440 \text{ kg.}$$

Atividade 1

Atende ao objetivo 1



Fonte: http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/4/4c/FunkenflugGrill_9647b.jpg/623px-FunkenflugGrill_9647b.jpg

O carbono em brasa reduz o dióxido de carbono a monóxido de carbono, segundo a reação:



Qual o rendimento dessa reação se para a transformação de 220 g de CO₂ foram obtidos 60 litros de dióxido de carbono à temperatura de 300°C e 1 bar.

Resposta comentada

Vamos começar calculando a massa de CO obtida nas condições dadas: 300°C (573K) e 1 bar, sabendo que o volume foi de 60 L.

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT} = 1 \times 60 / 0,08314 \times 573 = 1,26 \text{ mols de CO}$$

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \times M = 1,26 \times 28 = 35,28 \text{ g de CO.}$$

Agora, vamos calcular a quantidade estequiométrica de CO produzida pela

decomposição de 220 g de CO₂. Isso corresponderá a um rendimento de 100%, ou seja, sem nenhuma perda.



$$\begin{array}{lcl}
 44 \text{ g de CO}_2 & \text{-----} & 56 \text{ g de CO} \\
 220 \text{ g} & \text{-----} & x \Rightarrow x = 220 \times 56/44 = 280 \text{ g de CO}
 \end{array}$$

Se foram obtidos apenas 35,28 g de CO, o rendimento da reação será

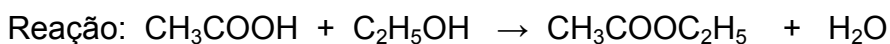
$$\begin{array}{lcl}
 280 \text{ g de CO} & \text{-----} & 100\% \\
 35,28 \text{ g} & \text{-----} & x \Rightarrow x = 35,28 \times 100/280 = 12,6\%
 \end{array}$$

Atende ao objetivo 1

Atividade 2

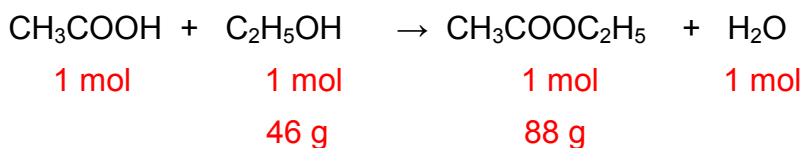
(UFES/2000 - adaptada) A reação entre ácido acético e álcool etílico na presença de ácido sulfúrico (catalisador) produz água e acetato de etila, solvente muito utilizado na indústria de tintas. Sabendo-se que essa reação tem um rendimento de 70%, a massa de álcool necessária para se produzir 440 g do acetato será, aproximadamente:

- a) 230 g b) 237 g c) 327g d) 440 g e) 628 g



Resposta comentada

Letra C.



Resolvendo por mol:

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = 440 / 88 = 5 \text{ mols}$$

Relação entre o álcool e o acetato 1:1.

Concluimos, então, que teríamos 5 mols de álcool nos reagentes. Mas, sabemos que isso equivale apenas à massa que reagiu (70% da massa inicial). Podemos presumir, então, que foi utilizada uma massa maior que a estequiométrica. Acompanhe os cálculos:

$$\begin{array}{rcl} 5 \text{ mols de álcool} & \text{-----} & 70\% \\ x & \text{-----} & 100\% \end{array} \Rightarrow x = 7,1 \text{ mols}$$

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = 7,1 \times 46 = 326,6 \text{ g} \sim 327 \text{ g}$$

Resolvendo por massa:

Se o rendimento fosse de 100% \Rightarrow a massa produzida seria de:

$$\begin{array}{rcl} 440 \text{ g} & \text{-----} & 70\% \\ x & \text{-----} & 100\% \end{array}$$

$$\Rightarrow x = 440 \times 100/70 = 628 \text{ g de acetato}$$

Resolvendo por estequiometria:

$$\begin{array}{rcl} 46 \text{ g de álcool} & \text{-----} & 88 \text{ g de acetato} \\ x & \text{-----} & 628 \text{ g} \end{array}$$

$$\Rightarrow x = 628 \times 46/88 = 328 \sim 327 \text{ g de álcool}$$

2. Pureza

Em geral, as substâncias que fazem parte de um processo químico não são puras.

Elas têm, além da substância em estudo, outros compostos que não irão fazer parte da reação ou do processo químico. Muitas vezes, é necessário purificá-las para que tais impurezas não alterem o resultado final do processo, pela produção (e/ou presença) de produtos não desejados.

Lembra-se da receita de bolo da Aula 3? Nela, foi utilizada uma colher de sobremesa de fermento. Se esse fermento tiver sido falsificado, e contiver 20% de farinha, o bolo não crescerá como esperado, pois haverá falta de reagente – fermento puro.

Vamos agora estudar um exemplo de reação envolvendo substâncias impuras.

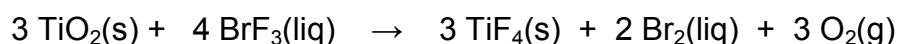
Exemplo 3



Fonte: <http://officeimg.vo.msecnd.net/en-us/images/MH900424358.jpg>

Figura 5.2: Quando estamos sob o sol, é indispensável o uso de bloqueador solar para evitar uma exposição acentuada aos raios ultravioleta, causadores de câncer de pele.

(UFC - adaptada) O TiO_2 é um dos componentes dos filtros solares, e é denominado bloqueador físico, porque tem a função de refletir luz. A quantidade percentual de TiO_2 em um minério pode ser determinada através da seguinte reação:

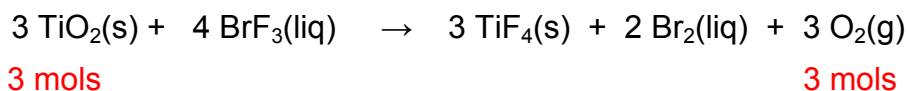


Se 12,0 g do minério produzem 0,96 g de O_2 , a porcentagem aproximada de TiO_2 nesse minério é...

Solução:

O problema dá a quantidade de minério que reage. Logo, pela estequiometria, você poderá obter a quantidade de O_2 formada (100% de transformação). Se essa quantidade for maior que aquela que foi obtida (0,96 g), significa que o minério contém menos TiO_2 , por isso produziu menos oxigênio.

$$n(TiO_2) = 12,0 \text{ g} / 80 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,15 \text{ mols}$$



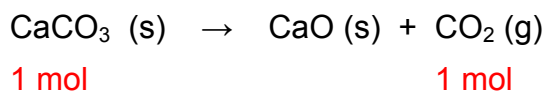
Se 3 mols de TiO_2 produzem 3 mols de O_2 , então 0,15 mols produzirão 0,15 mols de O_2 , que correspondem a $m = 0,15 \times 32 = 4,8 \text{ g}$ de O_2 .

$$\begin{array}{ccc} 4,8 \text{ g de } O_2 & \text{-----} & \text{o minério contendo 100\% de } TiO_2 \\ 0,96 \text{ g} & \text{-----} & \mathbf{x} \end{array}$$

$$\Rightarrow \mathbf{x} = 0,96 \times 100 / 4,8 = 20\% \text{ de } TiO_2 \text{ no minério.}$$

Exemplo 4

O CO_2 produzido pela decomposição térmica de 320 g de carbonato de cálcio ($CaCO_3$) teve seu volume medido a 30°C e 0,9 bar. O valor, em litros, encontrado foi de 54,4 L. Qual a percentagem de impureza existente no carbonato utilizado?



Solução:

$$n(CaCO_3) = 320 \text{ g} / 100 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 3,2 \text{ mols}$$

A relação é de 1:1. Logo, serão produzidos 3,2 mols de CO_2 , considerando que o carbonato está puro.

Como obtivemos o número de mols de CO_2 , precisamos agora calcular o seu volume. Para isso, usamos a equação dos gases nas condições dadas que você já conhece:

$$PV = nRT$$

$$\Rightarrow V = 3,2 \times 0,08314 \times 303/0,9 = 89,57 \text{ L de CO}_2$$

O problema nos diz que foram obtidas, nas condições de temperatura e pressão dadas, 54,4 L. Isso significa, então, que a quantidade de mols de CO₂ produzida foi menor. Podemos, por regra de três, obter a porcentagem de pureza e, a partir daí, a porcentagem de impurezas.

$$89,57 \text{ L de CO}_2 \quad \text{-----} \quad 100 \%$$

$$54,4 \text{ L} \quad \text{-----} \quad x$$

$$\Rightarrow x = 54,4 \times 100/89,57 = 60,73\% \text{ de pureza}$$

$$\Rightarrow 100 - 60,73 = 39,27 \% \text{ de impurezas.}$$

Atividade 3

Atende ao objetivo 2



Fonte: http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/5/5c/Pyrite_elbe.jpg/800px-Pyrite_elbe.jpg

(IFET - adaptada) A pirita de ferro (FeS₂) forma cristais dourados que são chamados de “ouro dos trouxas”. Uma amostra com 300 gramas de FeS₂ contém 112 gramas de ferro. Assinale a alternativa que apresenta a pureza de FeS₂ na amostra analisada.

- a) 37% b) 50% c) 65% d) 80% e) 90%

Resposta comentada

Letra D.

$$M \text{ FeS}_2 = 120 \text{ g/mol}$$

$$120 \text{ g de FeS}_2 \quad \text{-----} \quad 56 \text{ g de Fe}$$

$$300 \text{ g} \quad \text{-----} \quad x \quad \Rightarrow x = 140 \text{ g}$$

(Rendimento de 100%)

% de pureza $\Rightarrow (112 \text{ g}/140 \text{ g}) \times 100 = 80\%$

Atividade 4

Atende ao objetivo 2



Fonte: http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Alabaster-satin_spar.jpg

Algumas esculturas são feitas de *alabastro*, que é a designação de dois tipos de minerais: a gipsita – conhecida como gesso (sulfato de cálcio hidratado) – e a calcita (carbonato de cálcio). O sulfato de cálcio pode ser obtido em laboratório, a partir da reação de hidróxido de cálcio ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) e ácido sulfúrico (H_2SO_4).

Admitindo que se utilize 175 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ contendo 10% de impurezas e o faça reagir com H_2SO_4 , qual será a massa de sulfato de cálcio (CaSO_4) obtida?

Resposta comentada

Reação balanceada: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$

$m\text{Ca}(\text{OH})_2 = 175 \text{ g} - 10\% = 157,5 \text{ g}$

$M\text{Ca}(\text{OH})_2 = 74 \text{ g/mol}$

$m\text{CaSO}_4 = ?$

$M\text{CaSO}_4 = 136 \text{ g/mol}$

| | | | |
|----------------------------------|-------|--------------------------|-----------------------------------|
| 74 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ | ----- | 136 g de CaSO_4 | |
| 157,5 g | ----- | x | $\Rightarrow x = 289,5 \text{ g}$ |

3. Reagente limitante e reagente em excesso

A estequiometria de uma reação balanceada é uma ferramenta que nos informa sobre as quantidades que reagem integralmente, gerando produtos com quantidades estabelecidas por ela. Sendo assim, você pode concluir que a estequiometria pode nos ajudar a descobrir se uma reação, levada a cabo num dado processo, está sendo realizada com reagente em excesso.

Por que é importante esse conhecimento? Você já viu como calcular as quantidades de produtos formados a partir da informação sobre a quantidade de um ou de outro reagente empregado numa reação. Se um dos reagentes estiver em quantidade maior do que a quantidade que a estequiometria indica, e você utilizar esse dado para calcular a quantidade de produto, é claro que esta quantidade calculada será maior do que a esperada, e estará errada.

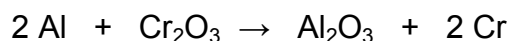
O reagente que vai nos fornecer a quantidade exata de produto formado é aquele que é denominado de **reagente limitante**. O reagente limitante, por estar presente em menor quantidade, garantirá, ao reagir totalmente com a quantidade estequiométrica do outro, que a quantidade de produto formado será a correta.

O reagente que está em quantidade maior do que deveria é denominado **reagente em excesso**. A quantidade de reagente a mais (o excesso) não reage.

Vejamos alguns exemplos para entender melhor o que foi dito acima.

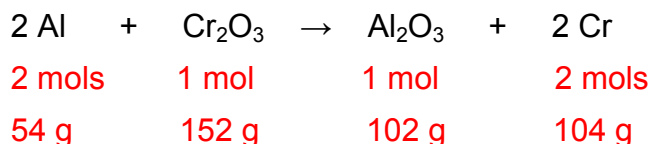
Exemplo 5

Cromo metálico pode ser produzido pela redução de Cr_2O_3 com Al, segundo a equação:



Qual a massa de cromo produzida pela reação de 7,8 kg de Al e 28 kg de Cr_2O_3 ?

Solução:



Pela estequiometria, temos que 54 g de Al reagem exatamente com 152 g de Cr_2O_3 . Logo, por uma regra de três simples, você poderá saber quem é o reagente que está em excesso:

$$\begin{array}{ccc} 54 \text{ g de Al} & \text{-----} & 152 \text{ g de Cr}_2\text{O}_3 \\ 7,8 \times 10^3 \text{ g} & \text{-----} & x \end{array}$$

$$\Rightarrow x = (7,8 \times 10^3 \times 152)/54 = 21,96 \times 10^3 \text{ g}$$

$\Rightarrow x = \sim 22 \text{ kg}$, assim, está em menor quantidade que os 28 kg de Cr_2O_3 dados pelo problema. Tem mais Cr_2O_3 na reação do que na estequiometria.

$\Rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3$ é o reagente em excesso, e o Al é o reagente limitante.

\Rightarrow a quantidade a mais de Cr_2O_3 empregada foi de $= 28 - 22 = 6 \text{ kg}$.

Sabendo que o Al é o reagente limitante, você pode agora utilizar sua massa para calcular a massa de cromo produzida:

$$\begin{array}{ccc} 54 \text{ g de Al} & \text{-----} & 104 \text{ g de Cr} \\ 7,8 \times 10^3 \text{ g} & \text{-----} & x \end{array}$$

$$\Rightarrow x = 7,8 \times 10^3 \times 104/54 = 15 \times 10^3 = 15 \text{ kg de Cr}$$

Vamos completar o que foi dito no Exemplo 5:

Se, em vez de trabalhar com o reagente limitante, você trabalhasse com o reagente em excesso, obteria:

$$\begin{array}{ccc} 152 \text{ g de Cr}_2\text{O}_3 & \text{-----} & 104 \text{ g de Cr} \\ 28 \times 10^3 \text{ g} & \text{-----} & \mathbf{x} \end{array}$$

=> $x = 28 \times 10^3 \text{ g} \times 104 \text{ g} / 152 \text{ g} = 19,16 \times 10^3 \text{ g} = 19,16 \text{ kg}$ (muito maior que os 15 kg obtidos no exemplo)

Perceba que esse modo de calcular não está correto. Pois, uma massa muito maior de Cr foi obtida. Na realidade, ao utilizar o Cr_2O_3 (o reagente em excesso), você não está trabalhando com os dados que a estequiometria da reação indica. Isso quer dizer que os 6 kg de Cr_2O_3 que estão em excesso não terão Al disponível para reagir.

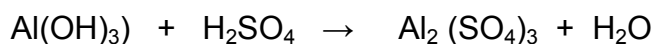
Se você usar o reagente em excesso, obterá um resultado que não é o aquele que a reação produzirá. E, não pense que a reação está errada. O que estará errado serão seus cálculos. Trabalhe sempre com o reagente limitante. Fique atento!

Conclusão: Determine o reagente em excesso e o reagente limitante. Em seguida, utilize os dados do reagente limitante para continuar a resolução do problema.

Você entendeu porque devemos sempre verificar qual o reagente em excesso e qual o reagente limitante?

Exemplo 6

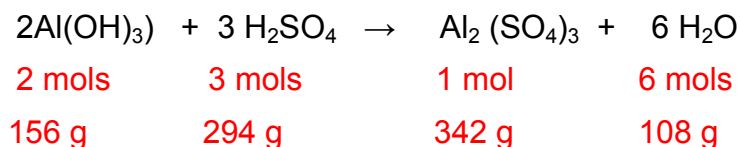
Três toneladas de hidróxido de alumínio ($\text{Al}(\text{OH})_3$) reagem com 2 toneladas de ácido sulfúrico (H_2SO_4) para produzir sulfato de alumínio ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$) pela reação não balanceada:



a) Diga qual é o reagente em excesso e o reagente limitante.

b) Calcule a massa de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ produzida.

Solução:



Você pode verificar qual está em excesso e qual é o reagente limitante trabalhando com o número de mols ou com a massa. Como foram dadas as massas, façamos como no Exemplo 4. Além disso, você pode usar qualquer um dos reagentes para descobrir qual está em excesso.

Neste exemplo, para que você entenda melhor, vamos utilizar o ácido sulfúrico.

$$\begin{array}{ccc}
 294 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 & \text{-----} & 156 \text{ g Al}(\text{OH})_3 \\
 2 \times 10^6 \text{ g} & \text{-----} & \mathbf{x}
 \end{array}$$

$\Rightarrow \mathbf{x} = 2 \times 10^6 \times 156 / 294 = 1,06 \times 10^6 \text{ g} = 1,06 \text{ toneladas de Al}(\text{OH})_3$
 \Rightarrow o $\text{Al}(\text{OH})_3$ é o reagente em excesso, e o ácido sulfúrico é o reagente limitante.

b) Agora, vamos usar o ácido sulfúrico para calcular a quantidade de sulfato de alumínio produzida:

$$\begin{array}{ccc}
 294 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 & \text{-----} & 342 \text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3 \\
 2 \times 10^6 \text{ g} & \text{-----} & \mathbf{x}
 \end{array}$$

$$\Rightarrow \mathbf{x} = 2 \times 10^6 \times 342 / 294 = (2,33) \times 10^6 \text{ g} = 2,33 \text{ toneladas}$$

Atividade 5

Atende ao objetivo 3

(UFRN) Num balão de vidro, com dois litros de capacidade e hermeticamente fechado, encontra-se uma mistura gasosa constituída por hidrogênio (H_2), hélio (He) e oxigênio (O_2). Nela, existem 0,32 g de cada gás componente, sob condições ambientais de temperatura e pressão. A reação de

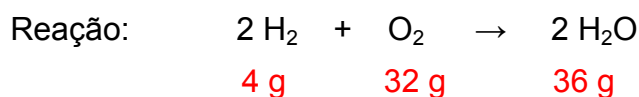
formação de água é iniciada por meio de uma faísca elétrica produzida no interior do balão.

Na reação de formação de água (H₂O), houve um excesso de reagente igual a:

- a) 0,02 mol de H₂
- b) 0,14 mol de H₂
- c) 0,08 mol de O₂
- d) 0,15 mol de O₂

Resposta comentada

Letra B



Observação: O gás hélio é um gás inerte e por isso não participa da reação

4 g de H₂ ----- 32 g de O₂
0,32 g ----- x => x = 0,32 x 32 / 4 = 2,56 g de O₂
=> O₂ é reagente limitante
4 g de H₂ ----- 32 g de O₂
x ----- 0,32 g => x = 0,32 x 4 / 32 = 0,04g de H₂
=> H₂ é o reagente em excesso.

A massa em excesso de H₂ é igual a 0,32 – 0,04 = 0,28 g

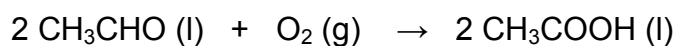
$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = 0,28 / 2 = 0,14 \text{ mol}$$

Atividade 6

Atende ao objetivo 3

(UFRS) Em um processo de produção de ácido acético (CH₃COOH), borbulha-se oxigênio no acetaldeído (CH₃CHO) a 60°C, na presença de acetato

de manganês (II) como catalisador:

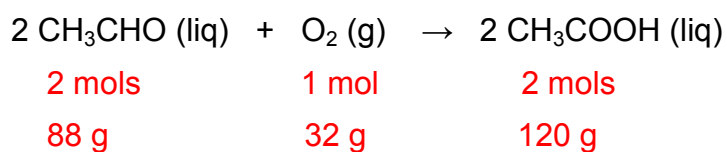


Em um ensaio de laboratório para essa reação, opera-se no vaso de reação com 22,0 gramas de CH_3CHO e 16,0 gramas de O_2 . Quantos gramas de ácido acético são obtidos nesta reação, a partir dessas massas de reagentes, e qual o reagente limitante, ou seja, o reagente que é completamente consumido?

| | Massa de CH_3COOH obtida | Reagente limitante |
|----|--|-------------------------|
| a) | 15,0 g | CH_3CHO |
| b) | 30,0 g | O_2 |
| c) | 30,0 g | CH_3CHO |
| d) | 60,0 g | O_2 |
| e) | 120,0 g | CH_3CHO |

Resposta comentada

Letra C



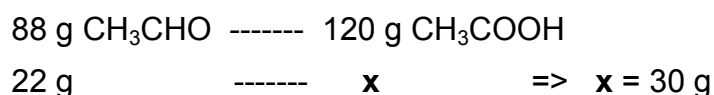
$$M_{\text{CH}_3\text{CHO}} = 44 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M_{\text{O}_2} = 32 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 60 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$\begin{array}{rcl}
 88 \text{ g CH}_3\text{CHO} & \text{-----} & 32 \text{ g O}_2 \\
 22 \text{ g} & \text{-----} & \mathbf{x} \quad \Rightarrow \mathbf{x = 8 \text{ g}}
 \end{array}$$

Pela estequiometria, o O_2 é o reagente em excesso, logo o acetaldeído é o limitante.



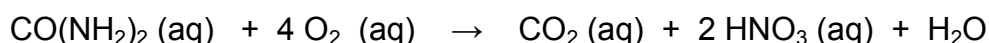
Conclusão

O que você pode concluir com as informações dadas nesta aula é que as reações químicas não ocorrem com total aproveitamento. A presença de impurezas e de perdas, por motivos diversos, fazem parte do dia a dia do químico, e devem ser consideradas em suas previsões. Portanto, nos cálculos estequiométricos, devemos sempre considerar o rendimento real de uma reação, verificar a presença de impurezas nos reagentes e pesquisar de imediato quem é o reagente limitante quando são fornecidas as massas de dois ou mais reagentes de uma reação.

Atividade final 1

Atende ao objetivo 1

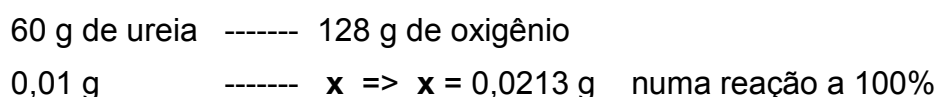
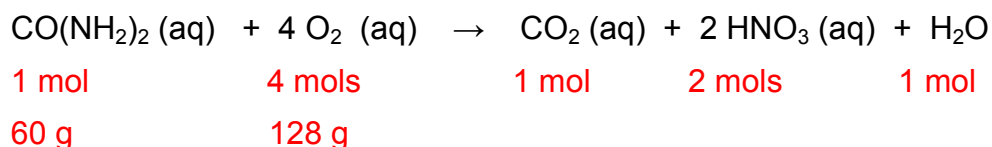
(FATEC) A "morte" de lagos e rios deve-se à presença, na água, de substâncias orgânicas que, sob a ação de bactérias, degradam-se, consumindo o oxigênio dissolvido. Considere uma amostra de água poluída, contendo 0,01 g de matéria orgânica sob a forma de ureia ($\text{CO}(\text{NH}_2)_2$), que se degrada, como representa a equação:



Qual a massa de oxigênio, em mg, consumida para degradar 0,01 g de ureia numa reação cujo rendimento é de 92%?

Resposta comentada

Reação:



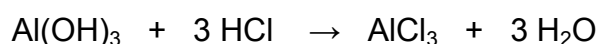
Como o rendimento é de 92%, então: $0,0213 \text{ g} \times 0,92 = 0,0195 \text{ g} = 19,5 \text{ mg}$

Atividade final 2

Atende ao objetivo 2

(UFMG) O estômago de um paciente humano que sofra de úlcera duodenal pode receber, através de seu suco gástrico, 0,24 mols de HCl por dia. Suponha que ele use um antiácido que contenha 26 g de $\text{Al}(\text{OH})_3$ por 1.000 mL de medicamento.

O antiácido neutraliza o ácido clorídrico de acordo com a reação:



Qual o volume apropriado de antiácido que o paciente deve consumir por dia para que a neutralização do ácido clorídrico tenha 80% de rendimento?

Resposta comentada



Para neutralizar 0,24 mols de HCl o paciente deve ingerir:

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ mol de } \text{Al}(\text{OH})_3 & \text{-----} & 3 \text{ mols HCl} \\ x & \text{-----} & 0,24 \text{ mols} \end{array} \Rightarrow x = 0,24/3 = 0,08 \text{ mols de } \text{Al}(\text{OH})_3$$

0,08 mols de $\text{Al}(\text{OH})_3$ corresponderiam a uma massa de: $0,08 \times 78 = 6,24 \text{ g}$ se a reação fosse 100%. Entretanto, o problema diz que a reação é 80%; logo, o paciente deve ingerir: $6,24 \times 0,8 = 4,99 \text{ g}$ de $\text{Al}(\text{OH})_3$.

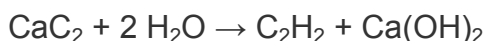
Como o antiácido contém 26 g de $\text{Al}(\text{OH})_3$ em cada 1.000 mL, e o paciente irá ingerir 4,99 g por dia do medicamento, ele ingerirá de $\text{Al}(\text{OH})_3$:

$$\begin{array}{lcl} 26 \text{ g de antiácido} & \text{-----} & 1.000 \text{ mL} \\ 4,99 \text{ g} & \text{-----} & x \end{array} \Rightarrow x = 191 \text{ mL}$$

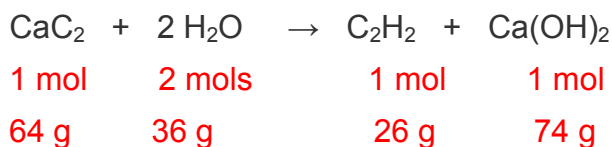
Atividade final 3

Atende ao objetivo 1

O acetileno (C_2H_2) é uma substância de grande aplicação na fabricação de vidro e em processos de solda de metais, pois a chama que fornece em um maçarico é de alta temperatura. É um gás menos denso que o ar, empregado especialmente como combustível, porque, quando queima em atmosfera de oxigênio puro, fornece uma chama azul de elevada temperatura. O processo industrial de obtenção de acetileno pode ser demonstrado pela equação:



Sabendo-se que 100 g de carbeto de cálcio (CaC_2) reagem com quantidade suficiente de água para a obtenção de 24,6 g de acetileno, qual o rendimento percentual dessa reação?

Resposta comentada

64 g de CaC_2 ----- 26 g de C_2H_2

100 g ----- x

$$\Rightarrow x = 100 \times 26/64 = 40,6 \text{ g (Rendimento de 100\%)}$$

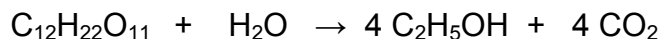
40,6 g de acetileno ----- 100 %

24,6 g ----- x $\Rightarrow x = 24,6 \times 100/40,6 = 60,6 \%$

Atividade final 4

Atende ao objetivo 2

(Unicamp - adaptada) A obtenção de etanol, a partir de sacarose (açúcar), por fermentação, pode ser representada pela seguinte equação:



Admitindo-se que o processo tenha rendimento de 100% e que a sacarose seja 85% pura, calcule a massa (em kg) de sacarose necessária para pro-

duzir um volume de 50 litros de etanol, suficiente para encher o tanque de um automóvel.

Densidade do etanol = $0,8 \text{ g/cm}^3$

Resposta comentada

$$V_{\text{etanol}} = 50 \text{ L} = 50 \times 10^3 \text{ cm}^3 \Rightarrow m = d \times V = 0,8 \times 50 \times 10^3 = 40 \times 10^3 \text{ g}$$

$$\begin{array}{rcl} 342 \text{ g de sacarose} & \text{-----} & 184 \text{ g de etanol} \\ x & \text{-----} & 40 \times 10^3 \text{ g} \end{array} \Rightarrow x = 74,3 \times 10^3 \text{ g de sacarose pura.}$$

Como a sacarose usada é 85% pura, devemos usar uma quantidade maior para garantir que 74,3 g irão produzir 40 g de etanol.

$$\begin{array}{rcl} 74,3 \times 10^3 & \text{-----} & 85 \% \\ y & \text{-----} & 100 \% \end{array} \Rightarrow y = 74,3 \times 10^3 \times 100/85 = 87,41 \times 10^3 \text{ g} = 87,41 \text{ kg de sacarose}$$

Atividade final 5

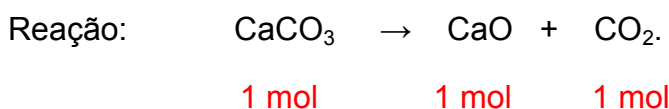
Atende ao objetivo 2

(UFRN) Uma amostra de calcita, contendo 80% de carbonato de cálcio (CaCO_3), sofre decomposição quando submetida a aquecimento, segundo a reação:



Qual a massa de óxido de cálcio obtida a partir da queima de 800 g de calcita?

Resposta comentada



$$\text{Massa de } \text{CaCO}_3 \text{ utilizada} = 800 \times 0,8 = 640 \text{ g}$$

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = 640/100 = 6,4 \text{ moles}$$

Como a relação entre CaCO_3 e CaO é 1:1, se temos 6,4 mols de carbonato, teremos então 6,4 moles de CaO .

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = 6,40 \times 56 = 358,4 \text{ g}$$

Atividade final 6

Atende ao objetivo 3

200 kg de ácido sulfúrico foram adicionados a 85 kg de hidróxido de sódio, produzindo sulfato de sódio e água, segundo a reação:



- Quais são os reagentes em excesso e limitante?
- Qual a massa de sulfato de sódio formada?
- Qual a massa em excesso do reagente que sobra após a reação?

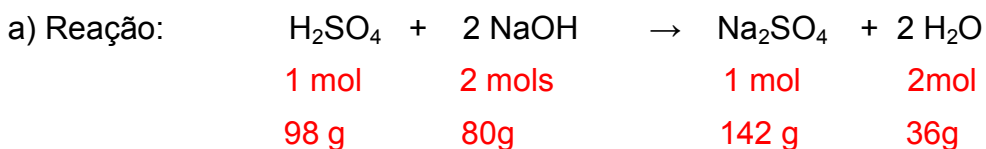
Respostas comentadas

a) Reagente em excesso = H_2SO_4

Reagente limitante = NaOH

b) m de sulfato = 150,9kg

c) massa em excesso de H_2SO_4 = 95,9 kg



98 g de H_2SO_4 ----- 80 g de NaOH

$200 \times 10^3 \text{ g}$ ----- x $\Rightarrow x = 163,3 \times 10^3 \text{ g} = \Rightarrow 163,3 \text{ kg}$

$\Rightarrow 163,3 \text{ kg} > 85 \text{ kg}$.

Nesse caso o NaOH é o reagente limitante e o H_2SO_4 é o reagente em excesso.

b)

80 g de NaOH ----- 142 g Na_2SO_4

$85 \times 10^3 \text{ g}$ ----- x $\Rightarrow x = 150,9 \times 10^3 \text{ g} = 150,9 \text{ kg}$

c)

$$\begin{array}{rcl} 98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 & \text{-----} & 80 \text{ g de NaOH} \\ x & \text{-----} & 85 \times 10^3 \text{ g} \Rightarrow x = 85 \times 10^3 \times 98 / 80 = 104,1 \times 10^3 \text{ g} \end{array}$$

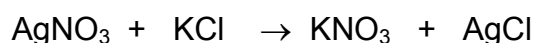
=> massa de H₂SO₄ que sobra = 200 – 104,1 = 95,9 kg

Atividade final 7

Atende aos objetivos 1 e 2

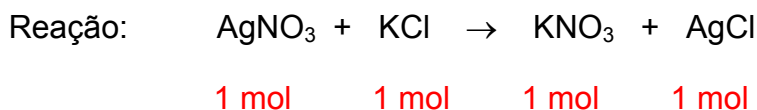
O nitrato de potássio (KNO₃) é usado pelas indústrias de alimentos que produzem salsichas, linguiças e salames, a fim de evitar a proliferação da bactéria causadora do botulismo. É também usado como adubo, pois fornece nitrogênio e potássio para o melhor desenvolvimento das plantas.

O KNO₃ pode ser obtido a partir da reação:



Dispondo de 540 g de nitrato de prata com 90% de pureza, qual a massa de nitrato de potássio que obtemos se o rendimento da reação é de 80%?

Resposta comentada



Massa de AgNO₃ puro = 540g x 0,9 = 486 g

$$\Rightarrow n = 486/170 = 2,86 \text{ mols}$$

Pela estequiometria, a relação entre AgNO₃ e KNO₃ é 1:1. Logo, se são 2,86 mols de AgNO₃ empregados, serão obtidos 2,86 mols de KNO₃.

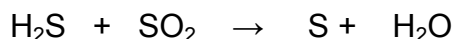
Como: $n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \times M = 2,86 \times 101 = 288,9 \text{ g}$ (100 % de rendimento)

Para um rendimento de 80 % $\Rightarrow m = 288,9 \times 0,8 = 231,12 \text{ g}$

Atividade final 8

Atende ao objetivo 3

(Cesgranrio - adaptada) O H_2S reage com o SO_2 segundo a reação não balanceada:

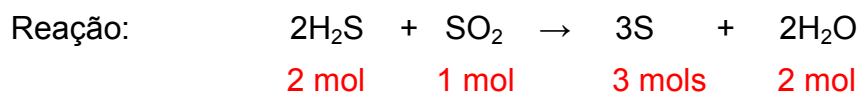


Assinale, entre as opções abaixo, aquela que indica o número máximo de mols de S que pode ser formado quando se faz reagir 5 mols de H_2S com 2 mols de SO_2 .

- a) 3 b) 4 c) 6 d) 7,5 e) 15

Resposta comentada

Letra c.



A relação entre H_2S e SO_2 é 2:1. Logo, se pelo problema são utilizados 5 mols de H_2S , teríamos que ter 2,5 mols de SO_2 para consumi-lo.

$$\begin{array}{ccc} 2 \text{ mols } \text{H}_2\text{S} & \text{-----} & 1 \text{ mol de } \text{SO}_2 \\ 5 \text{ mols} & \text{-----} & x \end{array} \Rightarrow x = 2,5 \text{ mols}$$

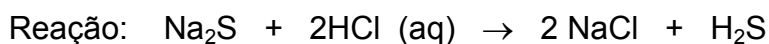
Só temos 2 mols de SO_2 , então, o reagente em excesso é o H_2S , e o reagente limitante é o SO_2 .

Novamente, se a relação entre SO_2 e S é 1:3, e se, pelo problema, serão consumidos 2 mols de SO_2 , serão, então, produzidos 6 mols de S.

Atividade final 9

(Unifesp adaptada) O gás sulfeto de hidrogênio é uma substância que dá aos ovos podres o fétido odor que exalam. Esse gás é formado na reação de um ácido forte, como o ácido clorídrico ($\text{HCl}_{(\text{aq})}$), com sulfeto de sódio (Na_2S).

Considerando que a reação química se processa até consumir todo o reagente limitante, quando são transferidos para um recipiente 195 g de sulfeto de sódio, 584 g de ácido clorídrico a 25% em massa, e água destilada, qual a quantidade produzida de sulfeto de hidrogênio, em gramas?

Resposta comentada

Massa de Na_2S = 195 g

Massa de HCl = $0,25 \times 584 = 146 \text{ g}$

Descobrimos quem é o reagente em excesso e quem é o reagente limitante.

Pela estequiometria, temos:

| | | |
|-------------------------------|-------|--------------------------------------|
| 78 g de Na_2S | ----- | 73 g de HCl |
| 195 g | ----- | $x \Rightarrow x = 182,95 \text{ g}$ |

Logo, o HCl é o reagente limitante, porque necessitamos de 182,95 g, e o problema indica o uso de 146 g.

Como o HCl é o reagente limitante, vamos usá-lo para calcular a massa de H_2S produzida.

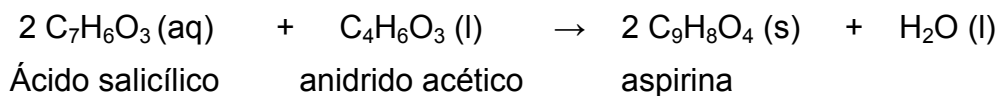
73 g de HCl ----- 34 g de H_2S

146 g de HCl ----- $x \Rightarrow x = 146 \times 34 / 73 = 64 \text{ g de } \text{H}_2\text{S}$

Atividade final 10

Atende aos objetivos 1 e 3

(UNESP 2004) A aspirina (ácido acetilsalicílico) pode ser preparada pela reação do ácido salicílico com o anidrido acético, segundo a reação representada pela equação:

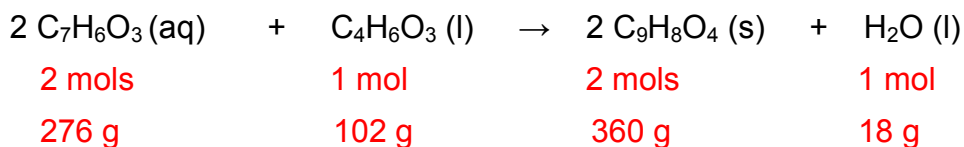


Considerando-se que a reação entre 138 g de ácido salicílico com 25,5 g de anidrido acético ocorre com rendimento de 60%, e sabendo-se que as massas molares desses compostos são:

$\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3 = 138 \text{ g/mol}$, $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3 = 102 \text{ g/mol}$ e $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4 = 180 \text{ g/mol}$,

a massa de aspirina obtida será de:

- a) 180 g b) 108 g c) 90 g d) 54 g e) 45 g

Resposta comentada

Identificando o reagente limitante:

$$\begin{array}{rcl} 276 \text{ g de } \text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3 & \text{-----} & 102 \text{ g de } \text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3 \\ 138 \text{ g} & \text{-----} & \mathbf{x} \end{array} \Rightarrow \mathbf{x = 51 \text{ g}}$$

Como a massa de $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3$ é de 25,5 g, sabemos que este é o reagente limitante. Então, usando a massa de anidrido acético:

$$\begin{array}{rcl} 102 \text{ g de } \text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3 & \text{-----} & 360 \text{ g } \text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4 \\ 25,5 \text{ g} & \text{-----} & \mathbf{x} \end{array}$$

$$\Rightarrow \mathbf{x = 25,5 \times 360/102 \text{ g} = 90 \text{ g} \text{ (Rendimento = 100 \%)}}$$

$$\Rightarrow \mathbf{90 \text{ g} \times 0,60 = 54 \text{ g}}$$

Resumo

- Reações com rendimento de 100%, em geral, só acontecem teoricamente. Na prática, a maioria delas tem rendimento menor (*rendimento real*).
- Para resolver problemas que envolvam o rendimento da reação, você deve considerar a estequiometria entre o reagente e o produto envolvidos no enunciado da questão.
- É comum o uso de reagentes impuros em reações industriais. E um dos motivos para isso é porque eles já são encontrados na natureza acompanhados de impurezas (o que ocorre, por exemplo, com os minérios). O cálculo da quantidade real de reagente puro, nesses casos, é essencial para sabermos a quantidade correta de produto que será formado.
- Para resolver problemas que envolvam pureza, você precisa ficar atento à relação entre a massa, ou mol do reagente puro, e a quantidade de impurezas presentes. Lembre-se que o cálculo estequiométrico baseia-se na lei das proporções definidas, e considera sempre os reagentes puros. Logo, deve-se descontar a quantidade de impurezas.
- Para garantir que uma reação ocorra com eficiência, utilizamos o artifício de colocar um dos reagentes em excesso, pois o reagente limitante é o que será consumido primeiro, dando término à reação. Nos cálculos teóricos, é importante determinar quem é reagente limitante, pois é com a sua massa que poderemos calcular a quantidade de produtos formados.

Informações sobre a próxima aula

Na próxima aula, você vai aprender sobre um tema muito importante para a Biologia: as soluções e suas unidades de concentração. Esse assunto está presente em diversos protocolos no laboratório de um biólogo.

Referências bibliográficas

ATKINS, P.; JONES, L., **Princípios de Química**. Questionando a vida moderna e o meio ambiente. Bookman, 1999.

BRADY, James, E.; HUMISTON, Gerard, E. **Química Geral**. Vol 1. 1996.

RUSSEL, J.B. **Química Geral**. 2ª edição. McGraw-Hill do Brasil.



Licenciatura em Ciências Biológicas

Elementos de Química Geral

Carmen Lucia de Oliveira Mendes &
Mara Lucia Gomes de Campos

AULA 6

SOLUÇÕES - unidades de concentração

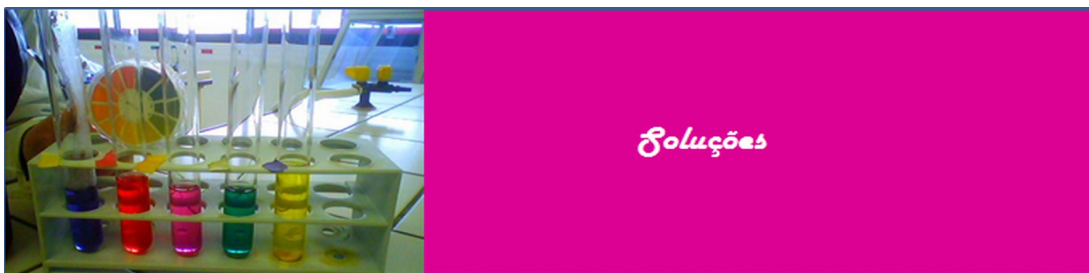
META

Apresentar os diferentes modos de aplicação das unidades de concentração no preparo de soluções.

OBJETIVO

Esperamos que, após o estudo do conteúdo desta aula, você seja capaz de:

1. Resolver problemas que envolvam cálculo de concentrações em suas várias formas de apresentação:
 - comum;
 - molar;
 - molal;
 - partes por milhão(ppm);
 - porcentagem p/p, v/v e p/v.



Fonte: Adaptação: Mendes & Campos

http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/e/e2/Chemistry_of_red_cabbage.jpg

Soluções, como você já aprendeu, são misturas homogêneas e são constituídas de **soluto e solvente** cujas quantidades variam de solução para solução. Podem conter muito soluto em relação à quantidade de solvente e deste modo é denominada **solução concentrada** ou pouco soluto e então é chamada de **solução diluída**.

Soluto e Solvente - o que define, em uma solução, o que são soluto e solvente é a quantidade de cada um. O constituinte que estiver em maior quantidade é chamado *solvente*. O outro é o *soluto* independente de seu estado físico.

As relações numéricas entre as quantidades de soluto e solvente são chamadas **concentrações da solução** não importando se elas são diluídas ou não. Isso porque quem define o grau de diluição é o valor e a unidade da concentração.

A primeira pergunta que fazemos quando necessitamos preparar uma solução cujos constituintes já conhecemos é: qual a concentração desejada? E a resposta a essa pergunta é importante porque se misturarmos qualquer volume ou qualquer massa de cada componente, a solução produzida não terá uma relação de quantidades soluto/solvente conhecida.

Existem várias maneiras de expressar a concentração de uma solução. Você irá aprender, aqui, as relações mais utilizadas.

A determinação da concentração de uma solução, por exemplo, é muito utilizada para monitoramento ambiental. Através da internet, na página do INEA (Instituto Estadual do Ambiente), você pode acompanhar a

qualidade do ar de sua cidade através da concentração das substâncias poluentes no ar atmosférico.

Veja na **Figura 6.1** o resultado das medidas realizadas no dia 12/11/2011. Observe, no primeiro quadro, que o ozônio na cidade de Duque de Caxias está classificado como inadequado. Veja, no segundo quadro, o valor que corresponde a esta classificação em $\mu\text{g}/\text{m}^3$ (Lê-se: micrograma por metro cúbico - o símbolo de micro é μ e não u como está nesta tabela). Isto ocorre, em algumas publicações, devido à dificuldade que os autores têm em inserir este tipo de caractere ao usar um programa computacional específico.

| Rede Automática | | | | | | | |
|---|--------------------------------|------------------------|-----------------------|----------------------|---------------------|---------------------|------------------------|
| Estação | poluente | classificacao | | | | | |
| Médio Paraíba - 13/11/2011 | | | | | | | |
| BM - Boa Sorte | PARTÍCULAS TOTAIS EM SUSPENSÃO | Regular | | | | | |
| BM - SESI | PARTÍCULAS INALÁVEIS | Regular | | | | | |
| PR - Porto Real | PARTÍCULAS INALÁVEIS | Bom | | | | | |
| Qt - Bom Retiro | OZÔNIO | Regular | | | | | |
| Rs - Casa da Lua | PARTÍCULAS INALÁVEIS | Bom | | | | | |
| Metropolitana - 13/11/2011 | | | | | | | |
| DC - Jardim Primavera | OZÔNIO | Regular | | | | | |
| DC - Vila São Luiz | PARTÍCULAS INALÁVEIS | Regular | | | | | |
| Jp - Engenheiro Pedreira | OZÔNIO | Regular | | | | | |
| NI - Monteiro Lobato | PARTÍCULAS INALÁVEIS | Regular | | | | | |
| RJ - Lab. Inea | PARTÍCULAS INALÁVEIS | Bom | | | | | |
| RJ - Taquara | PARTÍCULAS INALÁVEIS | Bom | | | | | |
| SG - UERJ | PARTÍCULAS INALÁVEIS | Bom | | | | | |
| Norte Fluminense - 13/11/2011 | | | | | | | |
| Mc - Fazenda Aires | OZÔNIO | Bom | | | | | |
| Mc - Fazenda Severina | OZÔNIO | Bom | | | | | |
| Nota: Boletim atualizado diariamente a partir das 15 horas. | | | | | | | |
| Rede Manual de Amostragem | | | | | | | |
| Qualificação do ar por poeira em suspensão (totais e inaláveis) | | | | | | | |
| Nota: Boletim atualizado a cada seis dias, conforme frequência mínima de amostragem estabelecida na resolução CONAMA 03/90. | | | | | | | |
| | | | | | | | |
| IQA - Índice de Qualidade do Ar | | | | | | | |
| Faixa de Concentração dos Poluentes para Cálculo do IQA | | | | | | | |
| Classificação e Faixas do IQA | PTS média (24h) ug/m3 | PM10 média (24h) ug/m3 | SO2 média (24h) ug/m3 | NO2 média (1h) ug/m3 | O3 média (1h) ug/m3 | CO média (8h) ug/m3 | Classificação Efeitos |
| Bom (0-50) | 0-80 | 0-50 | 0-80 | 0-100 | 0-80 | 0-5000 | Seguro a saúde |
| Regular (51-100) | 81-240 | 51-150 | 81-365 | 101-320 | 81-160 | 5001-10000 | Tolerável |
| Inadequada (101-199) | 241-375 | 151-250 | 366-800 | 321-1130 | 161-200 | 10001-17000 | Impróprio ao bem estar |
| Má (200-299) | 376-625 | 251-420 | 801-1600 | 1131-2260 | 201-800 | 17001-34000 | Ofensivo a Saúde |
| Péssima (300-399) | 626-875 | 421-500 | 1601-2100 | 2261-3000 | 801-1000 | 34001-46000 | |
| Crítica (acima de 400) | 876-1000 | 501-600 | 2101-2620 | 3001-3750 | 1001-1200 | 46001-57500 | |
| OBS: Os índices até a classificação (regular), atende os Padrões de Qualidade do Ar estabelecido pela resolução CONAMA 03/1990. | | | | | | | |

Fonte: adaptada do site: <http://www.inea.rj.gov.br/fma/qualidade-ar-rapido.asp?cat=65> consultado em 13/11/2011.

Figura 6.1: Qualidade ar de algumas cidades do Rio de Janeiro.

1. Preparo de soluções

Antes de começarmos a falar das relações quantitativas entre soluto e solvente, vamos mostrar a você que existem tipos diferentes de soluções e diferentes modos de prepará-las.

Vamos começar observando que uma solução pode se apresentar nos estados sólidos, líquidos ou gasosos, como nos exemplos a seguir.



Fonte: sino: <http://tip.office.microsoft.com/en-us/images/MH900315649.jpg>

água do mar: http://www.sxc.hu/pic/m/b/ba/babykrul/1358937_agios_nikitas_beach__4.jpg

ar atmosférico: http://www.sxc.hu/pic/m/b/be/beteton/1254126_sky_and_clouds_2.jpg

Figura 6.2: O material com que o sino de bronze é fabricado é uma solução sólida (liga metálica) de cobre, estanho, zinco, alumínio e outros elementos. A água do mar é uma solução líquida de sais dissolvidos em água e o ar atmosférico é uma solução gasosa constituída de 20% de oxigênio, 78% de nitrogênio e outros compostos em menor porcentagem.

Vamos focar, nesta aula, as soluções líquidas que são mais utilizadas nos laboratórios de química e biologia.

Para estas, temos várias formas de preparação. Por exemplo:

- dissolvendo um sólido (o soluto) em um líquido (o solvente). É importante observar que na maioria das soluções envolvendo sólido-líquido, o sólido é o soluto e o líquido é o solvente.
- misturando dois líquidos solúveis entre si. Em geral, o líquido que participa da mistura em maior quantidade é considerado o solvente.

Em ambos os casos, depois que foram misturados os dois componentes da solução (o soluto e parte do solvente) é necessário completar o volume do balão volumétrico. Adiciona-se, então, o solvente, até a marca indicada, pois isso garantirá que o volume final desejado foi atingido. Veja Figura 6.3.



Fonte: Mendes & Campos

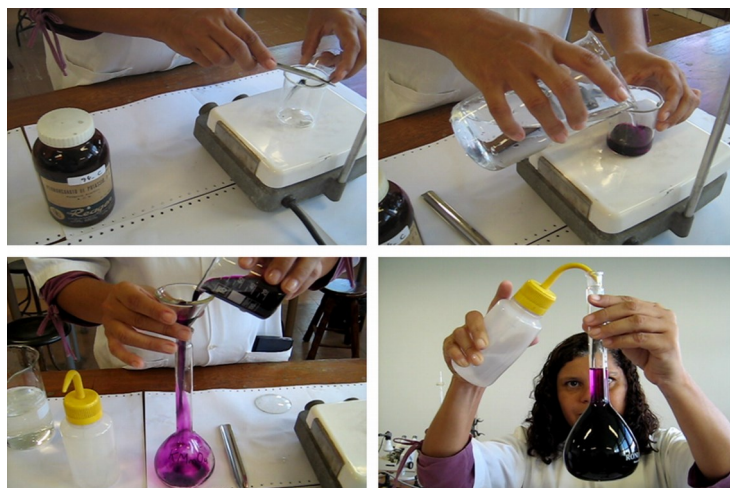
Figura 6.3: Preparando uma solução. Fase final de preparação de uma solução de CuSO_4 . Observe que o volume do balão volumétrico está sendo completado, garantindo assim o volume final desejado.

2. Técnicas de preparo

Para cada tipo de solução, deve haver um modo de preparo. Vejamos um passo a passo de dois tipos de soluções:

- a) Solução de um sólido dissolvido em um líquido.
 1. Pesamos a massa de sólido.
 2. dissolvemos essa massa em um pouco de solvente;
 3. transferimos essa solução inicial para um balão volumétrico;
 4. completamos o volume do balão com o restante do solvente;
 5. homogeneizamos a solução, agitando-a.

Ao final, temos uma solução cuja concentração é definida em função da massa do soluto e do volume final.

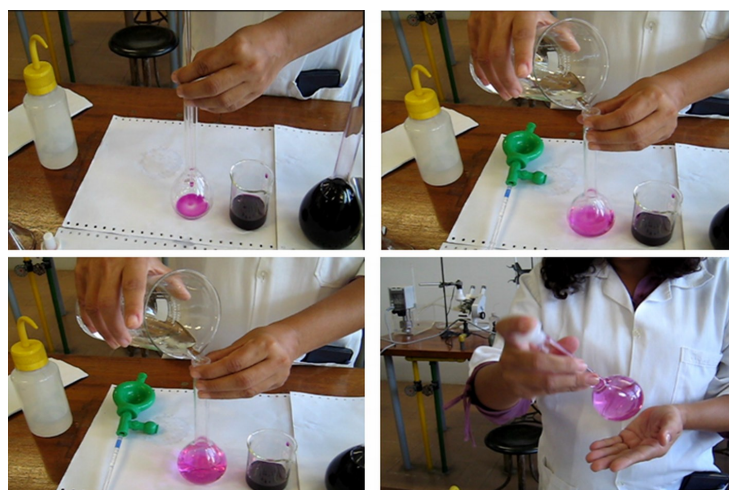


Fonte: Mendes & Campos

Figura 6.4: Solução de um sólido em um líquido: o sólido (KMnO_4) é pesado e dissolvido no solvente (H_2O). Em seguida a solução é transferida para o balão volumétrico e o volume completado até a marca indicada no balão.

b) Solução de dois líquidos.

1. medimos o volume do líquido que será o soluto (o que estiver em menor quantidade);
2. adicionamos um pouco do líquido solvente e agitamos vigorosamente;
3. adicionamos mais solvente até completar o volume do balão;
4. homogeneizamos a solução.



Fonte: Mendes & Campos

Figura 6.5: Solução de dois líquidos: uma alíquota (amostra de volume conhecido) de solução de permanganato de potássio - KMnO_4 - é retirada da solução mãe (ou solução original) e colocada num balão volumétrico. Após, o solvente (água) é adicionado até o volume marcado no balão e a solução final é homogeneizada.

Dessa forma, sabendo-se a massa do soluto e o volume total do balão onde você fez a solução, você saberá a sua concentração final. Caso seja necessário transformar massa em volume ou volume em massa você pode utilizar a fórmula da densidade:

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

3. Unidades de Concentração

É muito importante sabermos as quantidades de cada componente que está presente em uma solução. Para isto, precisamos conhecer a sua concentração que pode ser expressa usando as unidades que você já conhece (massa, volume ou mol). A forma como estas unidades estarão associadas é que irá definir o tipo de concentração.

Vamos a elas!

3.1. Concentração Comum (g/L)

É definida como a razão entre a massa do soluto (m) e o volume da solução (V). Pode ser vista como a unidade que indica a quantidade de soluto em 1 litro de solução.

$$C = \frac{m(\text{g})}{V(\text{L})}$$

A concentração comum de uma solução tem como unidade padrão g/L (gramas por litro), porém ela pode ser expressa em outras unidades de massa e volume, como g/m^3 , g/mL, mg/L, kg/L.

V(L) é o volume total da solução (soluto + solvente). Não confunda com volume de solvente!

Não confunda também concentração comum com densidade! As duas têm a mesma fórmula, entretanto, se você calcular a densidade de uma solução deverá usar, para tal, a massa da solução e não a massa de soluto.

Exemplo 1

Desejamos preparar 250 mL de solução de CuSO_4 , sulfato de cobre, (soluto sólido) de concentração igual a 8,0 g/L. Qual a massa de sulfato de cobre necessária?

Solução:

Pelos dados do problema temos que:

$m = 8,0 \text{ g de } \text{CuSO}_4 \text{ (soluto)}$

$V = 250 \text{ mL} = 0,25 \text{ L de solução.}$

Sabendo que a concentração comum desta solução é:

$C = 8,0 \text{ g/L}$ e que $C = \frac{m(\text{g})}{V(\text{L})}$ teremos então:

$$C = 8,0 \text{ g/L} = m/V \Rightarrow m = 8,0 \times V \Rightarrow m = 8 \text{ g/L} \times 0,25 \text{ L} = 2 \text{ g}$$

Exemplo 2

O soro fisiológico é uma **solução isotônica** em relação aos líquidos corporais, que contêm 0,9%, em massa, de NaCl em água destilada. Isso significa que cada 100 mL da solução aquosa contém 0,9 gramas do sal. Qual a concentração comum desta solução?

Solução isotônica Significa que a composição dessas soluções apresenta uma concentração de moléculas semelhante aos fluidos do nosso corpo e, portanto, elas podem ser incorporadas e transferidas para a corrente sanguínea.

Resolução:

Dados:

$m = 0,9 \text{ g}$ de NaCl (soluto) e $V = 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L}$ de solução.

A concentração comum desta solução será:

$$C = \frac{m}{V} \Rightarrow C = 0,9 \text{ g}/0,1 \text{ L} \Rightarrow C = 9 \text{ g/L}$$

Exemplo 3

Num laboratório de química ou de biologia é muito comum a preparação de soluções de hidróxido de sódio. Imagine, então, que fosse solicitado a você fazer 250 mL de uma solução de NaOH de concentração igual a 15 g/L. Como você procederia?

Resolução:

Dados do problema:

$C = 15 \text{ g/L}$ e V da solução = 250 mL = 0,25 L.

Você necessita calcular a massa de NaOH que deverá pesar para depois diluí-la em água, no balão volumétrico de 250 mL, conforme você estudou na seção sobre preparo de soluções.

$$\Rightarrow C = \frac{m}{V} \Rightarrow 15 \text{ g/L} = m/0,25 \text{ L} \Rightarrow m = 15 \times 0,25 = 3,75 \text{ g.}$$

Tome cuidado ao manusear o NaOH

As soluções de NaOH devem ser feitas com cuidado, porque essa substância, ao ser dissolvida em água, libera muito calor (é uma reação exotérmica). Portanto tal ação deve ser realizada em um becher com um pouco de água e colocado em um banho de resfriamento enquanto se dissolve. Quando a solução está fria é transferida para o balão e o volume é completado até a marca desejada. Não se deve fazer a dissolução diretamente no balão porque o calor liberado dilata o balão (o que irá alterar o volume correto do balão),

Atividade 1

Atende ao objetivo 1

Uma solução de KMnO_4 contém 32 g de soluto em 900 mL de solução. Qual a concentração comum desta solução?

Resposta Comentada

Dados do problema:

$m = 32 \text{ g}$ $V \text{ da solução} = 900 \text{ mL} = 0,9 \text{ L}$.

Como $C = \frac{m}{V} \Rightarrow C = 32/0,9 \Rightarrow C = 35,6 \text{ g/L}$

Atividade 2

Atende ao objetivo 1

Duas soluções de solutos diferentes, A e B, têm a mesma concentração comum. A solução A está contida em um volume de 300 mL e a B em um volume de 500 mL. As duas soluções têm a mesma massa de soluto?

Resposta Comentada

Solução A: Concentração: C e $V = 300 \text{ mL} = 0,3 \text{ L}$

Como $C = \frac{m}{V} \Rightarrow m_A = C \times 0,3$

Solução B: Concentração: C e $V = 500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L}$

Como $C = \frac{m}{V} \Rightarrow m_B = C \times 0,5$

Dessa forma, $C \times 0,3$ é menor que $C \times 0,5 \Rightarrow m_A < m_B$

Atividade 3

Atende ao objetivo 1

O corpo humano contém cerca de 1200 g de cálcio, dos quais 99% estão nos ossos. Os vegetais verdes são fontes de cálcio, mas é nos produtos lácteos (como leite, queijo, iogurte) que a concentração de cálcio é maior e a **biodisponibilidade** mais elevada. A concentração de cálcio em um dado tipo de leite é de 1,2 g/L. Qual a quantidade, em gramas, de cálcio ingerida quando bebemos 200 mL desse leite?

Biodisponibilidade

Na farmacologia, esse termo é usado para descrever a fração de uma dose administrada de uma droga não alterada que atinge a circulação sistêmica (aquela que leva sangue oxigenado do coração para o corpo, retornando desoxigenado). Por definição, quando uma medicação é administrada intravenosamente, sua biodisponibilidade é de 100%. Entretanto, quando uma medicação é administrada por outras vias (como a via oral, por exemplo), sua biodisponibilidade diminui (devido à absorção incompleta, por exemplo).

Resposta Comentada

Dados do problema:

$C = 1,2 \text{ g/L}$ e $V \text{ da solução} = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L}$.

Como $C = \frac{m}{V} \Rightarrow m = 1,2 \text{ g/L} \times 0,2 \text{ L} = 0,24 \text{ g}$

3.2. Concentração em mol/L ou concentração molar ou molaridade (M)

A concentração molar ou Molaridade de uma solução é obtida pela razão entre o número de mols do soluto (n) contidos na solução e o volume da solução (V) em litros.

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

Nesse caso, o número de mols (n) pode ser calculado pela expressão, que você já conhece da aula 2. Observe:

Exemplo 4

Qual a molaridade da glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) em uma solução aquosa contendo 6g de soluto em 250 mL de solução?

Resolução:

Sabendo que a molaridade é $M = \frac{n}{V}$ e que $n = \frac{m}{M}$ vamos começar calculando esta variável.

Massa molar (M) do $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180 \text{ g/mol}$

Aplicando na fórmula $n = \frac{m}{M}$, obtemos para n o valor:

$$n = 6\text{g}/180\text{g}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,033 \text{ mols}$$

Aplicando esse resultado na fórmula da molaridade $M = \frac{n}{V}$ temos:

$$M = 0,033/0,25\text{L} = 0,133 \text{ mols/L}$$

Observe que na expressão do número de mols ($n = \frac{m}{M}$) M é a massa molar e na expressão da molaridade $M = \frac{n}{V}$, M é molaridade.

Não confunda, você já viu isso nas aulas anteriores.

Exemplo 5

Vamos trabalhar, agora, com transformação de unidades. Utilizaremos, para isso, os dados do exemplo 1 para calcular a Molaridade ou a concentração molar da solução.

Desejamos preparar 250 ml de solução de sulfato de cobre (soluto sólido) de concentração igual a 8,0 g/L. Qual a massa de sulfato de cobre necessária?

Neste caso, você calculou a massa em uma solução com a concentração comum definida. Vamos agora calcular para esta mesma solução a sua concentração em outra unidade: a molaridade.

No exemplo 1, vimos que seriam necessárias 2 g para fazer a solução de concentração comum de 8,0 g/L

$m = 2,0 \text{ g de CuSO}_4 \text{ (soluto)}$ e $V = 0,25 \text{ L de solução}$.

Resolução:

Você pode calcular a concentração molar a partir da definição apresentada anteriormente: $M = \frac{n}{V}$

Como é necessário o conhecimento do número de mols do soluto (CuSO_4), você deve utilizar a relação: $n = \frac{m}{M}$.

Sabendo que $M (\text{CuSO}_4) = 159,5 \text{ g/mol}$, então:

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = 2/159,5 = 0,013 \text{ mols}$$

A concentração molar desta solução será, portanto:

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow M = 0,013 \text{ mols}/0,25 \text{ L} = 0,05 \text{ mol/L}$$

Você poderia chegar a esse resultado por regra de três, que você já aprendeu:

$$0,013 \text{ mols} \quad \text{-----} \quad 0,25 \text{ L}$$

$$x \quad \text{-----} \quad 1 \text{ L}$$

$$x = 0,013 \times 1/0,25 \Rightarrow M = 0,05 \text{ mols/L}$$

2) Por outro lado, sabendo o valor da concentração comum e sabendo que $M = \frac{n}{V}$, você pode calcular a concentração molar. Como?

Pense: se você tem a quantidade total, em gramas, de CuSO_4 , na solução você pode transformá-la em número de mols e a resposta é imediata. Veja:

$$C = 8,0\text{g/L} \Rightarrow n = 8,0/159,5 = 0,05 \text{ mols.}$$

Como essa quantidade de mols está em 1L de solução $\Rightarrow M = 0,05 \text{ mols/L}$

Você pode transformar concentração comum em molaridade e vice-versa através da relação:

$$C = M \times \text{Massa Molar}$$

$$\text{pois como : } C = \frac{m}{V} \text{ e } \Rightarrow M = \frac{n}{V} \Rightarrow \frac{C}{M} = \left(\frac{m}{V} / \frac{n}{V} \right) \Rightarrow \frac{C}{M} = \frac{m}{n}$$

e como $n = \frac{m}{M}$, onde o M desta relação é Massa Molar (aqui não é Molaridade!)

$$\Rightarrow C/M = m / (m/\text{Massa Molar}) \Rightarrow C = M \times \text{Massa Molar}$$

Agora que você já entendeu, vamos trabalhar um pouco mais com essa unidade:

Atividade 4

Atende ao objetivo 1



Fonte: http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/6/67/Orange_juice_1_edit1.jpg/84px-Orange_juice_1_edit1.jpg

Um copo contém 150 mL de suco de laranja de caixinha e, segundo o rótulo do fabricante, em cada 240 mL de suco existem 124 g de ácido ascórbico (vitamina C - $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$). Sabe-se que a massa molar do ácido ascórbico é 176,09 g/mol. Sendo assim, responda:

- Qual a concentração molar de vitamina C no suco da caixinha?
- Qual a concentração molar de vitamina C no suco contido no copo?
- Qual a massa de vitamina C contida no copo de suco?

Resposta Comentada

a) $m = 124\text{g}$

$$\Rightarrow n = \frac{124 \text{ g}}{176,09 \text{ g.mol}^{-1}} \Rightarrow n = 0,7 \text{ mols diluídos num volume de 240 mL}$$

$$\Rightarrow M = \frac{0,7 \text{ mols}}{0,24 \text{ L}} \Rightarrow M = 2,92 \text{ mols/L.}$$

b) Como o suco foi transferido da caixa para o copo, nenhum grama de vitamina C foi retirado, nem adicionado. Portanto, a concentração molar é a mesma: $M = 2,92 \text{ mols/L.}$

c) Como você viu no item (b), a concentração permaneceu a mesma. Entretanto, como o volume de suco no copo é menor, a massa de vitamina C, no copo, deverá também ser menor. Veja:

$M = 2,92 \text{ mols/L.}$; isso significa:

$$2,92 \text{ mols} \quad \text{-----} \quad 1\text{L}$$

$$x \quad \text{-----} \quad 0,15 \text{ L}$$

$$\Rightarrow x = 2,92 \times 0,15 = 0,44 \text{ mols}$$

$$\text{Assim, } m = 0,44 \text{ mols} \times 176,09 \text{ g.mol}^{-1} = 77,48 \text{ g}$$

$$\text{ou } M = \frac{n}{V} \Rightarrow n = M \times V \Rightarrow n = 2,92 \times 0,15 = 0,44$$

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \times M \Rightarrow m = 0,44 \times 176,09 = 77,48 \text{ g.}$$

Atende ao objetivo 1

Atividade 5

O Atrovent, cuja substância química é o brometo de Ipratrópio, é um medicamento derivado da atropina (alcalóide encontrado na planta *Atropa belladonna*) e administrado por via de inalação. Ele é coadjuvante na broncodilatação para o tratamento de asma, bronquite e doença pulmonar obstrutiva crônica.

A solução de Atrovent deve ser administrada por nebulização; diluída em 3-5 ml de solução salina (NaCl 0,9% - soro fisiológico), utilizando-se oxigênio ou ar comprimido e inalada até esgotar a solução.

Um paciente prepara uma solução de Atrovent em soro fisiológico, contendo 0,5 mg em 5 mL de solução. Sendo assim, qual a concentração comum e a concentração molar desta solução?

Sabe-se que a massa molar do princípio ativo é: 332,457 g/mol.

Resposta Comentada

Dados do problema:

$$m = 0,5 \text{ mg} = 0,5 \times 10^{-3} \text{ g}$$

$$V = 5 \text{ mL} = 0,005 \text{ L}$$

$$M = 332,457 \text{ g/mol}$$

$$\Rightarrow C = 0,5 \times 10^{-3} / 0,005 \text{ L} = 0,1 \text{ g/L}$$

a) Calculando por números de mols:

$$\Rightarrow n = 0,5 \times 10^{-3} \text{ g} / 332,457 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$\Rightarrow M = 1,5 \times 10^{-6} \text{ mols} / 0,005 = 3,0 \times 10^{-4} \text{ mols/L.}$$

b) Calculando a partir da concentração comum:

$$\Rightarrow M = 0,1 \text{ g/L} / 332,457 = 3,0 \times 10^{-4} \text{ mols/L.}$$

3.3. Concentração molar (ω) ou molalidade

Concentração molar é a razão entre o número de mols do soluto (n) e a massa do solvente em kg.

$$\omega = \frac{n \text{ (soluto)}}{m \text{ (solvente em kg)}}$$

Ou

$$\omega = \frac{1000 \cdot m_1}{m_2 \cdot M_1}$$

Onde: m_1 é a massa do soluto em gramas, m_2 a massa do solvente em gramas e M_1 é a massa molar do soluto.

Fique atento à definição de molalidade: essa unidade relaciona mols de soluto com massa de solvente e não de solução!

Atividade 6

Atende ao objetivo 1

Qual a molalidade de uma solução quando se misturam 2 g de NaCl em 100 g de água?

Resposta Comentada

Por definição:

$$n_{\text{soluto}} = 2/58,5 = 0,034 \text{ mols dissolvidos em 100 g (ou 0,1 Kg) de solvente.}$$

$$\begin{array}{rcl} 0,034 \text{ mols} & \text{-----} & 100 \text{ g de solvente} \\ x & \text{-----} & 1000 \text{ g} \end{array} \Rightarrow x = 0,034 \times 1000/100 = 0,34 \text{ mols}$$

Logo, por definição: $\omega = 0,34 \text{ molal}$

Ou usando a expressão de molalidade $\omega = \frac{n(\text{soluto})}{m(\text{solvente em kg})}$ temos: $\omega = 0,034/0,1 = 0,34 \text{ molal}$

$$\text{ou } \omega = \frac{1000 \cdot m_1}{m_2 \cdot M_1} \Rightarrow \omega = (1000 \times 2) / (100 \times 58,5) = 0,34 \text{ molal}$$

Atividade 7

Atende ao objetivo 1

A densidade de uma solução 5 M de ácido sulfúrico é 1,12 g/mL. Calcule sua molalidade.

Resposta Comentada

A solução 5 M de ácido sulfúrico contem 5 mols de ácido em 1 L de solução.

Com isso, já sabemos a quantidade de mols necessária para colocar na fórmula da molalidade. Falta, agora, saber a massa de solvente, em quilogramas.

Para isso vamos usar a densidade da solução: $d = 1,12 \text{ g/mL} = 1,12 \text{ kg/L}$.

Dessa forma, temos 1,12 kg em 1L conseqüentemente a massa da solução é:

1,12 kg = massa do soluto + massa de solvente.

Achar a massa de soluto é simples, pois você tem o número de mols e já sabe que

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = 5 \times 98 = 490 \text{ g}$$

\Rightarrow massa de solvente = 1120 g - 490 = 630 g = 0,63 kg de solvente.

$$\omega = \frac{n(\text{solute})}{m(\text{solvente em kg})} \Rightarrow \omega = 5/0,63 = 7,94 \text{ molal.}$$

$$\text{ou } \omega = \frac{1000 \cdot m_1}{m_2 \cdot M_1} \Rightarrow \omega = 1000 \times 490 / 630 \times 98 = 7,94 \text{ molal.}$$

3.4. Concentração em partes por milhão (ppm)

Essa unidade de concentração é aplicada a soluções extremamente diluídas. Dois exemplos são: a quantidade de cloro que se pode adicionar à água para torná-la potável e não prejudicial à saúde; ou a quantidade de um elemento raro que se quer extrair de um minério. Concentrações ainda menores podem ser expressas em partes por bilhão (ppb).

1 ppm corresponde ao número de partes de soluto

que há em 1 milhão de partes de solução.

ou, simplificando: **1:1milhão**

3.4.1. ppm em massa

Pela definição que você leu anteriormente, teremos a concentração ppm, em massa, dada por:

massa de soluto/10⁶ massa de solução

Exemplos:

$$7 \text{ ppm} = 7 \mu\text{g}/10^6 \mu\text{g} \Rightarrow 7 \mu\text{g de soluto em } 1 \text{ g de solução.}$$

$$7 \text{ ppm} = 7 \text{ mg}/10^6 \text{ mg} \Rightarrow 7 \text{ mg de soluto em } 1 \text{ kg de solução.}$$

$$7 \text{ ppm} = 7 \text{ g}/10^6 \text{ g} \Rightarrow 7 \text{ g de soluto em } 1 \text{ tonelada de solução.}$$

Observe a **Tabela 6.1** que apresenta, como nos exemplos dados, diferentes situações envolvendo ppm em massa.

Tabela 6.1: Equivalência entre as unidades de massa de soluto e de solução para a concentração em ppm massa.

Observe que, no desenvolvimento do cálculo, as duas unidades de massa (do soluto e do solvente) são as mesmas. Depois, você pode transformar as unidades como foi feito nos exemplos.

| Se a massa de soluto for em: | A massa da solução será: | Pois: |
|------------------------------|--------------------------|---|
| μg | g | $10^6 \mu\text{g} = 10^3 \text{mg} = 1\text{g}$ |
| mg | kg | $10^6 \text{mg} = 10^3 \text{g} = 1\text{kg}$ |
| g | t (toneladas) | $10^6 \text{g} = 10^3 \text{kg} = 1\text{t}$ |

Atenção aos rótulos de produtos industrializados!

A lei federal nº 10674, de 2003, determina que todas as empresas que produzem alimentos precisam informar obrigatoriamente em seus rótulos se aquele produto "CONTÉM GLÚTEN" ou "NÃO CONTÉM GLÚTEN".

O CODEX ALIMENTARIUS (FAO - *Food and Agriculture Organization*) determinou, a partir de 2008, que todos os produtos que contêm menos de 20 ppm de glúten podem receber a inscrição "Não contém glúten".

O glúten é uma proteína que está presente nos seguintes alimentos: trigo, aveia, centeio, cevada e malte.

Existem pessoas que não podem ingerir glúten, o que configura uma doença chamada celíaca. Esta doença é uma intolerância permanente a essa proteína. Em geral, aparece na infância, mas pode ocorrer também em adultos. Celíacos não podem comer alimentos que o contenha. Esse é o único tratamento para impedir os sintomas desta doença.

Observe, ainda, que 20 ppm de glúten correspondem a 20 mg/kg.



Codex Alimentarius

É um Programa Conjunto da Organização das Nações Unidas para a Agricultura e a Alimentação - FAO e da Organização Mundial da Saúde - OMS. O Codex Alimentarius tornou-se um ponto de referência mundial para os organismos internacionais de controle e comércio de alimentos.

3.4.2. ppm em volume

Por analogia, podemos escrever que:

$$\frac{V_{\text{solute}}}{10^6 \text{ solução}}$$

Exemplos:

$$2 \text{ ppm} = 2 \mu\text{L}/10^6 \mu\text{L} \Rightarrow 2 \mu\text{L de soluto em } 1\text{L de solução.}$$

$$2 \text{ ppm} = 2\text{mL}/10^6 \text{ mL} \Rightarrow 2 \text{ mL de soluto em } 1\text{m}^3 \text{ de solução}$$

Observe a **Tabela 6.2** que apresenta, como nos exemplos dados, diferentes situações envolvendo ppm em volume.

Tabela 6.2: Equivalência entre as unidades de volume de soluto e de solução para a concentração e ppm massa.

| Se a massa de soluto for em: | A massa da solução será: | Pois: |
|------------------------------|--------------------------|---|
| μL | L | $10^6 \mu\text{L} = 10^3 \text{ mL} = 1\text{L}$ |
| mL | m^3 | $10^6 \text{ mL} = 10^3 \text{ L} = 1\text{kL} = 1\text{m}^3$ |

A aplicação mais imediata dessa unidade de concentração está na análise de poluição atmosférica e das águas. Vamos praticar.

Quando a solução é muito diluída usa-se a massa do solvente no lugar da massa da solução.

Atividade 8

Atende ao objetivo 1

Foi observado que a quantidade de mercúrio (Hg), em um dado rio, é cerca de 7×10^{-5} mg de Hg/grama de água. Esse dado, em termos de ppm seria:

- a) 7×10^{-5} b) 7×10^{-3} c) 7×10^{-6} d) 7×10^{-2}

Resposta Comentada

A resposta correta é a letra (d), pois:

$$1 \text{ ppm} = 1 \text{ parte de soluto}/10^6 \text{ partes de solução}$$

$$\begin{array}{rcl}
 7 \times 10^{-5} \text{ mg de Hg} & \text{-----} & 1 \text{ grama de água} \\
 x \text{ mg} & \text{-----} & 10^6 \text{ gramas de água} \\
 \Rightarrow x = 7 \times 10^{-5} \times 10^6 \\
 \Rightarrow x = 7 \times 10 = 70 \text{ mg}
 \end{array}$$

Passando para gramas, temos: $70/1000 = 0,07\text{g}$

Logo teremos $7 \times 10^{-2}\text{g}$ em 10^6 gramas de água ou 7×10^{-2} ppm de Hg

Atividade 9

Atende ao objetivo 1

Uma mina apresentou teores de ouro variando entre 200 a 1600 ppm. Isso quer dizer que essa mina contém:

- a) entre 200 a 1600 g por um milhão de quilos de ouro
- b) entre 200 a 1600 mg por um quilo de ouro
- c) entre 200 a 1600 g por um milhão de toneladas de ouro
- d) entre 200 a 1600 mg por uma tonelada de ouro

Resposta Comentada

A resposta correta é a letra (b), pois:

ppm = massa de soluto (g)/ massa da solução (ton)

ou

ppm = massa de soluto (mg)/ massa da solução (kg)

$200 \text{ ppm} = 200 \text{ g} / 10^3 \text{ kg} = 200 \text{ g/tonelada}$ ou

$200 \text{ ppm} = 200 \text{ mg/kg}$

$200 \text{ ppm} = 200 \mu\text{g/g}$

Atividade 10

Atende ao objetivo 1

Formaldeído (ou formol) é um líquido, cuja função orgânica é um aldeído, usado na fabricação de produtos químicos, para preservar cosméticos e produtos de limpeza, e também como agente esterilizante. Entretanto, devemos tomar cuidado com seu uso, porque ele é altamente prejudicial à saúde, podendo causar câncer.

Em uma fábrica, o limite permitido de formaldeído no ambiente de trabalho, durante 8h, é de 0,75 ppm no ar. Isso significa que:

- a) em 100000 mL de ar podem ser encontrados 0,75 mL de formol;
- b) em 1000 L de ar podem ser encontrados 0,75 mL de formol;
- c) em 1000 mL de ar podem ser encontrados 0,75 L de formol;
- d) em 1000 mL de ar podem ser encontrados 0,75 mL de formol.

Resposta Comentada

A resposta correta é a letra (b), pois
 $0,75 \text{ ppm} = 0,75 \text{ mL}/1\text{m}^3 = 0,75 \text{ mL}/1000\text{L}$

Atividade 11

Atende ao objetivo 1

Nos EUA, as orientações exigem que a água em qualquer torneira conte-
nha uma concentração mínima de cloro de 0,2 ppm. Isso significa que a
água potável tem:

- a) 0,2 g por litro de solução
- b) 0,2 mg por litro de solução
- c) 0,2 g por 10^3 litros de solução
- d) 0,2 mg por 10^6 litro de solução

Resposta Comentada

As respostas corretas são: b) e c)

Como a densidade da água é 1 g/mL podemos transformar massa da água
em volume. Então: 1 kg de água = 1 L de água

$$1 \text{ tonelada} = 1000 \text{ kg} = 1000 \text{ L de água}$$

$$\Rightarrow 0,2 \text{ ppm} = 0,2 \text{ mg/kg} = 0,2 \text{ mg/L}$$

$$\Rightarrow 0,2 \text{ ppm} = 0,2 \text{ g/t} = 0,2 \text{ g}/1000 \text{ L} = 0,2 \text{ g}/10^3 \text{ L}$$

3.5. Porcentagem

A unidade ppm é uma razão entre dois valores na base 1 milhão (10^6) como você viu. A unidade porcentagem que você verá agora é uma medida de razão com base cem (100). É uma maneira de expressar a relação entre dois valores cujo denominador é cem.

3.5.1. Porcentagem em massa (%p/p)

Quando desejamos a concentração de uma solução em unidades de porcentagem peso por peso (ou massa/massa) fazemos o seguinte cálculo:

$$\% \text{ (p/p)} = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{solução}}} \times 100$$

Exemplo 6

Considere uma solução contendo 120 g de sacarose em 800 g de água. Qual a porcentagem em massa do soluto?

Solução:

Solute (sacarose): $m_1 = 120 \text{ g}$

Solvente (água): $m_2 = 800 \text{ g}$

Solução: $m = m_1 + m_2 = 920 \text{ g}$

Logo:

$$\% \text{ (p/p)} = (120/920) \times 100\% = 13 \%$$

Isso significa que temos 13 unidades de sacarose em 100 unidades de solução. No caso aqui apresentado a unidade é o grama.

Podemos calcular a % de outro modo, usando uma regra de três:

$$\begin{array}{lcl} 920 \text{ g de solução} & \text{-----} & 100\% \\ 120 \text{ g de soluto} & \text{-----} & x \\ \Rightarrow x = (120 \times 100\%)/920 & = & 13\% \end{array}$$

3.5.2. Porcentagem em volume (%v/v)

Do mesmo modo que anteriormente, para porcentagem volume por volume temos:

$$\% (v/v) = \frac{V_{\text{solute}}}{V_{\text{solução}}} \times 100$$

Exemplo 7

Vejamos o exemplo 5 novamente, porém mudando um pouco o seu enunciado:

Uma solução contém 120 g de sacarose em 800g de água. Qual a porcentagem em volume do soluto? Sabe-se que a densidade (d) da sacarose é igual a 1,57 g/cm³ e a densidade (d) da água é 1g/cm³

Resolução:

Soluto (sacarose): $m_1 = 120\text{g}$

$$d = m/V \Rightarrow V_1 = m_1 / d = 120 \text{ g} / 1,57 \text{ g/cm}^3 = 76,43 \text{ cm}^3 = 76,43 \text{ mL}$$

Solvente (água): $m_2 = 800\text{g}$

$$d = m/V \Rightarrow V_2 = m_2 / d = 800 \text{ g} / 1(\text{g/cm}^3) = 800 \text{ cm}^3 = 800 \text{ mL}$$

$$\text{Solução: } V = V_1 + V_2 = 76,43 + 800 = 876,43 \text{ mL}$$

Logo:

$$\% v/v = 76,43 \text{ mL} / 876,43 \text{ mL} \times 100 = 8,72 \%$$

Isso significa que temos 8,72 unidades de sacarose em 100 unidades de solução. No caso aqui apresentado a unidade é o mililitro.

Se usássemos a regra de três, teríamos:

876,43 mL de solução ----- 100%

76,43 mL de soluto ----- **x**

$$\Rightarrow x = (76,43 \times 100\%) / 876,43 = 8,72\%$$

3.5.3. Porcentagem em massa/volume (%p/v)

A unidade % (p/V) equivale a razão entre a massa de soluto e o volume da solução

$$\% (p/v) = \frac{m_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}} \times 100$$

Exemplo 8

Vejamos o exemplo 6 novamente, porém mudando um pouco o seu enunciado:

Uma solução contém 120 g de sacarose em 800 g de água. Qual a porcentagem em termos de massa por volume (%p/v) desta solução? Sabe-se que a densidade (d) da sacarose é igual a $1,57 \text{ g/cm}^3$ e a densidade (d) da água é 1 g/cm^3 .

Resolução:

A partir da resolução do exemplo 6 você já conhece o volume da solução = 876,43 mL. Além disso, o problema dá a massa de soluto, logo é só calcular:

$$\% p/v = (120\text{g}/876,43 \text{ mL}) \times 100\% \Rightarrow \% p/v = 13,7 \%$$

Ou, por regra de três:

120 g ----- 876,43 ml de solução

x ----- 100 ml

$$\Rightarrow x = 13,7\text{g} \Rightarrow \% (p/V) = 13,7$$

Atividade 12

Atende ao objetivo 1

Qual a porcentagem em peso (%p/p) de 48 g de BaCl_2 em 350 g de água?

Resposta comentada

$$\% = (48\text{g}/398\text{g}) \times 100\% = 12 \%$$

Atividade 13

Atende ao objetivo 1

Calcule o volume máximo de soro fisiológico, a 0,9 %, que pode ser preparado com 1 kg de NaCl.

Resposta Comentada

Considerando a densidade da solução = 1g/cm^3 , temos:

$$\begin{array}{rcl} 0,9 \text{ g de NaCl} & \text{-----} & 100 \text{ ml de solução} \\ 1000 \text{ g} & \text{-----} & x \text{ ml} \\ \Rightarrow x = 111111 \text{ ml} & = & 111,11 \text{ L de solução} \end{array}$$

Conclusão

O conhecimento das unidades de concentração das soluções e suas aplicações são muito importantes para diversas áreas do conhecimento, além da química. Entre elas, por exemplo, temos a biologia e a farmácia. As transformações entre estas unidades são úteis, pois é muito comum encontrarmos nos laboratórios, farmácias ou mesmo nas prateleiras de supermercados produtos em que suas concentrações se apresentam em diferentes unidades. Com o estudo dessa aula foi possível identificar quais são as mais comuns e a forma como elas estão relacionadas.

Atividade final 1

Atende ao objetivo 1

Dissolvem-se 5,3 g de Na_2CO_3 em 200 mL de solução. Pede-se:

- a) concentração em g/L.
- b) concentração em mol/L
- c) concentração em % p/V.

Respostas Comentadas

a) Dados $m = 5,3 \text{ g}$, $V = 200\text{mL} = 0,2 \text{ L}$

$$C = \frac{m}{V} \Rightarrow C = 5,3 \text{ g}/0,2 \text{ L} \Rightarrow C = 26,5 \text{ g/L}$$

b) Dados $m = 5,3 \text{ g}$, $V = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L}$, Massa molar do $\text{Na}_2\text{CO}_3 = 106 \text{ g/mol}$ $\Rightarrow C = \frac{m}{V} = ?$

como $n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = 5,3/106 = 0,05 \text{ mols} \Rightarrow C = 0,05/0,2 = 0,25 \text{ mols/L}$

c) Dados $m = 5,3 \text{ g}$, $V = 200 \text{ mL}$

$$\% (p/v) = \frac{m_{\text{solute}}}{V_{\text{solução}}} \times 100 \Rightarrow \% p/v = 5,3 \text{ g}/200 \text{ mL} \times 100 = 2,65$$

Atividade final 2

Atende ao objetivo 1

Quantos gramas de hidróxido de sódio e de água são necessário para preparar 1000 g de solução de NaOH a 19,7% em massa?

Respostas Comentadas

19,7% em massa significa que temos 19,7 g em 100 g

$\Rightarrow 197 \text{ g em } 1000 \text{ g.}$

\Rightarrow a massa de NaOH será de 197 g.

\Rightarrow a massa de água será de $1000 - 197 = 803 \text{ g}$

Atividade final 3

Atende ao objetivo 1

O rótulo de um produto usado como desinfetante apresenta, entre outras, a seguinte informação: “cada 100 mL de desinfetante contêm 10 mL de solução de formaldeído a 37% v/v”. Qual a concentração de formaldeído no desinfetante, em porcentagem de volume por volume?

Resposta Comentada

Concentração: 10 mL de solução contém 37% v/v de formaldeído.

37 %v/v significa que em cada 100 ml desta solução existem 37 mL de formaldeído.

37 mL ----- 100 mL

x ----- 10 mL $\Rightarrow x = 3,7 \text{ mL}$

Então, no desinfetante teremos: 3,7 mL de formaldeído $\Rightarrow \%v/v = 3,7$

Atividade final 4

Atende ao objetivo 1

Transforme em partes por milhão (ppm):

- a) 0,2% em massa de potássio em um comprimido de sais minerais.
- b) $5 \times 10^{-5} \%$ em massa de potássio em um alimento enlatado.

Respostas Comentadas

a) $0,2 \% \text{ p/p} = 0,2 \text{ g}/100\text{g}$

Por regra de três, temos:

$$0,2 \text{ g} \text{ ----- } 100 \text{ g}$$

$$x \text{ g} \text{ ----- } 10^6 \text{ g}$$

$$\Rightarrow x = 0,2 \times 10^6 / 100 = 0,2 \times 10^4 \text{ ppm} = 2 \times 10^3 \text{ ppm}$$

b) $5 \times 10^{-5} \% \text{ p/p} = 5 \times 10^{-5} \text{ g}/100\text{g}$

Por regra de três, temos:

$$5 \times 10^{-5} \text{ g} \text{ ----- } 100 \text{ g}$$

$$x \text{ ----- } 10^6 \text{ g}$$

$$\Rightarrow x = 5 \times 10^{-5} \times 10^6 / 100 = 0,5 \text{ ppm}$$

Atividade final 5

Atende ao objetivo 1

Transforme em unidade de porcentagem em massa:

- a) 5 ppm de chumbo nas águas de um rio.
- b) 300 ppm de cloro em um tipo de água sanitária.

Respostas Comentadas

a) $5 \text{ ppm} = 5 \text{ mg}/\text{kg} \Rightarrow 5 \text{ mg}/10^6 \text{ mg} \text{ ou } 5 \text{ g}/10^6 \text{ g}$

Se ppm é parte por milhão, e queremos o resultado com % em massa, vamos escolher uma unidade qualquer de massa para trabalhar, por exemplo o grama. Teremos então:

5 g ----- 10^6 g (1 milhão de partes)

x ----- 10^2 (100 partes)

$$\Rightarrow x = (5 \times 10^2) / 10^6 = 5 \times 10^{-4} \text{ ou } 0,0005\%$$

b) 300 ppm = 300 mg/kg \Rightarrow 300 mg/ 10^6 mg ou 300 g/ 10^6 g

O raciocínio é o mesmo do item acima:

300 g ----- 10^6 g (1 milhão de partes)

x ----- 10^2 (100 partes)

$$\Rightarrow x = (300 \times 10^2) / 10^6 = 300 \times 10^{-4} = 3 \times 10^{-2} = \text{ou } 0,03\%$$

Atende ao objetivo 1

Atividade final 6

A concentração de cloreto de sódio na água do mar é, em média, de 2,95 g/L. Assim sendo:

a) qual a concentração molar desse sal na água do mar?

b) qual a concentração molal desse sal na água do mar?

c) qual a concentração em ppm desse sal na água do mar?

Respostas Comentadas

a) $C = 2,95 \text{ g/L}$ $n = 2,95 / 58,5 = 0,05 \text{ mols}$ $\Rightarrow C = 0,05 \text{ mols/L}$

A concentração comum pode ser transformada em molaridade pela fórmula:

$M = C/\text{massa molar}$. Logo temos:

$$M = 2,95 \text{ g/L} / (58,5 \text{ g/mol}) = 0,05 \text{ mol/L}$$

b) $C = 2,95 \text{ g/L} \Rightarrow n = 2,95 / 58,5 = 0,05 \text{ mols}$

$$m(\text{solvente}) = 1000 - 2,95 = 997,05 \text{ g} = 0,997 \text{ kg}$$

$$\text{Como } \omega = \frac{n(\text{solute})}{m(\text{solvente em kg})} \Rightarrow \omega = 0,05 / 0,997 = 0,05 \text{ molal}$$

c) $C = 29,5 \text{ g/L} \Rightarrow 29,5 \text{ g em } 1000 \text{ mL}$

2,95 g ----- 10^3 g (densidade = 1)

x ----- 10^6 g $\Rightarrow x = 2950 \text{ g} \Rightarrow 2950 \text{ ppm}$

Atividade final 7

Atende ao Objetivo 1.

As novas baterias possuem soluções aquosas de H_2SO_4 a 38% em massa e densidade 1,3 g/ml.

- a) Determine a concentração em mol/L desse ácido.
- b) a quantidade, em massa, de ácido sulfúrico nesta solução ($V = 1\text{L}$)
- c) a concentração em g/L desta solução.

Respostas Comentadas

a) 38% p/p $\Rightarrow 38\text{ g}/100\text{ g} \Rightarrow 38\text{ g} \text{ ----- } 100\text{ g de solução}$

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = 38/98 = 0,388 \text{ mols}$$

O volume deve ser calculado através da densidade: $d = m/V$, onde $m = 100\text{g}$ de solução.

$$V = 100/1,3 = 76,92 \text{ mL} \Rightarrow V = 0,0769 \text{ L}$$

$$M = 0,388/0,0769 = 5,04 \text{ mols/L}$$

b) 38 g, considerando 100 g de solução

Ou

$$38\text{ g} \text{ ----- } 0,0769 \text{ L de solução}$$

$$x \text{ ----- } 1\text{L}$$

$$\Rightarrow x = 494,148 \text{ g} \Rightarrow x \sim 494 \text{ g em um litro de solução}$$

c) Já foi calculado na letra b: $C = 494 \text{ g/L}$

Ou, usando o resultado obtido na letra a:

$$C = M \cdot \text{Massa molar} \Rightarrow C = 5,04 \cdot 98 = \sim 494 \text{ g/L}$$

Atividade final 8

Atende ao objetivo 1

(Unaerp-SP adaptada) O propileno glicol ($\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_2$) é um líquido utilizado como **umectante** de doces, produtos de cacau e carne. Para se preparar 100 ml de solução 3 Molar de propileno glicol, a massa a ser pesada deverá ser de:

Umectante

É uma substância que, por sua natureza hidrofílica (que tem afinidade por moléculas de água), mantém a umidade natural dos corpos onde é passada ou adicionada (pele humana e alguns alimentos como: panetones, bolos, queijos, chocolate).

Resposta Comentada

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow n = M \times V \Rightarrow n = 3 \times 0,1 = 0,3 \text{ mols}$$

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \times M \Rightarrow m = 0,3 \times 76 = 22,8 \text{ g}$$

Atende ao objetivo 1

Atividade final 9

(UFRJ) Pacientes que necessitam de raios X do trato intestinal devem ingerir previamente uma suspensão de sulfato de bário (BaSO_4). Esse procedimento permite que as paredes do intestino fiquem visíveis numa radiografia, permitindo uma análise médica das condições do mesmo.

Considerando-se que em 500 mL de solução existem 46,6 g do sal, pede-se:

- a) a concentração molar;
- b) a concentração em g/L

Respostas Comentadas

Dados: $V = 500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L}$, $m = 46,6 \text{ g}$, Massa molar do $\text{BaSO}_4 = 233,3 \text{ g/mol}$

a)

$$n = \frac{m}{M} = 46,6 \text{ g} / 233,3 \text{ g/mol} = 0,2 \text{ mols.}$$

$$C = \frac{n}{V} = 0,2 / 0,5 = 0,4 \text{ M.}$$

b) Dados: $V = 500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L}$, $m = 46,6 \text{ g}$

$$C = \frac{m}{V} = 46,6 / 0,5 = 93,2 \text{ g/L.}$$

Atividade final 10

Atende ao objetivo 1

(Mack/2000) A molaridade de uma solução de permanganato de potássio, usada como antisséptico local, preparada pela dissolução total de 0,079 g de KMnO_4 em água suficiente para atingir o volume final de 1,0 litros, é igual a:

- a) $5,0 \cdot 10^{-4}$ mol/L
- b) $7,9 \cdot 10^{-2}$ mol/L
- c) $1,24 \cdot 10^1$ mol/L
- d) $2,0 \cdot 10^3$ mol/L
- e) $1,58 \cdot 10^{-2}$ mol/L

Resposta Comentada

Dados: $m = 0,079$ g $V = 1,0$ L

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = 0,079 / 158 = 0,0005 \text{ mols}$$

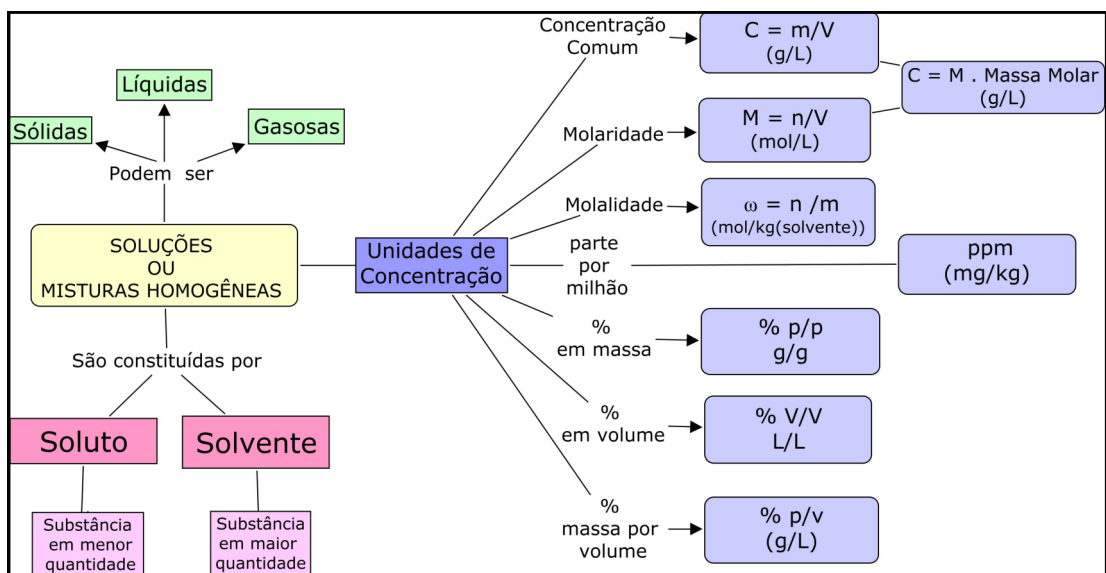
$$\text{sendo } C = \frac{m}{V} \Rightarrow C (\text{mol/L}) = 0,0005 / 1 = 5 \times 10^{-4} \text{ mols/L} \Rightarrow \text{Letra A}$$

Observação: É comum usar a unidade mol/L, que é molaridade e representada com a letra M, com a representação C (de concentração). Portanto só é necessário prestar atenção nas unidades (se g/L ou mol/L)

Resumo

- As soluções são misturas homogêneas onde as substâncias constituintes são denominadas SOLUTO e SOLVENTE.
- Dependendo da proporção em que se encontram distribuídas na mistura podemos determinar a sua concentração.
- As diferentes formas de expressar esta relação são denominadas unidades de concentração.

Veja, o mapa conceitual sobre alguns tópicos estudados nesta aula.



Informações sobre a próxima aula

Na próxima aula, você verá como as concentrações são alteradas quando variamos a quantidade de soluto e/ou solvente de uma solução ou quando misturamos duas ou mais soluções.

Referências bibliográficas

ATKINS, P.; JONES, L., **Princípios de Química**. Questionando a vida moderna e o meio ambiente. Bookman, 1999.

BRADY, James, E.; HUMISTON, Gerard, E. **Química Geral**. Vol 1. 1996.

RUSSEL, J.B. **Química Geral**. 2ª edição. McGraw-Hill do Brasil.



Licenciatura em Ciências Biológicas

Elementos de Química Geral

Carmen Lucia de Oliveira Mendes &
Mara Lucia Gomes de Campos

AULA 7

Diluição e Misturas de Soluções

META

Conceituar diluição e misturas.

OBJETIVO

Após o estudo do conteúdo desta aula, esperamos que você seja capaz de:

1. resolver problemas que envolvam fator de diluição;
2. preparar, por diluição, novas soluções a partir de uma solução concentrada;
3. solucionar problemas que envolvem misturas de mesmo soluto.



Fonte: Adaptação: Mendes & Campos

<http://www.sxc.hu/assets/43/428170/chemistry-4-487794-m.jpg>

Na Aula 6, você aprendeu como se prepara uma solução líquida, por dissolução ou através de misturas. Esses dois procedimentos são diferentes de diluir uma solução já preparada.

Muitas vezes, até mesmo em casa, fazemos diluição. Por exemplo, no suco de limão que ficou muito ácido você adiciona água; no cafezinho que está muito doce, coloca-se um pouco mais de café; no chocolate que ficou muito escuro, é preciso um pouco mais de leite. Em todas essas situações, quando não gostamos do resultado, o que fazemos é diluir, ou seja, colocamos mais solvente.

Se, em casa, diluir é um processo comum, imagine em um laboratório! Nele, existem muitas soluções prontas cujas concentrações são as mais variadas e que nem sempre servem para uma determinada experiência, porque são muito concentradas.

O grande problema na hora de fazer uma diluição é saber exatamente a quantidade de solvente que deve ser adicionado a um volume (alíquota) da solução original para que se obtenha outra solução na concentração desejada.

Vamos nesta aula mostrar que, com o conteúdo que você aprendeu até agora, principalmente o conceito de mol, fica muito fácil descobriremos qual quantidade de solvente devemos adicionar à alíquota para produzirmos uma solução menos concentrada. Vamos por as mãos na massa, então?

1. Diluição

É o processo de adição de solvente a uma solução, de maneira a torná-la menos concentrada.



Fonte: Mendes & Campos

Figura 7.1: Soluções diluídas obtidas a partir de uma **solução estoque** de concentração igual a 2M. Após, a adição de solvente, suas respectivas concentrações tornaram-se: 0,1 M, 0,2 M, 0,5 M e 1 M.

Solução estoque ou solução mãe

É uma solução concentrada de onde são retiradas as alíquotas (pequenas quantidades) para dar origem, por meio de diluições, a novas soluções com concentrações menores. Elas são chamadas de estoque, porque, em geral, estão armazenadas para posterior utilização podem também ser chamadas de mãe, pois servem como matriz para outras soluções.

Exemplo 1

Vamos considerar que em um laboratório de biologia tem uma solução estoque de CuSO_4 de concentração igual a 0,4 M e você deseja 2L de uma solução 0,04 M de CuSO_4 . Sendo assim, a pergunta é: qual volume deverá ser retirado da solução estoque para que você consiga obter a solução desejada?

1º passo: Cálculo do número de mols na solução final

Para facilitar o entendimento, vamos primeiro saber a quantidade de matéria (soluto) na solução final. Dessa forma, sabendo que apenas água foi adicionada, a quantidade de soluto (em mols) ficará constante, enquanto a concentração será alterada.

Na solução final, temos: $C_f = 0,04 \text{ mol/L}$ e $V_f = 2 \text{ L}$.

Como sabemos que a concentração, em termos de molaridade, é dada pela relação $M = \frac{n}{V}$ então,

$$n_f = 0,04 \text{ mol/L} \times 2 \text{ L} \Rightarrow n_f = 0,08 \text{ mols de CuSO}_4$$

2º passo: Cálculo do volume da alíquota a ser retirada da solução estoque para produzir os 2 L de solução 0,04 M.

Como foi dito, no processo de diluição, a quantidade de soluto não se altera, pois apenas o solvente é adicionado. Não colocamos nem retiramos soluto, logo: $n_i = n_f$. Os 0,08 mols de CuSO_4 , calculados anteriormente, são provenientes da solução estoque (0,4M), cuja alíquota será diluída.

O problema nos fornece a concentração inicial $C_i = 0,4 \text{ M} = 0,4 \text{ mols/L}$ e o número de mols (n_i) = 0,08.

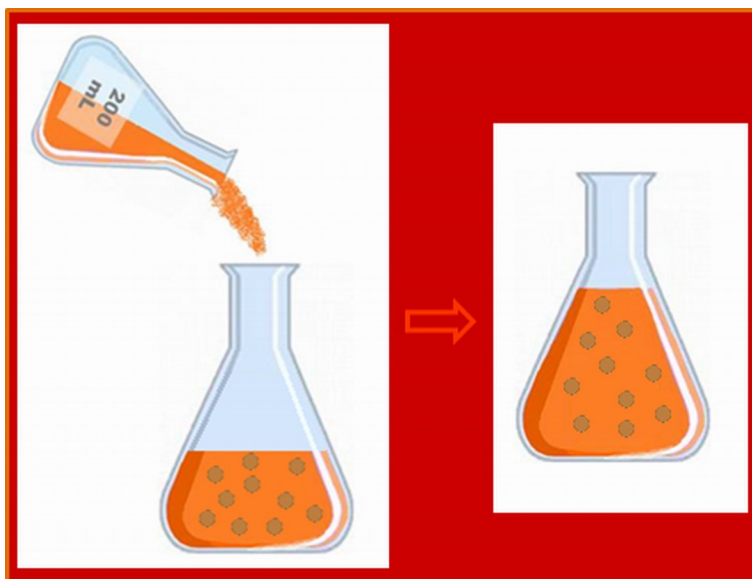
A partir do estudo da Aula 6, você sabe que molaridade é $M = \frac{n}{V}$. Como molaridade é uma unidade de concentração e os cálculos que você irá aprender servem para qualquer unidade de concentração, vamos passar a utilizar a letra “C” para representar uma concentração.

Então:

$$n_i = C_i \times V_i \Rightarrow V_i = 0,08 / 0,4 = 0,2 \text{ L} = 200 \text{ mL} \text{ devem ser retirados.}$$

No processo de diluição, a concentração da solução diminui, pois há um aumento do volume da solução, devido ao acréscimo de solvente.

Observe, no entanto, que o que diminui é apenas a concentração, pois a quantidade de soluto (número de mols) presente é a mesma, como você pode ver na **Figura 7.2**.



Fonte: Mendes & Campos

Figura 7.2: Diluição de uma solução contendo um número inicial de mols (n_i) de soluto dissolvidos em um volume inicial V_i . Observe que n é o número de bolinhas, dentro dos dois frascos, o qual permanece o mesmo tanto na situação inicial (à esquerda) quanto na final (à direita). Isto é $n_i = n_f$. Nestas, o que muda é o volume de solvente.

Em resumo, temos que a concentração final da solução pode ser obtida sabendo-se que o número de mols do soluto **na solução inicial** (n_i) é igual ao número de mols do soluto **na solução final** (n_f).

Como:

$$n_i = C_i V_i \text{ e } n_f = C_f V_f$$

Então, temos que, em uma diluição:

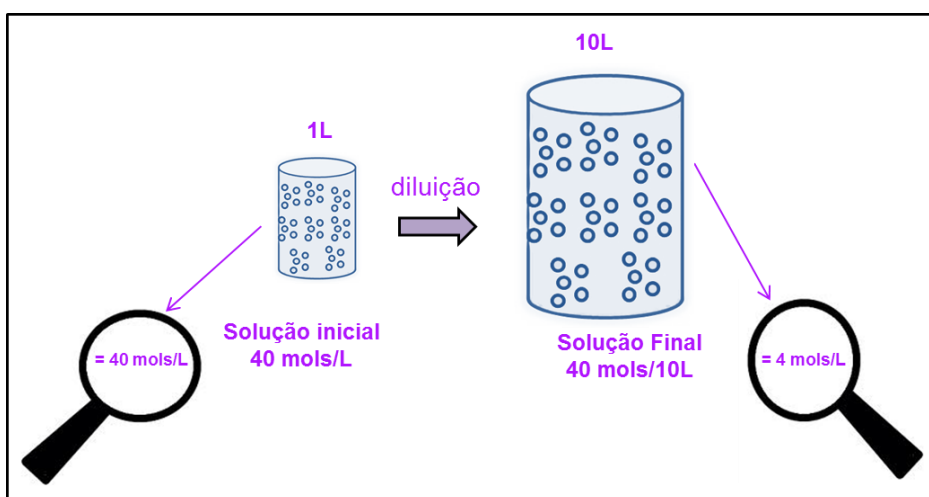
$$n_i = n_f \Rightarrow C_i V_i = C_f V_f$$

Nesse exemplo 1, C é igual à concentração molar ou molaridade (M). Então, podemos escrever que:

$$M_i V_i = M_f V_f$$

Se trabalharmos com a unidade g/L de concentração comum (C_i) podemos utilizar a relação apresentada anteriormente: $C_i V_i = C_f V_f$.

A concentração é alterada de C_i para C_f , porque o volume final aumentou. Observe a **Figura 7.3**, onde foi realizada uma diluição com um aumento do volume de 10 vezes em relação ao inicial. Esquematicamente, a concentração de “bolas” (soluto) passou de 40 bolas/mL para 4 bolas/mL.



Fonte: Mendes & Campos

Figura 7.3: Comparação entre duas soluções antes e após diluição de 10 vezes. Na primeira solução, existem 40 mols de soluto em 1 litro e, na segunda, existem os *mesmos 40 mols diluídos em 10 litros*. As lupas apresentam as quantidade de mols por litro em ambas soluções.

1.1. Fator de diluição

Na **Figura 7.3**, você pode comparar duas soluções onde a segunda solução tem uma concentração *10 vezes menor que a primeira*. Isto é, a *solução original (ou solução mãe ou solução estoque)* foi diluída 10 vezes.

O número de vezes que uma solução é diluída é chamado *fator de diluição* (FD) e é dado pela relação:

$$FD = V_{\text{final}}/V_{\text{inicial}} \Rightarrow FD = \frac{V_f}{V_i}$$

Como aprendemos que: $C_i V_i = C_f V_f \Rightarrow \frac{V_f}{V_i} = \frac{C_i}{C_f}$

Podemos escrever também que:

$$FD = C_{\text{inicial}} / C_{\text{final}} \Rightarrow FD = \frac{C_i}{C_f}$$

Se você fizer diluições sucessivas o fator de diluição total (FD) pode ser calculado através da expressão:

$$FD \text{ total} = FD (1^{\text{a}} \text{ diluição}) \times FD (2^{\text{a}} \text{ diluição}) \times FD (3^{\text{a}} \text{ diluição}) \times \dots$$

Isto ocorre porque a concentração inicial da solução seguinte é o valor da concentração final da solução que a precede. O mesmo se dá para o volume.

Para maior compreensão do exposto anteriormente, veja a atividade 1.

Atividade 1

Atende ao objetivo 1

Uma solução estoque de concentração igual a 0,04 M é diluída duas vezes e depois 3 vezes. Sendo assim, calcule o fator de diluição total e a concentração molar da solução final.

Resposta Comentada

1ª diluição: $C_{\text{inicial}} = 0,04 \text{ M}$ e $V_{\text{inicial}} = V_i$

$C_{\text{final}} = C_f$ e $V_{\text{final}} = 2 V_i$

$$\text{Como: } \frac{V_f}{V_i} = \frac{C_i}{C_f} \Rightarrow \frac{2V_i}{V_i} = \frac{0,04}{C_f} \Rightarrow 2 = \frac{0,04}{C_f} \Rightarrow C_f = 0,04/2 = 0,02 \text{ M}$$

$$FD (1^{\text{a}} \text{ diluição}) = \frac{V_f}{V_i} = 2$$

2ª diluição: $C_{\text{inicial}} = 0,02 \text{ M}$ e $V_{\text{inicial}} = V_i$

$C_{\text{final}} = C_f$ e $V_{\text{final}} = 3 V_i$

Observe que a concentração inicial desta etapa é a concentração final da 1ª diluição. Seguindo o mesmo raciocínio, o volume inicial é o volume final da primeira diluição.

$$\text{Como } \frac{V_f}{V_i} = \frac{C_i}{C_f} \Rightarrow \frac{3V_i}{V_i} = \frac{0,02}{C_f} \Rightarrow C_f = 0,02/3 = 0,0066 \text{ M}$$

FD (2ª diluição) = 3

Fator de diluição total: $FD = C_i / C_f = 0,04/0,0066 = 6$ ou

$$FD (1ª diluição) \times FD (2ª diluição) = 2 \times 3 = 6$$

Concentração final = 0,0066 M

Atividade 2

Atende ao objetivo 1

Calcule o fator de diluição total e a concentração molar inicial de um processo de diluição cuja solução final tem concentração igual a 15 µmols/L. Esta foi obtida a partir de:

- uma diluição de 2 vezes;
- seguida de uma diluição de 5 vezes;
- e, finalmente, de uma diluição de 10 vezes.

Resposta Comentada

Fator de diluição total:

$$FD (1ª diluição) \times FD (2ª diluição) \times FD (3ª diluição) = 2 \times 5 \times 10 = 100$$

$$FD = C_i / C_f = 100$$

$$\Rightarrow C_i = 100 \times 15 \text{ µmols/L} = 1500 \text{ µmols/L} = 0,015 \text{ mols/L} = 0,015 \text{ M}$$

Atividade 3

Atende aos objetivos 1 e 2

a) Qual o volume de solvente que deve ser adicionado a 500 mL de uma solução de concentração igual a 20 g/L para que tenha sua concentração final igual a 4 g/L?

b) Qual o fator de diluição?

Resposta Comentada

Dados: $V_i = 500 \text{ mL}$, $V_{\text{final}} = V_f$, $C_i = 20 \text{ g/l}$, $C_f = 4 \text{ g/L}$

a) Como $C_i V_i = C_f V_f \Rightarrow V_f = (20 \times 0,5)/4 = 2,5 \text{ L}$. Devemos adicional 2 L de solvente.

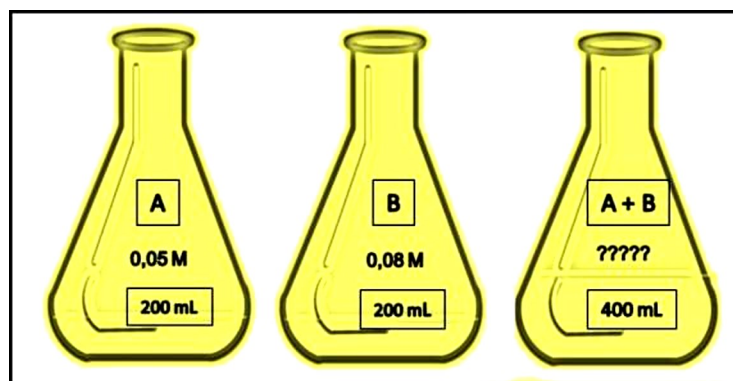
b) $FD = C_{\text{inicial}} / C_{\text{final}} = 20/4 = 5$

2. Mistura de soluções

2.1. Mistura de soluções de mesmo soluto de concentrações diferentes e de mesmo volume

Exemplo 2

Vamos agora considerar outra situação que ocorre em um laboratório. Imagine que você misture duas soluções de mesmo soluto conforme indicado na Figura 7.4:



Fonte: Mendes & Campos

Figura 7.4: Mistura de duas soluções de mesmo volume e mesmo soluto. Qual será a concentração da solução no terceiro vidro?

Solução A de concentração igual a 0,05 M e de volume igual a 200 mL.

Solução B de concentração igual a 0,08 M e de volume igual a 200 mL.

A pergunta que você faz, então, é: qual será a concentração da solução produzida nessa mistura?

Solução:

Ora, você já sabe que tanto na solução A quanto na B há uma dada quantidade de moléculas, que é expressa em número de mols. Para calcularmos este último, aplicamos a fórmula $n = C \times V$.

Se você misturar as duas soluções em um único frasco, encontrará, neste, a soma de número de mols de A e B.

$$n(\text{total}) = n_A + n_B$$

$$n_A = C_A \times V_A \quad \text{e} \quad n_B = C_B \times V_B \quad \Rightarrow \quad n(\text{total}) = n_A + n_B$$

$$\Rightarrow n(\text{total}) = 0,05 \times 0,2 + 0,08 \times 0,2 = 0,01 + 0,016 = 0,026 \text{ mols}$$

O que você obteve foi número de mols totais e o que se pede é a concentração final. Assim, como o volume final é a soma dos volumes de cada solução:

$$V(\text{total}) = V_A + V_B = 0,2 + 0,2 = 0,4 \text{ L}$$

$$\text{Então: } C = \frac{n}{V} \Rightarrow C = 0,026 \text{ mols} / 0,4 \text{ L} = 0,065 \text{ mols/L}$$

Esse resultado poderia ter sido esperado já que as duas soluções têm o mesmo volume. Como?

As duas soluções têm volumes iguais então ao juntá-las, o volume dobra. Por consequência, a concentração final será dividida a metade: $(0,05 + 0,08)/2 = 0,065 \text{ mol/L}$.

2.2. Mistura de soluções de mesmo soluto de concentrações e de volumes diferentes

Exemplo 3

Imagine agora que você misture duas soluções de mesmo soluto, conforme indicado a seguir:

Solução A de concentração igual a 0,05 M e de volume igual a 800 mL.

Solução B de concentração igual a 0,08 M e de volume igual a 200 mL.

Solução:

O procedimento de cálculo é o mesmo do exemplo anterior. A única diferença é que as duas soluções têm volumes diferentes.

$$n(\text{total}) = n_A + n_B$$

$$n_A = C_A \times V_A \quad \text{e} \quad n_B = C_B \times V_B$$

$$\Rightarrow n(\text{total}) = (0,05 \times 0,8) + (0,08 \times 0,2) = 0,04 + 0,016 = 0,056 \text{ mols}$$

$$V(\text{total}) = V_A + V_B = 0,4 + 0,6 = 1 \text{ L}$$

$$C = \frac{n}{V} \Rightarrow C = 0,056 \text{ mols} / 1 \text{ L} = 0,056 \text{ mols/L}$$

O que você pode concluir quando compara as concentrações das duas soluções com a concentração final?

A concentração final é muito próxima do valor da concentração da solução A, porque esta é mais concentrada e tem um volume maior que a solução B. A solução B contribui muito pouco para a concentração final.

Em resumo: no caso de mistura de duas soluções, a concentração final pode ser obtida como indicado nos exemplos 2 e 3 ou usando essa expressão

$$C_f V_f = C_A V_A + C_B V_B$$

Observe que a concentração final **não** é a soma das concentrações das duas soluções. Você também deve considerar, nos cálculos, a contribuição do volume de cada solução para o valor final da concentração da mistura. .

Considere agora que o soluto presente nas soluções A e B do exemplo 3 é o cloreto de sódio (NaCl). Se você quisesse saber a concentração em g/L da solução final, como faria?

Pense...

O que você precisa conhecer para transformar concentração molar em concentração comum? Para obter essa resposta, começaria a resolução desde o início?

Resposta: Não.

Como você já tem a concentração em mols/L e sabe que pelo número de mols você pode obter a massa pela relação: $n = \frac{m}{M}$, é só fazer as contas considerando o valor da massa molar do NaCl = 58,5 g/mol.

$m = n \times M \Rightarrow m = 0,54 \text{ 0,056 mols} \times 58,5 \text{ g. mol}^{-1} = 3,276 \text{ mols distribuídos em 1 L}$

$\Rightarrow C \text{ (g/L)} = 3,276 \text{ g/ L}$

Atividade 4

Atende ao objetivo 3

Um biólogo precisa preparar 400 mL de uma solução de HCl 2,25 M a partir de duas soluções de HCl de concentrações diferentes. Uma delas possui volume igual a 300 mL e concentração igual a 2,0 M; a outra de concentração igual a 3,5 M. Qual o volume que deverá ser utilizado da solução 3,5 M?

Resposta Comentada

Dados : solução final: $V_f = 400 \text{ mL} = 0,4 \text{ L}$, $C_f = 2,25 \text{ M}$

solução A: $V_A = 300 \text{ mL} = 0,3 \text{ L}$, $C_A = 2 \text{ M}$

solução B: $V_B = ?$, $C_B = 3,5 \text{ M}$

$$\begin{aligned}\text{Como } C_f V_f &= C_A V_A + C_B V_B \Rightarrow 0,4 \times 2,25 = 0,3 \times 2 + V_B \times 2,5 \\ \Rightarrow 0,9 &= 0,6 + V_B \times 3,5 \Rightarrow (0,9 - 0,6)/3,5 = V_B \\ \Rightarrow V_B &= 0,086 \text{ L} = 86 \text{ mL}\end{aligned}$$

Conclusão

É muito comum em laboratórios de química, biologia e farmácia a realização de os procedimentos de diluição e mistura de soluções de mesmo soluto. O importante é saber qual a concentração que queremos para não perdermos reagentes sem necessidade. Muitos reagentes são importados e caros, portanto precisam ser manipulados com precisão e cautela.

Atividade final 1

Atende ao objetivo 1

Calcule o fator de diluição total e a concentração molar inicial de um processo em que uma solução final de concentração igual a 2 mols/L. Ela foi obtida a partir da diluição de 5 mL da solução estoque em 20 mL de solvente e, em seguida, a 1 mL desta solução foram adicionados 9 mL de solvente.

Resposta Comentada

Dados: 1ª diluição: $C_{\text{inicial}} = C_i$, $C_{\text{final}} = C_f$, V_i (1ª diluição) = 5 mL, V_f (1ª diluição) = 25 mL

$$FD = V_f/V_i \Rightarrow FD = 25/5 = 5$$

$$\text{Como } FD = C_{\text{inicial}} / C_{\text{final}} \Rightarrow 5 = C_i / C_f \Rightarrow C_f = C_i / 5.$$

Se você dilui 5 vezes, a concentração final será 5 vezes menor que a inicial.

Dados: 2ª diluição: $C_{\text{inicial}} = C_i / 5$ porque esta é a concentração que foi obtida na primeira diluição, $C_{\text{final}} = 2 \text{ mols/L}$, V_i (2ª diluição) = 1 mL,

V_f (2ª diluição) = 10 mL

$$FD = V_f/V_i \Rightarrow FD = 10/1 = 10 \Rightarrow FD = C_i / C_f \Rightarrow 10 = (C_i / 5) / 2$$

$\Rightarrow C_i = 100 \text{ mols/L}$. Essa é a concentração inicial.

O fator total de diluição é: $FD = C_i / C_f = 100/2 = 50$ ou

$$FD (1^\text{a} \text{ diluição}) \times FD (2^\text{a} \text{ diluição}) = (25 \text{ mL}/5 \text{ mL}) \times (10 \text{ mL}/1 \text{ mL}) \\ = 5 \times 10 = 50$$

Atividade final 2

Atende aos objetivos 1 e 2

250 mL de uma solução 0,30 M de carbonato de sódio (Na_2CO_3) devem ser diluídos com água para que sua concentração seja 20 g/L. Sendo assim, responda:

a) Qual o volume necessário para realizar esse procedimento?

b) Qual a quantidade de soluto, em mols, desta solução?

Resposta Comentada

a) Dados: $V_i = 250 \text{ mL} = 0,25 \text{ L}$, $C_i = 0,3 \text{ M}$, $V_{\text{final}} = V_f$ e $C_f = 20 \text{ g/L}$

Como a concentração final não está na mesma unidade da concentração inicial devemos, primeiro, transformá-la de g/L para mols/L.

Para converter g/L em mol/L devemos primeiro calcular o número de mols de Na_2CO_3 que existe em 20 g que é a quantidade de soluto na solução final (20g/L). Para isso, devemos primeiro calcular a massa molar do carbonato de sódio.

M carbonato = 106 g/mol

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = 20/106 = 0,19 \text{ moles.}$$

Como esse número de mols está diluído em 1L temos; $C_f = 0,19 \text{ mols/L}$.

$$\text{Como } C_i V_i = C_f V_f \Rightarrow V_f = (0,3 \times 0,25)/0,19 = 0,4 \text{ L.}$$

Devemos adicionar $0,4 - 0,25 = 0,15$ L de solvente.

b) a quantidade de soluto não variou com a diluição, logo temos 0,19 mols de soluto em ambas as soluções.

Atividade final 3

Atende ao objetivo 3

100 mL de uma solução de NaOH (hidróxido de sódio) de concentração igual a 1,6 M são misturados com 200 mL de solução 0,50 mol/L da mesma substância e o volume é completado a 500 mL. Qual a concentração molar da solução final?

Obs.: Hidróxido de sódio é uma base.

b) Diluindo esta solução a um volume de 2 L, qual será o fator de diluição e a nova concentração final?

Resposta comentada

Dados : solução A: $V_A = 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L}$, $C_A = 1,6 \text{ M}$

solução B: $V_B = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L}$, $C_B = 0,5 \text{ M}$

solução final: $V_f = 500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L}$, $C_f = ?$

a) Como $C_f V_f = C_A V_A + C_B V_B \Rightarrow 0,5 \times C_f = 0,1 \times 1,6 + 0,2 \times 0,5$
 $\Rightarrow C_f = (0,16 + 0,1) / 0,5 \Rightarrow C_f = 0,52 \text{ M}$

b) Dados: Volume após diluição = 2 L;

Volume antes da diluição = 0,5 L;

$C_{\text{inicial}} = 0,52 \text{ M}$.

$$FD = V_{\text{final}} / V_{\text{inicial}} = 2 / 0,5 = 4$$

Como $FD = C_{\text{inicial}} / C_{\text{final}} \Rightarrow 4 \times C_{\text{final}} = 0,52 \Rightarrow C_{\text{final}} = 0,13 \text{ mol/L}$

Atividade final 4

Atende ao objetivo 3

Misturou-se 250 mL de uma solução de NaOH com concentração 4,0 g/L com 300 mL de outra solução de mesma substância. A concentração da solução final é 6,0 mols/L. Sabendo disso, responda:

- a) Qual a concentração da segunda solução, em g/L ?
- b) Qual a massa de soluto na solução final ?

Resposta comentada

Dados : solução A: $V_A = 250 \text{ mL} = 0,25 \text{ L}$, $C_A = 4 \text{ g/L}$

solução B: $V_B = 300 \text{ mL} = 0,3 \text{ L}$, $C_B = ?$

solução final: $V_f = 250 + 300 = 550 \text{ mL} = 0,55 \text{ L}$, $C_f = 6 \text{ M}$

Como as concentrações estão em unidades diferentes devemos converter uma delas. Como no item “a” é solicitada a concentração da solução em g/L vamos converter a unidade da solução final de 6 M => ? g/L.

Para tal, devemos calcular a massa de NaOH nesta solução. Uma solução 6M contém 6 mols por litro de solução. Então, $n = 6 \text{ mols}$.

Como a massa molar do NaOH é 40 g/mol e $n = m/M \Rightarrow 6 = m / M$
 $\Rightarrow m = 6 \times 40 = 240 \text{ g}$.

Como essa massa está dissolvida em 1 L, a concentração é igual a 240g/L.

$$C_f V_f = C_A V_A + C_B V_B \Rightarrow 0,55 \times 240 = 0,25 \times 4 + 0,3 \times C_B$$

$$\Rightarrow 132 = 1 + 0,3 \times C_B \Rightarrow 131/0,3 = C_B \Rightarrow C_B = 436,67 \text{ g/L}$$

Por outro lado podemos resolver esse problema do seguinte modo:

Uma concentração de 6 M contém 6 mols/L então, em termos de massa conterá: $n = \frac{m}{M} \Rightarrow 6 \text{ mols} = m/40\text{g/mol} \Rightarrow m = 6 \times 40 = 240 \text{ g}$

b) O que foi obtido para a solução final foi 240g/L. Logo, em 0,55 L teremos:

$$\begin{array}{lcl} 240 \text{ g} & \text{-----} & 1 \text{ L} \\ x & \text{-----} & 0,55 \text{ L} \end{array} \Rightarrow x = 240 \text{ g} \times 0,55/1 = 132 \text{ g}$$

Atividade final 5

Atende ao objetivo 3

A 300 mL de uma solução 0,5 M de $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ são adicionados 100 mL de uma solução 0,1 M do mesmo sal. Calcule, então, a concentração em g/L da solução resultante.

Resposta comentada

Dados : solução A: $V_A = 300 \text{ mL} = 0,3 \text{ L}$, $C_A = 0,5 \text{ M}$

solução B: $V_B = 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L}$, $C_B = 0,1 \text{ M}$

solução final: $V_f = 300 + 100 = 400 \text{ mL} = 0,4 \text{ L}$, $C_f = ?$

$$C_f V_f = C_A V_A + C_B V_B \Rightarrow C_f \times 0,4 = 0,5 \times 0,3 + 0,1 \times 0,1$$

$$\Rightarrow C_f = (0,15 + 0,01)/0,4 = 0,4 \text{ M}$$

A concentração pedida no problema é em g/L, logo temos que converter o que foi obtido.

Massa molar do carbonato de amônio $((\text{NH}_4)_2\text{CO}_3) = 96 \text{ g/mol}$

$$0,4 \text{ M} \Rightarrow 0,4 \text{ mols/L} \Rightarrow n = \frac{m}{M} \Rightarrow 0,4 = m/96 \Rightarrow m = 0,4 \times 96 = 38,4 \text{ g}$$

A concentração final é igual a 38,4 g/L.

Por outro lado, podemos resolver esse problema do seguinte modo:

$$\begin{aligned} \text{Como } M &= C/\text{massa molar} \Rightarrow C = M \times \text{massa molar} = 0,4 \text{ mol/L} \times 96 \text{ g/mol} \\ \Rightarrow C &= 38,4 \text{ g/L} \end{aligned}$$

Resumo

- Quando fazemos uma diluição estamos diminuindo a concentração de uma solução pela adição de solvente. O número de moles de soluto permanece constante, pois não há retirada ou acréscimo de soluto. A concentração da solução é alterada porque houve aumento do volume.
- O Fator de Diluição expressa o número de vezes que uma solução foi diluída.
- Quando realizamos uma mistura de soluções de mesmo soluto, a concentração da solução resultante é dependente do número de mols (ou da massa) de cada soluto presente em cada uma das soluções misturadas.
- Para solucionar problemas que envolvem diluição e misturas, tenha sempre em mente que o entendimento dos processos levam a melhores resultados que a utilização imediata das fórmulas apresentadas. O que você deve sempre saber é como número de mols se relaciona com a massa e as unidades de concentração. O restante é consequência de raciocínio.

Informações sobre a próxima aula

Na próxima aula, você será levado a conhecer mais sobre átomos. A evolução das técnicas de investigação química deu origem a outros modelos atômicos, diferentes daquele proposto por Dalton. O modelo de átomo que você irá conhecer é o que vigora até hoje.

Referências bibliográficas

ATKINS, P.; JONES, L., **Princípios de Química**. Questionando a vida moderna e o meio ambiente. Bookman, 1999.

BRADY, James, E.; HUMISTON, Gerard, E. **Química Geral**. Vol 1. 1996.

RUSSEL, J.B. **Química Geral**. 2ª edição. McGraw-Hill do Brasil.



Licenciatura em Ciências Biológicas

Elementos de Química Geral

Carmen Lucia de Oliveira Mendes &
Mara Lucia Gomes de Campos

AULA 8

O Átomo é Divisível!

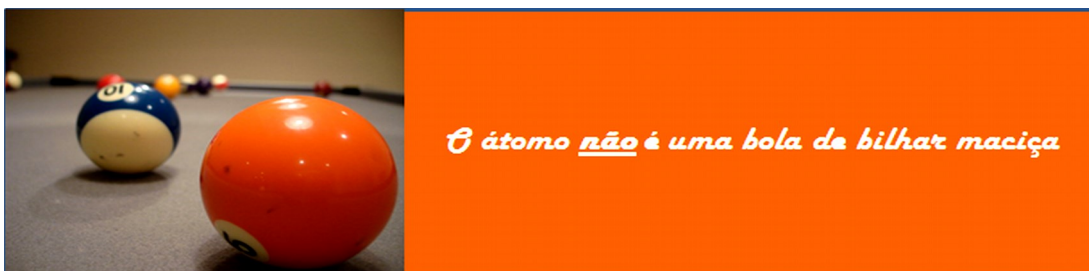
META

Apresentar as principais partículas formadoras dos átomos definindo seus números atômicos e número de massa e distinguindo seus isótopos.

OBJETIVO

Após o estudo do conteúdo desta aula, esperamos que você seja capaz de:

1. Especificar o valor da carga e da massa das partículas fundamentais formadoras do átomo.
2. Comparar a massa e o tamanho de um átomo com a de corpos macroscópicos.
3. Determinar o número de prótons, de nêutrons e o número de massa de um elemento químico, bem como de seus isótopos.
4. Determinar a massa atômica de um elemento a partir da abundância relativa de seus isótopos.



Fonte: Adaptação: Mendes & Campos

http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/a/a8/Scattered_billiards_balls.JPG/800px-Scattered_billiards_balls.JPG

Na Aula 1, você foi apresentado ao modelo atômico de Dalton, que foi elaborado com base nas leis de Lavoisier e Proust. e aprendeu a aplicá-las nas aulas subsequentes sobre cálculo estequiométrico.

Para relembrar, os átomos de Dalton eram considerados semelhantes a bolas de bilhar: maciços e esféricos.

Durante o seu aprendizado você deve ter observado que em momento algum falamos em cargas elétricas, tais como prótons, elétrons ou íons. Isso porque, no modelo proposto por Dalton, não havia considerações sobre como o átomo era constituído.

À época de Dalton, não havia evidência direta da existência dos átomos. À medida que foram desenvolvidos métodos experimentais para estudar mais detalhadamente a natureza da matéria, surgiram evidências de que a estrutura do átomo era mais complexa do que se pensava.

Nesta aula, você vai descobrir que o modelo atômico de Dalton, embora muito útil, era apenas um esboço do que o átomo é. A partir desse momento, você vai acompanhar as descobertas que levaram ao conhecimento das principais partículas formadoras do átomo. Estudará também sobre como um elemento químico pode apresentar átomos com diferentes números dessas partículas.

1. Conhecendo melhor o átomo através da tecnologia

O estudo do átomo e o desenvolvimento da tecnologia estão intimamente ligados. Podemos dizer que a tecnologia evoluiu a partir das descobertas sobre o modelo atômico e que os modelos atômicos são aperfeiçoados à medida que novas tecnologias são desenvolvidas e aplicadas em estudos para desvendar o mundo microscópico presente no interior de cada átomo.

Nesta aula vamos ver um pouco desta relação átomo/tecnologia e o que resultou dela.

1.1. Raios catódicos e a descoberta do elétron

Em meados do século XIX, foram realizados estudos com gases sob baixa pressão (menor que 1atm), os quais eram submetidos a uma descarga elétrica. Os resultados destes apontavam a existência de uma “radiação”, denominada *raios catódicos*.

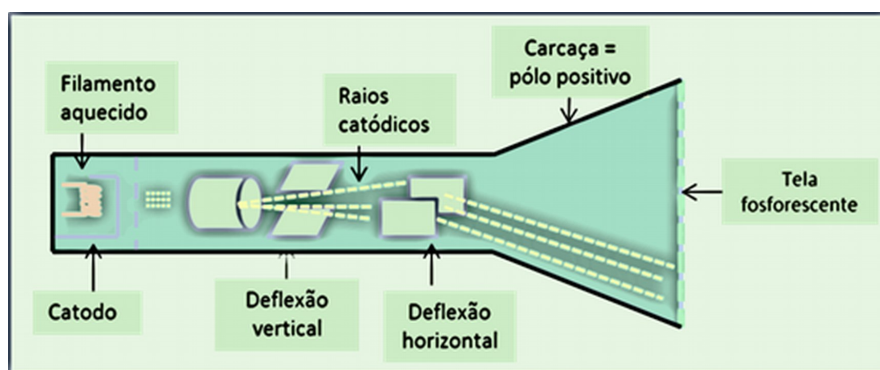
Os gases são maus condutores de eletricidade à pressão ambiente, mas tornam-se bons condutores a baixa pressão. Colocando-se duas placas de metal (chamadas anodo e catodo) nas extremidades de um tubo contendo um gás a baixa pressão e estabelecendo uma diferença de potencial, ocorrem vários fenômenos que dependem da pressão do gás. Se a pressão não for muito baixa, o gás brilha. Esta é a origem das lâmpadas a gás. Se a pressão for bastante baixa, surgem os raios catódicos que podem ser registrados na tela fosforescentes do tubo conforme mostrado na **Figura 8.1**.

Em 1897, J.J. Thomson resumiu as propriedades dos raios catódicos e, demonstrou que eles:

- movimentavam pequenos anteparos colocados em sua trajetória, indicando que tinham massa.

- eram desviados por campos elétricos e magnéticos, criados ao longo dos tubos de gás, indicando que tinham carga - **Figura 8.1**.
- eram sempre da mesma natureza, independentemente do material formador do catodo (pólo positivo). O catodo pode ser feito de qualquer metal. Os metais ao serem aquecidos liberam elétrons (raios catódicos).

A última observação mostrava que estas partículas estavam presentes em qualquer material. Thomson as chamou de *elétrons*.



Fonte: Mendes & Campos

Figura 8.1: Tubo de raios catódicos. Os raios catódicos são feixes de elétrons originados no catodo (filamento metálico) por aquecimento. Eles se propagam através do tubo devido à alta diferença de potencial existente entre o catodo e o anodo (polo negativo). Para não se dispersarem passam através de um tubo com orifícios. As placas de deflexão vertical e horizontal garantem que o feixe seja distribuído na tela fosforescente e não apenas em um único ponto.

A experiência de Thomson revolucionou o mundo da química. Hoje, em qualquer bom laboratório de físico-química podemos encontrar experimentos desse tipo.

Sendo assim, convido-o a assistir esse pequeno vídeo sobre tal experimento. Acesse:

<http://www.youtube.com/watch?v=AMKd30rcmgw&NR=1>

Gostou?

Se quiser ver mais, na mesma página do *youtube* você encontra mais vídeos.

Divirta-se!

1.2. Relação carga-massa do elétron

Medições quantitativas dos efeitos dos campos elétricos e magnéticos sobre um feixe de raios catódicos permitiram que se obtivesse a relação entre a carga e a massa do elétron. A medição independente da carga do elétron, feita pelo cientista Millikan, permitiu a determinação do valor de sua massa. Os valores hoje aceitos são listados na **Tabela 8.1**.

Tabela 8.1: Propriedades fundamentais do elétron e seus respectivos valores

| Propriedade | Carga (e) | Massa (m_e) | e/m_e |
|-------------|---------------------------------|----------------------------------|-------------------------------------|
| Valor | $1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$ | $9,1 \times 10^{-31} \text{ kg}$ | $1,76 \times 10^{-21} \text{ C/kg}$ |

C (Coulomb)

A unidade de carga elétrica no SI (Sistema Internacional) - e que aparece na Tabela 8.1 é o Coulomb (C), que é a carga transportada quando uma corrente de 1 ampère atravessa um condutor em um segundo.

Como você pode observar, a massa do elétron (m_e) é extraordinariamente pequena. É cerca de 1.836 vezes menor que a massa de um átomo de hidrogênio, o mais leve dos elementos conhecidos. A carga do elétron (e) é negativa. O símbolo indica o valor absoluto (em módulo) de sua carga.

A experiência de Millikan

Se você está interessado em saber como Millikan conseguiu obter o valor da carga do elétron acesse o link indicado (e-química da UNESP) e veja o vídeo apresentado:

http://www.e-quimica.iq.unesp.br/index.php?Itemid=55&catid=36:videos&id=71:experimento-de-millikan&option=com_content&view=article

Ele é muito curioso e interessante, considerando que em 1908, sem a tecnologia que existe hoje, um pesquisador conseguiu demonstrar que todos os elétrons têm a mesma carga e massa.

1.3. Radioatividade

Em 1896, Henri Becquerel descobriu que sais de urânio emitiam espontaneamente uma radiação muito energética. Esse fenômeno foi denominado *radioatividade*. Ele sugeriu a Pierre Curie e Marie Curie que investigassem os métodos de isolamento dos componentes radioativos de um mineral. Assim nascia a Radioquímica, o ramo da Química que lida com a obtenção e estudo das propriedades químicas de materiais formados por elementos radioativos, como o urânio.

Henri Becquerel

Antoine Henri Becquerel (1852-1908) era descendente de uma tradicional família de físicos franceses. O fenômeno da radioatividade foi descoberto por acaso, enquanto ele estudava as propriedades fluorescentes dos sais de urânio. Pierre Curie (1859-1906) e sua esposa Marie Curie (1867-1934) foram seus colaboradores e descobriram vários outros elementos radioativos, como o polônio e o rádio. Marie Curie foi a primeira mulher a receber um prêmio Nobel, por seus trabalhos nessa área.

As pesquisas dos Curie foram estendidas por Ernest Rutherford (1871-1937), que caracterizou as emissões radioativas como sendo de três tipos diferentes. As propriedades destes diferentes tipos de emissão são listadas na **Tabela 8.2**:

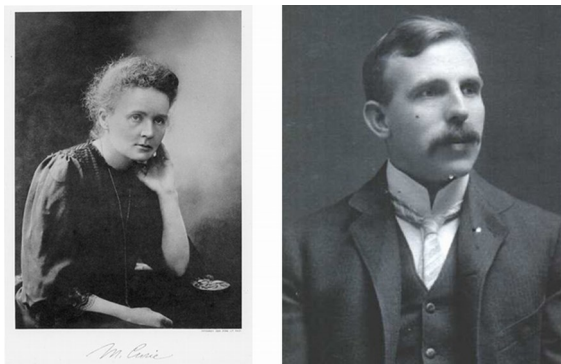
Tabela 8.2: Propriedades das emissões radioativas.

| Tipo de Emissão | Carga (e) | Natureza |
|---------------------|-----------|--------------------------------|
| partículas α | + | Partículas de He^{2+} |
| partículas β | -1 | Elétrons de alta energia |
| raios γ | 0 | Radiação de alta energia |

Por esta tabela, você pode verificar que a emissão radioativa α é, na verdade, um feixe de partículas carregadas (de carga positiva e igual a duas vezes a carga do elétron) e de massa igual ao do átomo de He. A emissão β é um feixe de elétrons, e a emissão γ (raios γ) é radiação de alta energia e sem carga.

Estas emissões ocorrem espontaneamente nos átomos dos elementos radioativos, como o urânio, polônio e rádio.

Os elementos radioativos têm grande importância na área médica. Como exemplo, citamos o cobalto e o iodo radioativo, usados na cura de doenças ou em exames de contraste.



Fontes: <http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/f/fb/Curie-nobel-portrait-2-600.jpg/413px-Curie-nobel-portrait-2-600.jpg>
http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/5/57/Ernest_Rutherford2.jpg

Figura 8.2: (a) Madame Curie e seu marido, Pierre Curie, descobriram a radioatividade. (b) Rutherford provou que a radioatividade provoca transmutação de um elemento químico em outro.

Radioatividade: tome cuidado!

Madame Curie, devido às manipulações diretas de materiais que ela não sabia que eram radioativos, desenvolveu vários problemas de saúde. Portanto, devemos considerar dois problemas ao se trabalhar com esses materiais.

- a contaminação.

Ocorre quando um elemento radioativo penetra no corpo humano através da respiração, da ingestão ou através de ferimentos na pele. Muitos elementos radioativos ficam no corpo pelo resto da vida emitindo radiação e ionizando o ambiente onde ele se instalou, gerando câncer. Um exemplo é o estrôncio (Sr) que por ser semelhante ao cálcio (Ca) se fixa nos ossos.

- a irradiação.

Ocorre quando um ser vivo é exposto à radiação ionizante emitida pelos materiais radioativos. Para se proteger dessas radiações o homem pode usar das seguintes técnicas: colocar um anteparo (blindagem) entre ele e o material emissor, diminuir o tempo a que ficará exposto ou aumentar a distância entre ele e esse material.

Um pouco mais sobre radioatividade...

Você se interessou pelo assunto? Quer ler mais sobre radioatividade? Veja sobre Radioatividade no site da Comissão Nacional de Energia Nuclear – CNEN - no link apontado a seguir. Entre no item apostilas e entenda um pouco mais sobre o assunto. <http://www.cnen.gov.br/ensino/radioatividade.asp>



1.4.Outras partículas subatômicas

As descobertas de Rutherford ampliaram o leque de partículas subatômicas. Desde então, muitas outras partículas foram descobertas (e são até hoje), mas para os químicos somente três são essenciais para caracterizar os átomos: *o elétron, o próton e o nêutron*. As propriedades dessas três partículas estão resumidas na **Tabela 8.3**:

Tabela 8.3: Propriedades de carga e massa do próton, do elétron e do nêutron.

| Partícula | Carga (e) | Massa (m_p) |
|-------------|-----------|-----------------|
| Próton (p) | +1 | 1 |
| Elétron (e) | -1 | 1/1836 |
| Nêutron (n) | 0 | 1,0013 |

Nesta tabela, a unidade de carga é o módulo da carga do elétron e a unidade de massa é a massa do próton (m_p). O próton e o nêutron são muito mais pesados que o elétron. A carga do próton é idêntica à do elétron, porém de sinal contrário. O nêutron é uma partícula sem carga.

Atividade 1

Atende ao objetivo 1

Refaça a Tabela 8.3, escrevendo os valores absolutos da carga e da massa de cada partícula.

Resposta Comentada

Para realizar essa atividade, é importante que você utilize os dados apresentados na Tabela 8.1. O próton e o elétron têm a mesma carga em módulo e o nêutron não tem carga.

A massa do próton é 1.836 vezes maior que a do elétron e a do nêutron é 1,0013 vezes maior que a do próton. Com essas informações, você pode montar a tabela a seguir:

Cálculo das massas:

massa do elétron = $9,1 \times 10^{-31}$ kg = 1/1836 massa do próton

=> massa do próton = $1836 \times 9,1 \times 10^{-31}$ kg = $1,671 \times 10^{-27}$ kg

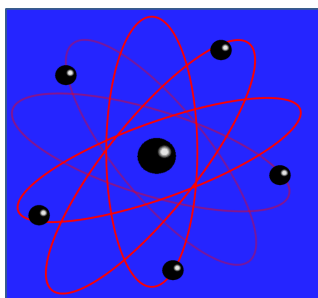
massa do nêutron = 1,0013 x massa do próton

=> massa do nêutron = $1,673 \times 10^{-27}$ kg

| Partícula | Carga | Massa |
|-------------|--------------------------|----------------------------|
| Próton (p) | $+1,6 \times 10^{-19}$ C | $1,671 \times 10^{-27}$ kg |
| Elétron (e) | $-1,6 \times 10^{-19}$ C | $9,1 \times 10^{-31}$ kg |
| Nêutron (n) | 0 | $1,673 \times 10^{-27}$ kg |

2. O átomo nuclear

A descoberta das partículas subatômicas levou Rutherford a criar um novo modelo para o átomo. Neste novo modelo, o átomo não era visto como um corpo maciço e indivisível. Ele seria formado por um núcleo denso e muito pequeno, contendo os prótons e nêutrons, os quais estariam presos por fortes forças de atração. Em torno do núcleo ficariam os elétrons. O núcleo seria extremamente pequeno, se comparado ao átomo como um todo. Esse *modelo nuclear do átomo* vigora até hoje!



Fonte: Mendes & Campos

Figura 8.3: Modelo nuclear do átomo (fora de escala). No centro do átomo está o núcleo contendo os prótons e os nêutrons e ao seu redor giram os elétrons.

As forças que prendem os prótons no núcleo são denominadas forças nucleares fortes. Os prótons têm cargas positivas e, como cargas de mesmo sinal se repelem, essas forças têm que ser muito intensas para vencer essa repulsão. Parece que os nêutrons desempenham importante papel na estabilização das forças nucleares fortes.

Os átomos são partículas extremamente leves e pequenas. O diâmetro de um átomo varia entre 1×10^{-10} m e 5×10^{-10} m, ou seja, entre 100 a 500 pm (picômetros).

É mais comum medir as distâncias atômicas em *angstroms* (Å), que vale 10^{-10} m. Assim, o diâmetro de um átomo varia de 1 a 5 Å. Já o diâmetro dos núcleos é cerca de 10^{-4} vezes menor que o do átomo com um todo.

Como a massa do átomo está concentrada no núcleo, a densidade do núcleo é extremamente alta, da ordem de 10^{12} a 10^{13} g/cm³.

Você tem ideia da ordem de grandeza desses números? Os exercícios da atividade a seguir vão ajudá-lo a relacionar as dimensões atômicas com a dos corpos que encontramos no nosso dia-a-dia.

Experimento de Rutherford

Gostou dos vídeos sobre raios catódicos? Sim? Então, assista agora esse outro vídeo sobre a experiência de Rutherford. Aprenda mais sobre o modelo atômico.

<http://www.youtube.com/watch?v=ocJctcoYmXI&feature=related>.

O átomo é pequeno? O Universo é grande? Somos afinal, pequenos ou grandes?

Assista ao vídeo, cujo link está abaixo, e veja como somos ínfimos em relação ao Universo e veja como os átomos são ínfimos em relação a uma de nossas células. Observe que ser infinitamente pequeno ou infinitamente grande é uma questão de referencial. Tudo é relativo. Preste atenção às ordens de grandeza.

<http://www.youtube.com/watch?v=ae9Kwfh4T8&feature=related>

Atividade 2

Atende ao objetivo 2

a) O diâmetro de um átomo de carbono é de $1,5 \text{ \AA}$ ($\text{\AA} = 10^{-10} \text{ m}$). Quantos átomos de carbono poderiam ser alinhados lado a lado se comparados à ponta de um lápis, com $0,3 \text{ mm}$ de espessura?

b) Qual seria a massa de um pequeno cubo, de 1 cm de aresta, feito de um material com a densidade dos núcleos de um átomo?

Dado que: o volume (V) de um cubo de lado L é dado por $V = L^3$ e é 1 cm^3 .

Resposta Comentada

a) A primeira etapa que você deve tomar para resolver este exercício é converter os dois números dados à mesma unidade (metros):

$$1,5 \text{ \AA} = 1,5 \times 10^{-10} \text{ m} \quad 0,3 \text{ mm} = 0,3 \times 10^{-3} \text{ m} = 3 \times 10^{-4} \text{ m}$$

Dividindo os dois números, obtemos a resposta: $3 \times 10^{-4} / 1,5 \times 10^{-10} = 2 \times 10^6$ átomos de C. Portanto, são necessários dois milhões de átomos de carbono enfileirados lado a lado para se obter uma ponta de lápis comum!

b) Você precisa recordar a definição de densidade estudada ao final da Aula 1.

Então massa = densidade \times volume. A densidade dos núcleos da ordem de 10^{13} g/cm^3 .

Então,

$$\text{massa} = 1 \times 10^{13} (\text{g/cm}^3) \times 1 (\text{cm}^3) = 1 \times 10^{13} \text{ g} = 1 \times 10^{10} \text{ kg}$$

Para você ter uma ideia do que isso representa, um cubo de chumbo de

2.1. Identificando os átomos de um elemento: números atômicos e número de massa

mesmo volume tem massa igual a $11,34 \text{ g} = 11,34 \times 10^{-3} \text{ kg}$!

Um átomo de um dado elemento químico é caracterizado pelo seu número atômico, o qual é simbolizado pela letra Z .

O número atômico (Z) de um elemento é dado pelo número de prótons (p) presentes em seu núcleo.

Em um átomo, o número de elétrons é igual ao número de prótons. O átomo é chamado de neutro porque prótons e elétrons têm cargas de sinais opostos logo a soma de todas as cargas será nula.

O magnésio (Mg), por exemplo, tem 12 prótons em seu núcleo; logo, há doze elétrons em volta do núcleo. É possível remover ou adicionar um ou mais elétrons em um átomo. Tal movimento forma os íons, espécies químicas carregadas, que você vai estudar mais a frente. Podemos também encontrar átomos do mesmo elemento com números de nêutrons diferentes (os isótopos - tópico 2.2 desta aula). Em todos estes casos, o número de prótons não se altera.

Sendo assim, a identidade de um elemento é ditada somente pelo número de prótons, independentemente do número de elétrons ou de nêutrons.

O **número de massa**, representado pela letra **A**, de um elemento é dado pela soma do número de prótons (p) e do número de nêutrons (n) do átomo que representa esse elemento.

$$A = p + n$$

Uma notação conveniente para representar o número atômico z e o número de massa A de um elemento X qualquer é:



O oxigênio, por exemplo, que possui 8 prótons e 8 nêutrons, é representado por:



Uma notação mais compacta seria ^{16}O ou ainda oxigênio -16.

2.2. Tabela Periódica

Você já foi apresentado aos elementos químicos, seus símbolos e suas massas atômicas lá na aula 1.

Nessa aula, apresentamos mais detalhes, os quais estão contidos na Tabela Periódica. Nela, em cada quadro, o número atômico de um elemento, encontra-se acima do símbolo do elemento. À esquerda do símbolo, você pode observar que tem a eletronegatividade e, à direita, a distribuição eletrônica do elemento (veja **Figura 1.8** da Aula 1). Essas propriedades você irá aprender um pouco mais adiante. E, abaixo do símbolo você observa o valor da massa atômica, com duas ou três casas decimais, cujo valor você aprenderá a calcular no item 4 desta aula.

Veja na contra capa deste volume a tabela periódica e observe todos os detalhes mencionados para que você tenha um contato maior com eles.

Observe que, em geral, na tabela periódica, o número atômico Z de um dado elemento está acima do símbolo deste elemento. Mas como isto não é regra geral, você deve sempre procurar a legenda da tabela para saber a que se refere cada valor ali apresentado.

Mas preste bem atenção: não confunda a representação da Tabela com a representação do elemento químico dada acima, onde o Z está na parte esquerda inferior do símbolo.

Atividade 3

Atende ao objetivo 3

Com o auxílio da Tabela Periódica, determine o número de prótons, nêutrons e elétrons do átomo de:

a) $^{12}_6\text{C}$:

b) cobalto-60.

c) ^{131}I (iodo-131).

Resposta Comentada

Você precisa lembrar que:

- em um átomo, o número de prótons (p) é igual ao de elétrons (e).

- a soma do número de prótons (p) com o de nêutrons (n) é o número de massa (A) de um átomo. Sendo assim:

Neste caso, usou-se a notação A_ZX para representar o elemento C.

Para o ${}^{12}_6C \Rightarrow p = 6, e = 6, A = 12$ e $n = A - p = 6$.

b) Consulte a Tabela Periódica e descubra que o cobalto tem $Z = 27$; logo $p = 27, e = 27$. Como a massa dada é $A = 60$, então $n = 60 - 27 = 33$.

c) Consulte a Tabela Periódica e veja que o iodo tem $Z = 53$. Então, $p = 53, e = 53$. Como a massa dada é $A = 131$, então $n = 131 - 53 = 78$.

2.3. Isótopos de um elemento

No começo do século XIX, Dalton desenvolveu sua teoria atômica com base na ideia de que cada elemento era formado por átomos de uma só espécie.

Cerca de um século depois, Frederick Soddy (1897-1956) provou que o neônio (Ne) era formado por dois tipos de átomos diferentes. Alguns átomos tinham número de massa 20, e outros 22 (mais tarde foi descoberto um terceiro tipo de Ne, com $A = 21$). O número atômico do Ne é 10, logo existem 10 prótons. Assim, concluímos que os tipos distintos de Ne diferem no número de nêutrons.

Os tipos de átomo de um mesmo elemento que diferem entre si pelo número de nêutrons (mas têm o mesmo número de prótons) são os chamados **isótopos**.

Após a descoberta de Soddy, foram identificados muitos isótopos de outros elementos. Na verdade, são poucos os elementos que têm um só tipo de átomo. Mesmo o hidrogênio, o elemento mais leve que se conhece, tem três isótopos distintos, cujas propriedades estão listadas na **Tabela 8.4**

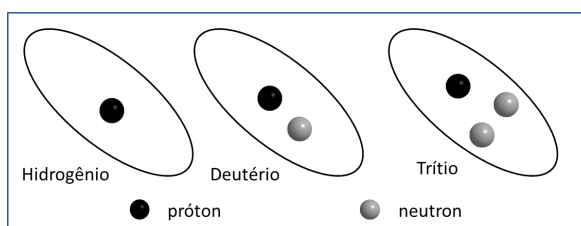
Tabela 8.4: Propriedades dos isótopos do hidrogênio.

| Isótopo | Nº atômico | Nº de massa | Nº de nêutrons |
|------------------|------------|-------------|----------------|
| ${}^1_1\text{H}$ | 1 | 1 | 0 |
| ${}^2_1\text{H}$ | 1 | 2 | 1 |
| ${}^3_1\text{H}$ | 1 | 3 | 2 |

O isótopo ${}^2_1\text{H}$ tem um nome e um símbolo especiais – é o deutério (D). A água deuterada é feita de deutério, no lugar do hidrogênio-1. O deutério é muito utilizado como marcador de substâncias químicas. Neste caso, substitui-se um ou mais átomos de ${}^1\text{H}$ por átomos de ${}^2\text{H}$; o composto resultante é mais pesado e o local onde o deutério entrou na molécula pode ser mapeado, dando informações estruturais sobre o composto de interesse.

O isótopo ${}^3_1\text{H}$ é o trítio (T). O hidrogênio é o único elemento químico a apresentar nomes distintos para seus isótopos.

Na **Figura 8.4** você pode visualizar os núcleos do deutério e do trítio. Embora, nos dois casos, o núcleo contenha um próton, o número de nêutrons muda, caracterizando os isótopos do elemento.



Fonte: Mendes & Campos

Figura 8.4: Os isótopos ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$ e ${}^3_1\text{H}$ do hidrogênio diferem no número de nêutrons no núcleo.

Isótopos importantes em aplicações biológicas são o cobalto-60 e o iodo-131. O cobalto-60 é um radioisótopo usado na teleterapia, uma espécie de radioterapia externa que consiste em irradiar o local onde está o tumor cancerígeno com raios-X ou raios gama de uma fonte externa contendo este elemento. O iodo-131 é utilizado em Medicina Nuclear para exames da tireóide.

Atividade 4

Atende ao objetivo 3

O oxigênio possui três isótopos, ^{16}O , ^{17}O e ^{18}O . Monte uma tabela semelhante à Tabela 8.3 para os isótopos do oxigênio.

Resposta Comentada

Você já sabe que o oxigênio tem $Z = 8$. Como os números de massa dos isótopos são 16, 17 e 18, o número de nêutrons em cada isótopo é de 8, 9 e 10, respectivamente. A tabela que você vai montar fica assim:

| Isótopo | Nº atômico | Nº de massa | Nº de nêutrons |
|-------------------|------------|-------------|----------------|
| $^{16}_8\text{O}$ | 8 | 16 | 8 |
| $^{17}_8\text{O}$ | 8 | 17 | 9 |
| $^{18}_8\text{O}$ | 8 | 18 | 10 |

3. Cálculo da Massa Atômica

Na Aula 1 você aprendeu o que é massa atômica. Entretanto, naquela aula, o átomo não tinha cargas e deste modo não tinha número atômico e nem número de massa. Não havia isótopos.

Nesta aula 8, você acabou de aprender que um elemento químico pode ser constituído de átomos de diferentes números de massa e isso, como você verá a seguir, modifica o cálculo da massa atômica. Vejamos como:

Já aprendemos que muitos elementos têm, pelo menos, dois isótopos que ocorrem naturalmente. Dessa forma, uma amostra desses elementos contém uma mistura de diferentes isótopos. A contribuição percentual dos isótopos de um determinado elemento químico é dada pelo valor da sua Abundância Percentual Isotópica.

O cloro, por exemplo, tem dois isótopos: o ^{35}Cl e o ^{37}Cl . As abundâncias percentuais de cada um desses isótopos são de 75,53% para o primeiro e

24,47% para o segundo. Uma amostra de átomos de cloro contém esses isótopos na proporção de suas abundâncias naturais. Então, a massa atômica do cloro é dada por:

$$35 \text{ u.m.a} \times 0,7553 + 37 \text{ u.m.a} \times 0,2447 = 35,5 \text{ u.m.a}$$

Observe que o valor da massa atômica do cloro foi obtido somando-se os produtos dos números de massa dos isótopos do cloro multiplicados pela fração que corresponde à abundância percentual de cada isótopo.

A massa atômica de um elemento é a média dos números de massa dos seus isótopos, ponderada pela abundância percentual de cada isótopo seu do elemento.

A unidade que expressa esse valor é u ou u.m.a (unidade de massa atômica)

Atividade 5

Atende ao objetivo 4

O cálcio (Ca) tem seis isótopos. Complete a tabela a seguir e calcule a massa atômica do cálcio.

| Isótopo | Abundância % | Número de u.m.a | u.m.a x % |
|-------------------------------|--------------|-----------------|-----------|
| ⁴⁰ Ca | 96,941 | | |
| ⁴² Ca | 0,647 | | |
| ⁴³ Ca | 0,135 | | |
| ⁴⁴ Ca | 2,086 | | |
| ⁴⁶ Ca | 0,004 | | |
| ⁴⁸ Ca | 0,187 | | |
| Total = [Σ (u.m.a x %)] /100 | | | |

Resposta Comentada

O número de u.m.a você obtém a partir do conhecimento do número de massa (A) do isótopo. Veja o exemplo do oxigênio -16 no texto acima.

| Isótopo | Abundância % | Número de u.m.a | u.m.a x % |
|--------------------------------|--------------|-----------------|-------------------------------|
| ⁴⁰ Ca | 96,941 | 40 | 3877,64 |
| ⁴² Ca | 0,647 | 42 | 27,174 |
| ⁴³ Ca | 0,135 | 43 | 5,805 |
| ⁴⁴ Ca | 2,086 | 44 | 91,784 |
| ⁴⁶ Ca | 0,004 | 46 | 0,184 |
| ⁴⁸ Ca | 0,187 | 48 | 8,976 |
| Total = [Σ (u.m.a x %)] / 100 | | | 4011,563/100 = 40,12 u.m.a |

Para o cálculo da massa atômica, devemos considerar a contribuição de todos os isótopos do Ca, ponderadas pelas suas abundâncias relativas.

Na Tabela Periódica o valor da massa atômica, que você observa, é resultado da média ponderada da massa de seus isótopos. Observe que os números de massa dos isótopos de um dado elemento não são encontrados na tabela periódica. É necessário especificar o elemento e procurar seus isótopos na literatura.

Conclusão

As experiências realizadas ao final do século XIX e começo do século XX mostraram que o átomo não é uma partícula maciça, como pensava Dalton, mas formado por muitas partículas com massa e cargas elétricas definidas. O modelo nuclear do átomo é o que vigora até hoje.

Atividade final 1

Atende ao objetivo 3

Complete a seguinte tabela:

| | | | | |
|------------------------------------|------------------|-----------------|----|----|
| Elemento químico (símbolo) | ⁵⁸ Ni | ³³ S | | |
| Número de prótons (p) | | | 10 | |
| Número de nêutrons (n) | | | 10 | 30 |
| Número de elétrons no átomo neutro | | | | 25 |

Dica: Utilize a tabela periódica fornecida neste volume para auxiliá-lo na resolução da questão.

Resposta Comentada

Você precisa consultar a Tabela Periódica para resolver este exercício, que é semelhante ao que foi feito na Atividade 3. Vamos considerar as informações contidas em cada coluna para completar a tabela fornecida.

A primeira coluna está ligada ao elemento níquel (Ni) que, pela Tabela Periódica, tem $Z = 28$. Então, para este elemento, $p = 28$ e sendo A , dado, e igual a 58, temos:

$A = p + n \Rightarrow n = A - p \Rightarrow n = 58 - 28 = 30$. O número de elétrons é igual ao número de prótons: 28.

A segunda coluna diz respeito ao elemento enxofre (S). A Tabela Periódica mostra que ele tem $Z = 16$. Assim, $p = 16$. Sendo A dado e igual a 33, temos que:

$n = A - p \Rightarrow n = 33 - 16 = 17$. O número de elétrons é 16.

A terceira coluna é a de um elemento com $p = 10$ (veja na Tabela Periódica que o elemento que tem $Z = 10$ é o Ne) e $n = 10$. Então, para este elemento, $A = 20$ e seu símbolo é ^{20}Ne e o número de elétrons é igual a 10.

Na quarta coluna, é dado o número de elétrons (25) e o número de nêutrons (30) do elemento. Então, $p = 25$ (o elemento é o Mn) e $A = 55 \Rightarrow$ símbolo = ^{55}Mn .

Juntando todas as informações, a tabela completa fica assim:

| Símbolo | ^{58}Ni | ^{33}S | ^{20}Ne | ^{55}Mn |
|------------------------------------|------------------|-----------------|------------------|------------------|
| Número de prótons | 28 | 16 | 10 | 25 |
| Número de nêutrons | 30 | 17 | 10 | 30 |
| Número de elétrons no átomo neutro | 28 | 16 | 10 | 25 |

Atividade final 2

Atende ao objetivo 4

O gálio (Ga) tem dois isótopos naturais: ^{69}Ga e ^{71}Ga . As massas destes isótopos, em u.m.a, são 68,929 e 70,925, respectivamente. Determine as abundâncias percentuais destes isótopos do Ga.

Resposta Comentada

Para resolver este exercício, você precisa lembrar que a massa atômica de um elemento é a média das massas atômicas dos isótopos do elemento, ponderada pela abundância relativa de cada isótopo. O valor da massa atômica listado na Tabela Periódica é o dessa média ponderada. Você pode verificar que o Ga tem massa atômica 69,723 (em u.m.a.). Então, podemos escrever:

i) Massa atômica (MA) Ga = (massa atômica ^{69}Ga × abundância relativa do ^{69}Ga) + (massa atômica ^{71}Ga × abundância relativa do ^{71}Ga)

ii) abundância relativa do ^{69}Ga + abundância relativa do ^{71}Ga = 100%

A expressão (ii) estabelece a relação entre as abundâncias relativas dos dois isótopos. Lembre-se que 100% = 1. Se você chamar de (y) a abundância relativa do ^{69}Ga , então a abundância relativa do ^{71}Ga será dada por (1 - y). Podemos assim reescrever a expressão (i) do seguinte modo:

$$[(\text{MA do } ^{69}\text{Ga}) (y)] + [(\text{MA do } ^{71}\text{Ga}) (1 - y)] = \text{MA do Ga}$$

Usando os dados do problema e as informações da Tabela Periódica, temos :

$$68,929 y + 70,925 (1 - y) = 69,723 \Rightarrow 68,929 y - 70,925 y = 69,723 - 70,925$$

Esta equação do primeiro grau tem a seguinte solução: $y = 0,6022$ ou 60,22%.

Assim, a abundância relativa do ^{69}Ga (y) é de 60,22% e a do ^{71}Ga ($1 - y$) é:
 $(1 - 0,6022) = 0,3978 = 39,78\%$.

Atividade final 3

Atende ao objetivo 3

Dadas as espécies químicas :



- 1) Quais representam átomos com igual número de prótons?
- 2) Quais representam átomos isóbaros? Pesquise antes de responder o que são átomos isóbaros e isótonos.
- 3) Determinar o número de nêutrons em cada espécie. Tem algum isótono?

Resposta Comentada

- 1) X e W porque ambos tem $Z = 53$
- 2) Y e Z pois ambos possuem o mesmo número de massa (isóbaros) $A = 40$.
- 3) $n = A - p$
 $X \Rightarrow 127 - 53 = 74$
 $Y \Rightarrow 40 - 20 = 20$
 $W \Rightarrow 131 - 53 = 78$
 $Z \Rightarrow 40 - 18 = 22$
Não há isótonos, pois não há dois elementos com igual número de nêutrons.

Observe que nesta atividade os valores de A e Z estão posicionados nos símbolos de modo diferente daquele que você aprendeu. Isso acontece muito.

Atividade final 4

Atende ao objetivo 3

Um átomo do elemento químico X é isótopo de _____ e isóbaro de _____.
Podemos concluir que X tem :----- prótons , ${}_{41}^{20}\text{Ar}$ nêutrons e ${}_{44}^{22}\text{Ar}$ número de massa.

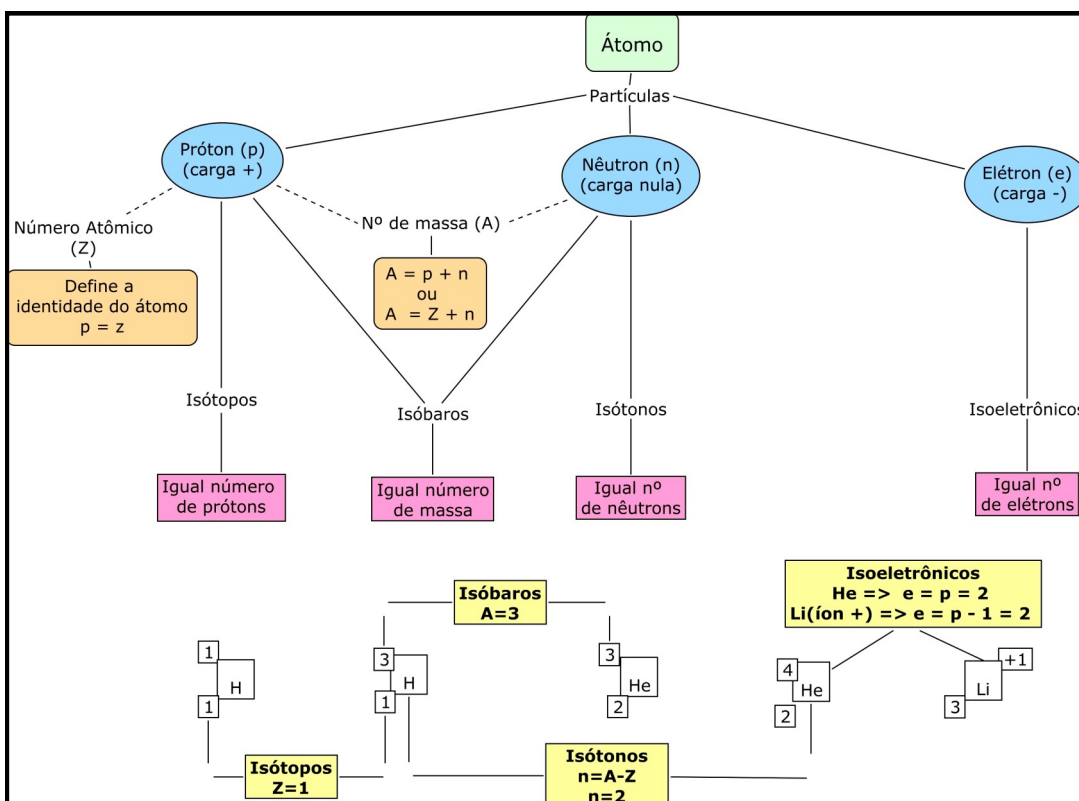
Resposta Comentada

O prótons (mesmo número de Z - isótopos), 24 nêutrons, pois sendo isóba-ro de B terá número de massa (A) = 44 $\Rightarrow n = A - p \Rightarrow n = 44 - 20 = 24$.

Resumo

- a estrutura do átomo é mais complexa do que se pensava quando o modelo atômico de Dalton foi elaborado.
- O átomo é formado por muitas partículas com propriedades distintas que se reúnem formando um núcleo denso rodeado pelos elétrons.
- O núcleo atômico pode conter um número diverso de nêutrons para o mesmo número de prótons, resultando em isótopos do elemento.
- A determinação da massa atômica de um elemento deve levar em consideração a existência dos isótopos.

Veja abaixo o mapa conceitual sobre alguns tópicos estudados neste capítulo.



Informações sobre a próxima aula

Na próxima aula você vai estudar a estrutura da eletrosfera, a região do átomo que contém os elétrons. Vamos descrever os modelos usados para descrever a distribuição dos elétrons nesta região.

Referências bibliográficas

ATKINS, P.; JONES, L., **Princípios de Química**. Questionando a vida moderna e o meio ambiente. Bookman, 1999.

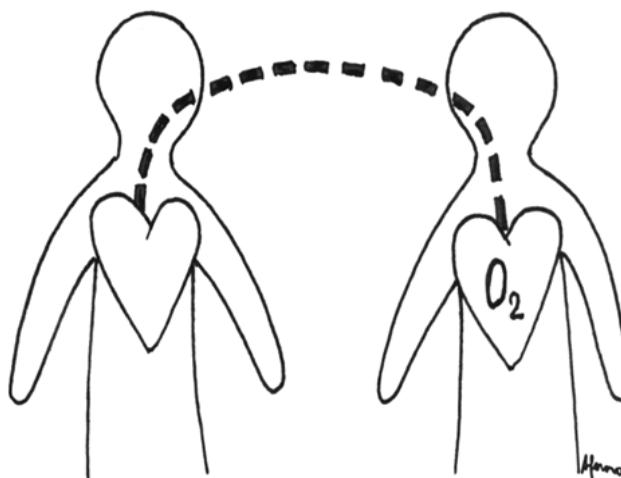
BRADY, James, E.; HUMISTON, Gerard, E. **Química Geral**. Vol 1. 1996.

RUSSEL, J.B. **Química Geral**. 2ª edição. McGraw-Hill do Brasil.

Um Pouco de Poesia ...

Oxigénio

Entras em mim
todo o dia,
alimentas o
pulmão.
Se não te
Temos à mão
entramos
em asfixia.
Tuas moléculas
aos pares
andam por aí
aos ares.
Um átomo
de oxigénio
da minha
hemoglobina
andou noutro
respirar.
Que sublime
maravilha:
este oxigénio
era teu,
anda agora
no meu
sangue.
Que partilha!...



Fonte: Livro “ *Quase Poesia Quase Química*” João Paiva, Centenário da Sociedade Portuguesa de Química, SPQ, 2012

<http://www.poesia.jcpaiva.net/quasepoesia/index.htm>



Licenciatura em Ciências Biológicas

Elementos de Química Geral

Carmen Lucia de Oliveira Mendes &
Mara Lucia Gomes de Campos

AULA 9

Estrutura Eletrônica dos Átomos

META

Descrever os modelos atômicos de Thomson, Bohr e Schrödinger, definir os números quânticos dos elétrons de um átomo e determinar as configurações eletrônicas dos átomos neutros e de íons.

OBJETIVO

Esperamos que, após o estudo do conteúdo desta aula, você seja capaz de:

1. caracterizar os elétrons, a partir de seus números quânticos;
2. determinar o número de orbitais atômicos em cada camada de um átomo;
3. escrever a configuração eletrônica de átomos e íons;
4. reconhecer a estrutura atômica, à luz do modelo atômico atual.



Nesta aula, vamos analisar a forma como os elétrons distribuem-se em torno dos núcleos nos diferentes átomos. Esta distribuição define a sua *estrutura eletrônica*.

Você vai ver no decorrer desta e das próximas aulas que a maioria das reações químicas ocorre através de interações entre os elétrons. O estudo de seu comportamento e de suas características torna-se, portanto, relevante no estudo da Química.

Na aula anterior, você viu que esta partícula, junto com o próton e o nêutron, faz parte da estrutura do modelo atual, diferenciando-se, entre outros fatores, na localização. Os primeiros encontram-se no núcleo e os elétrons na parte exterior ao núcleo, circundando-o, região denominada “eletrosfera”. As formas como os elétrons distribuem-se nesta região definem as propriedades do átomo.

1. Os Modelos de Thomson e Rutherford-Bohr

No começo do século XX, devido à descoberta das partículas subatômicas, houve muita especulação de como seria a estrutura do átomo. Sabia-se que era formado por partículas de carga positiva e de carga negativa (a existência do nêutron foi comprovada mais tarde), mas não se tinha ideia de como estas partículas arrumavam-se para formar seu arranjo estável característico.

Um modelo simples, proposto por J. J. Thomson sugeria ser o átomo uma esfera maciça, como no modelo de Dalton, porém carregada positivamente, onde as cargas negativas eram distribuídas uniformemente

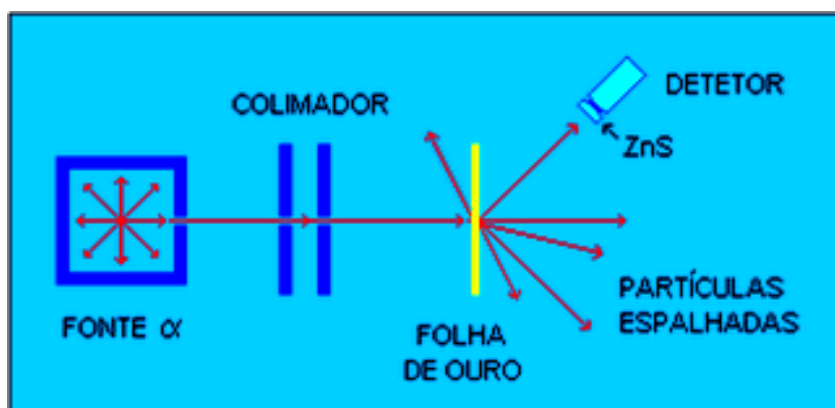
passas em um pudim. Este modelo inicial ficou conhecido como o “modelo do pudim de passas”, uma representação que define bem este modelo é o de um panetone, onde as passas ou frutas secas estão distribuídas no interior de uma grande massa. **Figura 9.1.**



Fontes: http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/f/ff/Plum_pudding_atom.svg/220px-Plum_pudding_atom.svg.png

http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/b/bd/Panettone_vero.jpg/220px-Panettone_vero.jpg

Experiências realizadas por Rutherford, por volta de 1909, mostraram que o modelo de Thomson era inconsistente. Nessas experiências, lâminas finas de ouro eram bombardeadas por um feixe de partículas α , que se sabiam serem carregadas positivamente (veja a Tabela 8.2 da aula anterior). Observe o comportamento do feixe na **Figura 9.2**:



Fonte: Mendes & Campos

Figura 9.2: Comportamento do feixe de partículas α ao incidir sobre uma fina lâmina de ouro. Rutherford bombardeou finas lâminas de ouro com partículas alfa (íons de He), emitidas pelo elemento radioativo polônio e observou como era o comportamento dessas partículas, após a colisão. O detector foi utilizado para medir a quantidade de partículas que atravessavam as folhas de ouro.

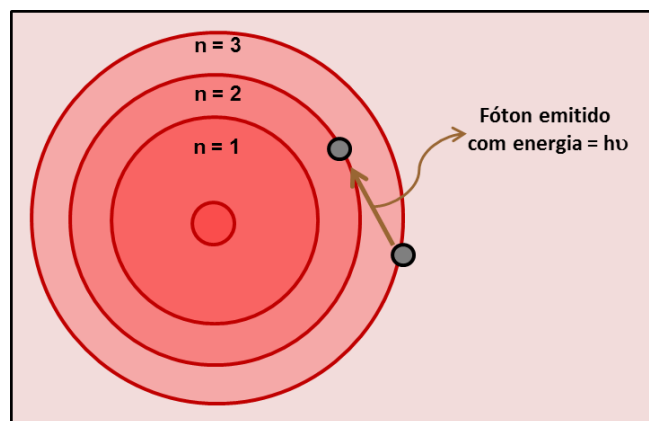
Rutherford verificou que a grande maioria das partículas atravessava a lâmina sem sofrer desvios, como se nada encontrassem em seu caminho. Observou também, que uma pequena fração era refletida (retornavam). Para explicar os resultados, Rutherford imaginou o átomo sendo constituído por um núcleo pequeno, contendo cargas positivas. Ele era localizado no centro de uma esfera muito maior na qual as cargas negativas, os elétrons, encontravam-se. Essas conclusões não eram consistentes com o modelo atômico de Thomson

Com essas conclusões, Rutherford estabeleceu, em 1911, o modelo nuclear do átomo (que já foi apresentado na aula anterior). Nesse modelo, o átomo contém um núcleo muito pequeno e denso, rodeado por elétrons, que se encontram bastante afastados dele.

O modelo de Rutherford foi aprimorado por Niels Bohr, em 1913. Bohr postulou que:

1. Os elétrons de um átomo giram em torno do núcleo em órbitas circulares concêntricas (como você pode visualizar na **Figura 9.3**), como planetas orbitando em torno do Sol.
2. Apenas certas órbitas são permitidas para um dado elétron. Isso significa que a distância entre um elétron e o núcleo do átomo não pode ter qualquer valor, mas somente certos valores permitidos.
3. Ao circular numa órbita permitida, a energia do elétron é constante. A cada órbita corresponde um **nível de energia (E)** característico. Os valores de energia permitidos ao elétron dependem de um número inteiro positivo n (que pode ser igual a 1, 2, 3, 4,...), chamado **número quântico**.
4. O elétron pode pular de uma órbita para outra. Ao pular, ele emite ou absorve energia correspondente à diferença ΔE entre o nível de energia inicial (E_i) e o final (E_f):

$$\Delta E = E_f - E_i$$



Fonte: Mendes & Campos

Figura 9.3: O modelo de Rutherford-Bohr. Neste modelo, os elétrons movem-se, no plano, ao redor do núcleo (em cinza, no centro da imagem), em órbitas definidas e ao mudarem de órbita emitem ou absorvem energia.

2. O Modelo atômico de Schrödinger

Cerca de dez anos após postulado o modelo de Bohr, um grupo de cientistas, notadamente Erwin Schrödinger, desenvolveu um novo modelo para explicar a estrutura eletrônica do átomo. Esse novo modelo está baseado nas leis da mecânica quântica e é obtido pela resolução de uma complicada equação matemática, a equação de Schrödinger, aplicada ao elétron no átomo.

As leis da mecânica quântica, estabelecidas principalmente por Werner Heisenberg (1901-1976) e Erwin Schrödinger (1887-1961) são, muitas vezes, bastante distintas das leis da mecânica clássica, propostas por Isaac Newton (1643-1727). Elas se aplicam a partículas de dimensões microscópicas, como os elétrons, átomos e moléculas. Segundo a mecânica quântica:

- As partículas possuem um caráter ondulatório (comportam-se como ondas). Esta característica fica tão mais evidenciada, quanto mais leve for a partícula.

- Uma partícula microscópica pode ser tratada como uma “onda de matéria”. O comportamento desta partícula é obtido, resolvendo-se uma equação de ondas, a equação de Schrödinger para a partícula.
- As soluções da equação de Schrödinger são funções matemáticas, conhecidas como funções de onda, representadas por Ψ (a letra grega *psi* maiúscula). A equação também fornece, quando resolvida, as energias possíveis da partícula.
- Nem sempre uma partícula pode ter qualquer valor de energia. Se a equação de Schrödinger fornecer apenas certos valores de energia, dizemos que a energia é quantizada.
- Devido ao caráter ondulatório da partícula, não podemos determinar exatamente e com total precisão a sua posição e sua velocidade num dado instante (esta afirmação é o princípio da incerteza de Heisenberg).

2.1. Orbitais atômicos

As soluções da equação de Schrödinger para um elétron em um átomo são denominadas *orbitais atômicos*. Os orbitais atômicos são funções de onda que descrevem o comportamento do elétron no espaço.

Segundo as leis da mecânica quântica, a probabilidade de encontrarmos um elétron em torno de um dado ponto do espaço depende do valor do orbital atômico naquele ponto do espaço. Assim, cada orbital descreve uma distribuição específica de onde se encontra o elétron no espaço. Além disso, um elétron, num dado orbital atômico, tem uma energia perfeitamente determinada, obtida pela solução da equação de Schrödinger.

2.2. Números quânticos

O modelo de Bohr introduziu um único número quântico para descrever a órbita de um elétron, o número quântico n , o qual define as órbitas circulares e a energia do elétron no átomo. Em contraste, os orbitais atômicos são caracterizados por três números quânticos n , ℓ e m_ℓ .

Estes números são obtidos da solução da equação de Schrödinger. A interpretação destes números só pode ser feita, resolvendo-se esta equação, o que está fora dos objetivos deste curso. Mas vamos resumir a seguir o tipo de informação dado por eles:

- O **número quântico principal (n)** está ligado ao tamanho e à energia do orbital. Só pode ter valores inteiros e positivos, ($n = 1, 2, 3, 4, \dots$). À medida que n cresce, o orbital torna-se maior e a probabilidade de encontrar o elétron mais afastado do núcleo aumenta. A energia do átomo é dada pelo valor de n .

Lembre-se que o elétron e o núcleo têm cargas opostas.

Quanto mais afastado o elétron, menor a atração entre ele e o núcleo; logo, maior a energia do elétron.

- O **número quântico de momento angular ou número quântico orbital (ℓ)** define a forma dos orbitais. Ele dá o valor do momento angular do átomo e só pode ter valores inteiros que vão de 0 até $(n - 1)$ para cada valor de n . Os valores de ℓ são representados por letras, segundo o quadro a seguir:

| | | | | |
|-----------------|---|---|---|---|
| Valor de ℓ | 0 | 1 | 2 | 3 |
| Letra usada | s | p | d | f |

- O **número quântico magnético (m_ℓ)** mede a componente do momento angular orbital do elétron ao longo de um eixo z arbitrário. Só pode ter valores inteiros entre ℓ e $-\ell$, incluindo zero.

Para melhor compreender o significado dos números quânticos ℓ e m_ℓ , você deve pensar no elétron, girando em torno do núcleo. O momento angular é uma grandeza ligada a este movimento. Esta grandeza é caracterizada pelo seu valor numérico (módulo), direção e sentido, sendo melhor representada por um vetor orientado no espaço.

- O **número quântico (S)**: Temos ainda um quarto número quântico, que difere dos demais por não estar relacionado ao orbital, mas a uma propriedade chamada “spin” que funciona como um **momento angular de spin**. Você verá mais sobre spin ao longo desta aula.

2.2.1. Camadas e subníveis eletrônicos

Em um átomo, o conjunto de orbitais com o mesmo valor de n define uma **camada eletrônica**. É comum representar as camadas com letras maiúsculas, segundo o seguinte quadro:

| Valor de n | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 |
|-------------------|---|---|---|---|---|---|---|
| Símbolo da camada | K | L | M | N | O | P | Q |

Por exemplo, todos os orbitais com $n = 3$ pertencem à camada M.

Os orbitais com mesmo valor de n e ℓ pertencem ao mesmo **subnível eletrônico**. Cada subnível é representado por um número (o valor de n) e uma letra (o valor de ℓ). Os orbitais com $n = 3$ e $\ell = 2$, por exemplo, são orbitais 3d e estão no subnível 3d.

O número de orbitais dentro de um subnível é o número de valores de m_ℓ possíveis para o valor de ℓ que caracteriza o subnível. Existem, por exemplo, cinco orbitais no subnível 3d, pois neste subnível, $\ell = 2$ e os valores possíveis de m_ℓ são -1, -2, 0, 1 e 2.

A **Tabela 9.1** apresenta os valores possíveis de ℓ e m_ℓ para as camadas correspondentes a $n = 1, 2$ e 3 . Você deve acompanhar cuidadosamente os dados desta tabela.

| n | Símbolo da camada | Valores possíveis de ℓ | Símbolo do subnível | Valores possíveis de m_ℓ | Número de orbitais no subnível | Número total de orbitais na camada |
|-----|-------------------|-----------------------------|---------------------|-------------------------------|--------------------------------|------------------------------------|
| 1 | K | 0 | 1s | 0 | 1 | 1 |
| 2 | L | 0 | 2s | 0 | 1 | 4 |
| | | 1 | 2p | -1, 0, 1 | 3 | |
| 3 | M | 0 | 3s | 0 | 1 | 9 |
| | | 1 | 3p | -1, 0, 1 | 3 | |
| | | 2 | 3d | -2, -1, 0, 1, 2 | 5 | |

Veja que:

- Na camada K ($n = 1$), existe somente um subnível, que contém um único orbital (o orbital 1s).
- A camada L ($n = 2$) tem quatro orbitais, distribuídos em dois subníveis: no primeiro subnível (2s) há um orbital (2s) e no segundo (2p) há três orbitais 2p. Os orbitais do subnível 2p diferem pelo valor de m_ℓ .
- A camada M ($n = 3$) contém ao todo nove orbitais, distribuídos em três subníveis: o primeiro contém um orbital (3s), o segundo contém três orbitais 3p e o terceiro, cinco orbitais 3d.

Generalizando as relações entre os possíveis valores dos números quânticos, podemos observar que:

1. Cada camada, caracterizada pelo número quântico n , contém exatamente n subníveis. Cada subnível corresponde a um dos valores permitidos de ℓ , de 0 até $n - 1$.
2. Cada subnível contém $2\ell + 1$ orbitais, cada um correspondendo a um dos valores possíveis de m_ℓ , que vão de $-\ell$ até $+\ell$.
3. O número total de orbitais em uma camada é n^2 .

Atividade 1

Atende aos Objetivos 1 e 2.

a) Estenda a **Tabela 9.1**, acrescentando os dados correspondentes a $n = 4$.

b) Determine o número de orbitais que se encontram nas camadas O e P.

Resposta Comentada

a) Inicialmente, você precisa caracterizar os números quânticos compatíveis com o valor de n dado. Sabemos que, para um dado valor de n são permitidos n valores de ℓ , que vão de 0 até $n - 1$; para cada valor de ℓ , são permitidos $2\ell + 1$ valores de m_ℓ , que vão de $+\ell$ até $-\ell$ de uma em uma unidade. Os valores de ℓ permitidos para $n = 4$ são 0, 1, 2 e 3. De posse desses valores, a **Tabela 9.1** pode ser estendida, incluindo-se os seguintes dados:

| n | Símbolo da camada | Valores possíveis de ℓ | Símbolo do subnível | Valores possíveis de m_ℓ | Número de orbitais no subnível | Número total de orbitais na camada |
|-----|-------------------|-----------------------------|---------------------|-------------------------------|--------------------------------|------------------------------------|
| 4 | N | 0 | 4s | 0 | 1 | 16 |
| | | 1 | 4p | -1, 0, 1 | 3 | |
| | | 2 | 4d | -2, -1, 0, 1, 2 | 5 | |
| | | 3 | 4f | -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3 | 7 | |

Observe que a camada N ($n = 4$) é formada por quatro subníveis. No subnível 4s, há apenas um orbital; no subnível 4p existem três orbitais distintos, que diferem pelo valor de m_ℓ ; da mesma forma, os cinco orbitais do subnível 4d e os sete orbitais do subnível 4f diferem pelos valores de m_ℓ .

b) Você deve lembrar que o número total de orbitais em uma camada é n^2 . Assim, teremos o seguinte resultado:

| Camada | O | P |
|----------------|----|----|
| Valor de n | 5 | 6 |
| Nº de orbitais | 25 | 36 |

Os orbitais da camada O ocupam as subníveis 5s (um orbital), 5p (três orbitais), 5d (cinco orbitais), 5f (sete orbitais) e 5g (nove orbitais). Os da camada P ocupam os subníveis 6s (um orbital), 6p (três orbitais), 6d (cinco orbitais), 6f (sete orbitais), 6g (nove orbitais) e 6h (onze orbitais). Cada orbital em um subnível difere dos demais pelo valor de m_ℓ .

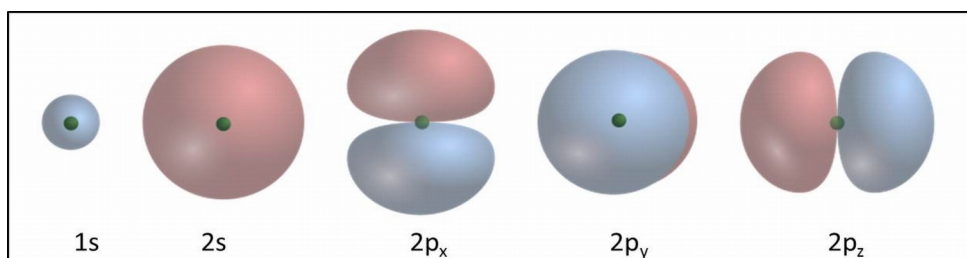
2.3 Forma e tamanho dos orbitais atômicos

A determinação rigorosa da forma e do tamanho de um orbital só pode ser feita, conhecendo-se a função matemática que o descreve, o que está fora dos objetivos deste curso).

A forma de um orbital depende do valor de ℓ e seu tamanho do valor de n . O tamanho de um orbital é normalmente definido por um contorno no espaço. Dentro desse contorno, há cerca de 90% de probabilidade de o elétron ser encontrado.

Orbitais s têm contornos esféricos. Na **Figura 9.4**, está representado o orbital 1s. À medida que n aumenta, o orbital torna-se maior e o elétron pode ser encontrado em distâncias cada vez maiores do núcleo

Orbitais p têm contornos com forma de halteres. A **Figura 9.4** mostra os orbitais 2p, que se orientam, cada um, ao longo dos eixos x, y, e z, respectivamente (observe que estamos falando em planos cartesianos, aqueles que você aprendeu em Matemática, no Ensino Médio).



Fonte: <http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/0/0f/S-p-Orbitals.svg/800px-S-p-Orbitals.svg.png>

Figura 9.4: Representação de um orbital s e dos orbitais $2p_x$, $2p_y$ e $2p_z$.

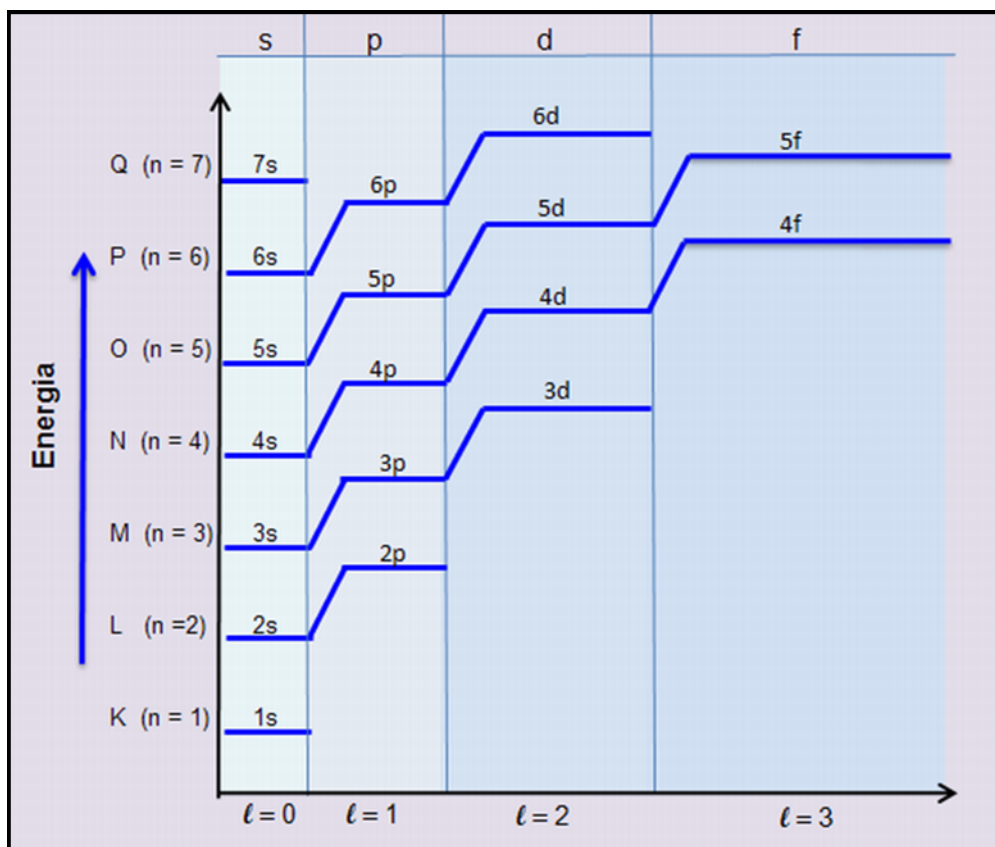
2.4. Energia dos orbitais atômicos

A energia de um elétron em um orbital atômico é obtida, resolvendo-se a equação de Schrödinger. De um modo geral, esta energia depende dos valores dos números quânticos n e de ℓ do orbital onde o elétron encontra-se (mas não depende de m_ℓ).

Portanto, é importante observar que:

- Quanto maior é o valor de n , maior é a energia do orbital. O orbital 1s, por exemplo, tem menor energia que o orbital 2s.
- Para orbitais com o mesmo valor de n , quanto maior o ℓ , maior é a energia do orbital. Os orbitais da camada $n = 3$, por exemplo, têm energia na seguinte ordem: $3s < 3p < 3d$.
- Em alguns casos, um orbital com menor valor de n tem energia maior que outro com n maior. Nesses casos, o valor de ℓ do orbital mais energético (de menor n) é maior que o do orbital menos energético (de maior n). Um exemplo é o que ocorre entre os orbitais 3d e 4s. Embora o último tenha n maior, é menos energético que o primeiro.

Estas observações permitiram a construção de uma escala de energia dos orbitais atômicos. Nessa escala, os orbitais são dispostos em ordem crescente de energia, conforme está apresentado na **Figura 9.5**



Fonte: Mendes & Campos

Figura 9.5: Diagrama de energia dos orbitais, o qual mostra a distribuição dos níveis e subníveis em ordem crescente de energia.

Você já aprendeu que são sete camadas existentes no modelo de Rutherford-Bohr (K, L, M, N, O, P e Q). Na **Figura 9.5**, essas camadas estão mostradas no lado esquerdo do gráfico e correspondem a níveis eletrônicos que estão colocados em ordem crescente de energia. Cada camada (e/ou nível energético = número quântico principal n) tem subníveis associados, os números quânticos secundários l (a saber: s, p, d e f), que também estão organizados em ordem crescente de energia. Vamos ver isso em exemplos:

Exemplo 1

A camada N ($n = 4$) contém os subníveis 4s, 4p, 4d e 4f. Assim, em ordem de energia é: $4f > 4d > 4p > 4s$.

Exemplo 2

Olhando a **Figura 9.5**, você pode colocar em ordem crescente de energia os seguintes subníveis **4d, 4f, 5p e 6s**. Vejamos como:

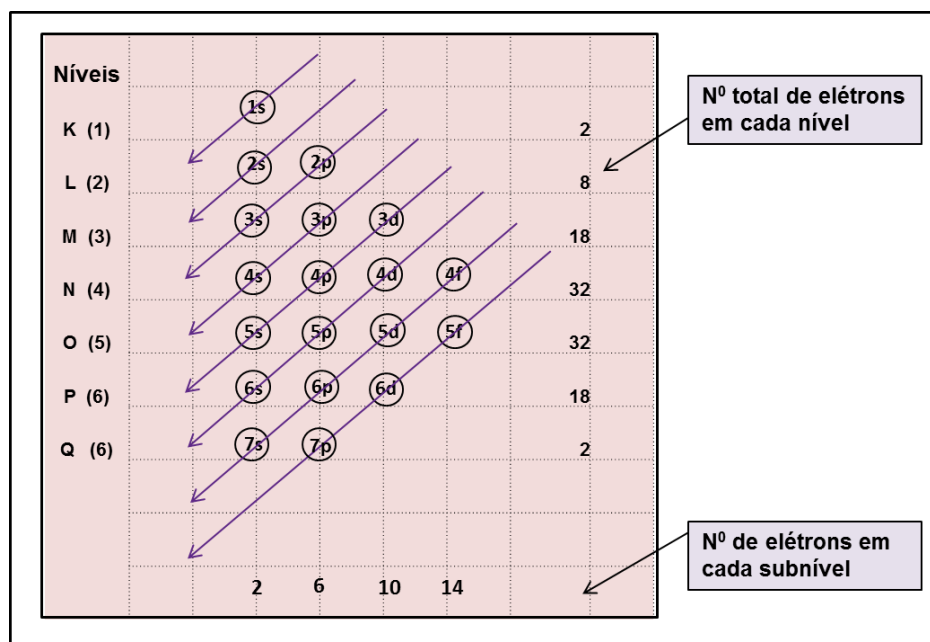
Observe que dentre eles, o subnível **4f** é o mais energético (observe a seta que indica a quantidade de energia, à esquerda). Imediatamente abaixo dele, temos os subníveis **6s, 5p, 4d** a ordem decrescente de energia. Sendo assim, a ordem correta é: $4d < 5p < 6s < 4f$.

Então, segundo a **Figura 9.5**, podemos dizer que o ordenamento dos orbitais obedece à sequência descrita a seguir:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < \dots$$

Para simplificar, Linus Pauling elaborou um diagrama que ficou conhecido como: **diagrama de Pauling** e que está apresentado na **Figura: 9.6**. É um **dispositivo mnemônico** que permite obter o ordenamento sem ter de memorizá-lo. Use-o sempre que necessário.

Dispositivo ou processo Mnemônico - É um conjunto de técnicas utilizadas para auxiliar o processo de memorização. Podem ser símbolos, gráficos, frases e esquemas que estejam associados ao que se deseja memorizar. A utilização desse tipo de dispositivo facilita a memorização e entendimento do conteúdo.



Fonte: Mendes & Campos

Figura 9.6: Diagrama de Pauling, indicando o ordenamento dos orbitais. A energia cresce no sentido das setas.

2.5. O spin do elétron

Além da massa e da carga, o elétron possui outra propriedade intrínseca, chamada **spin**. A natureza dessa propriedade é desconhecida, mas a forma como ela atua foi descrita por Wolfgang Pauli, através dos seguintes postulados:

- O spin funciona como um momento angular intrínseco, cujo valor é único para cada partícula elementar. Para o elétron, está associado ao número quântico $S = \frac{1}{2}$.

- Para o elétron, só existem duas projeções do spin, que são chamadas de α e β . À projeção α , corresponde o número quântico $S = +\frac{1}{2}$ ou \uparrow ; à projeção β , corresponde o número quântico $S = -\frac{1}{2}$ ou \downarrow .

A inclusão do spin faz com que, no átomo, cada elétron seja caracterizado por quatro números quânticos. Os três primeiros, n , ℓ e m_ℓ , dizem respeito ao orbital onde o elétron encontra-se; o último, S define se o spin do elétron é \uparrow ou \downarrow .

3. Configurações eletrônicas dos átomos

De acordo com o modelo de Bohr e os postulados da mecânica quântica, como poderíamos distribuir os elétrons em seus orbitais? Para responder a essa questão, devemos primeiro apresentar a você algumas regras (o princípio da estruturação) que permitirá que você faça a distribuição correta.

Imagine um átomo cujo núcleo possui número atômico Z . Se ele for neutro, você já sabe que ele tem Z elétrons, pois terá esse mesmo número de prótons (ou seja, Z). De acordo com o modelo quântico dos orbitais, esses elétrons irão se distribuir no átomo, segundo o *princípio da estruturação*.

3.1. O princípio da estruturação

O princípio da estruturação indica-nos que:

- Os elétrons ocupam os orbitais em ordem crescente de energia (dada pelo diagrama de Pauling).
- Nenhum orbital pode conter mais do que dois elétrons.
- Se um orbital contiver dois elétrons, os seus spins serão distintos (diz-se, nesse caso, que os elétrons estão **emparelhados**).

- d. Elétrons não se emparelham em um orbital, se outro de mesma energia estiver disponível. Ou seja, os elétrons só se emparelham em um orbital, quando todos os orbitais de mesma energia (no mesmo subnível) contiverem pelo menos um elétron.

Já falamos anteriormente sobre a regra (a). As regras (b) e (c) são consequências do *princípio da exclusão* de Pauling, que postula:

“Não há, em um átomo, dois elétrons com os quatro números quânticos iguais”.

3.2. Configurações eletrônicas

A distribuição dos elétrons nos orbitais, segundo o princípio da estruturação, determina a *configuração eletrônica* do átomo.

Configuração eletrônica é a ocupação dos elétrons nos orbitais, segundo o princípio da estruturação.

Para facilitar a construção das configurações eletrônicas, utiliza-se o *diagrama de orbitais*. Este consiste em caixinhas, representando os orbitais, as quais são arrumadas em ordem sequencial de energia. Os elétrons entram nas caixinhas, segundo as regras do princípio da estruturação, gerando a configuração eletrônica desejada. Para melhor compreensão, dê uma olhada nos exemplos a seguir:

Exemplo 3

O átomo de berílio tem $Z = 4$, tendo, portanto, quatro elétrons. A distribuição dos elétrons (cada qual representado por uma seta como dito anteriormente) é feita no seguinte diagrama de orbitais:



Os primeiros dois elétrons ficam emparelhados no orbital 1s e os outros dois no orbital 2s.

Observe que a colocação das setas começa com elas para cima. Isto é apenas uma representação, uma vez que somente através da mecânica quântica podemos determinar se o spin é $+\frac{1}{2}$ ou $-\frac{1}{2}$.

A configuração eletrônica é representada por Be: $1s^2 2s^2$

Exemplo 4

O átomo de carbono tem $Z = 6$, tendo seis elétrons. O diagrama de orbitais é:

| | | | | |
|----|----|---|----|--|
| 1s | 2s | | 2p | |
| ↑↓ | ↑↓ | ↑ | ↑ | |

Os quatro primeiros elétrons distribuem-se como no átomo de Be. Os dois restantes vão entrar em orbitais do subnível 2p. Pela regra (d) do princípio da estruturação, cada um vai entrar em um orbital 2p distinto, sem haver emparelhamento de elétrons.

A configuração eletrônica do átomo de carbono é C: $1s^2 2s^2 2p^2$

Exemplo 5

O átomo de oxigênio tem $Z = 8$. O diagrama de orbitais é:

| | | | | |
|----|----|----|----|---|
| 1s | 2s | | 2p | |
| ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ | ↑ | ↑ |

Vejam que o último elétron só se emparelha no subnível 2p depois que todos os orbitais desse subnível contiverem um elétron.

A configuração eletrônica do oxigênio é O: $1s^2 2s^2 2p^4$

Observe que, na distribuição eletrônica, a última camada eletrônica também denominada de *camada de valência*, nem sempre é a de maior energia (a última na distribuição de Pauling).

A camada de valência é uma camada muito importante, porque é através dela que as ligações químicas ocorrem. Você verá isso nas próximas aulas.

Atividade 2

Atende aos objetivos 1 e 2

Com a ajuda da Tabela Periódica, faça o diagrama de orbitais e a configuração eletrônica dos seguintes átomos:

Neônio (Ne)

Sódio (Na)

Cálcio (Ca)

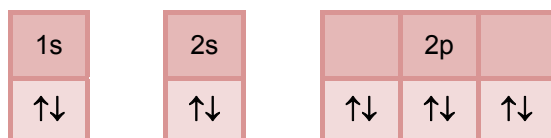
Ferro (Fe)

Resposta Comentada

Você precisa ter em mãos a tabela periódica para descobrir os números atômicos dos elementos dados no problema. Sabendo o valor de Z , você tem automaticamente o número de elétrons, contido no átomo. O próximo passo é conhecer o ordenamento dos orbitais atômicos em ordem crescente de energia.

Para isso, você pode utilizar tanto o método de ordenamento de orbitais em termos de energia, observando a **Figura 9.5**, ou o método mnemônico do diagrama de Pauling, **Figura 9.6**. A última etapa é aplicar as regras do princípio da estruturação. Sabendo disso, vamos aos exercícios:

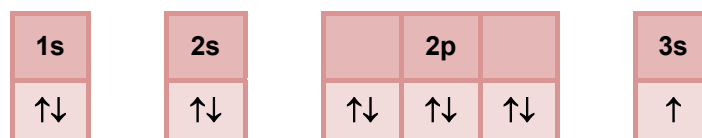
a) Como o Ne tem $Z = 10$, o átomo terá 10 elétrons. O diagrama de orbitais será:



A configuração eletrônica será $1s^2 2s^2 2p^6$.

Observe que, neste caso, todos os orbitais, de todas as camadas ocupadas, estão completamente preenchidos. Esta configuração eletrônica é típica dos *gases nobres*, como será discutido na próxima aula.

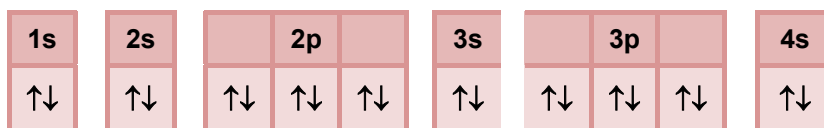
b) Como o Na tem $Z = 11$, o átomo de sódio terá 11 elétrons. O diagrama de orbitais será:



A configuração eletrônica será $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

Observe que o átomo de sódio tem um único elétron na última camada. Este tipo de configuração é comum ao lítio, rubídio e césio. Estes metais são denominados *metais alcalinos* e suas propriedades serão também discutidas na próxima aula.

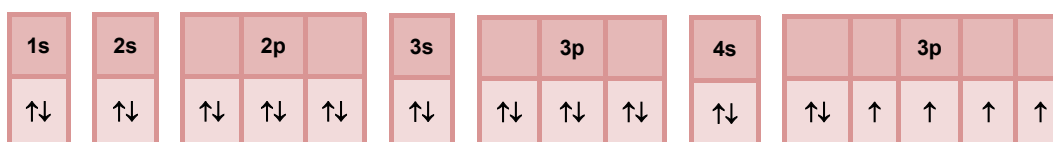
c) Como o Ca tem $Z = 20$, o átomo de cálcio terá 20 elétrons. O diagrama de orbitais será:



A configuração eletrônica será Ca: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.

Neste caso, há dois elétrons na camada mais externa do átomo. Este tipo de configuração é comum aos *metais alcalino-terrosos*: berílio, magnésio, cálcio, estrôncio e bário.

d) Como o Fe tem $Z = 26$, o átomo de Fe terá 26 elétrons. O diagrama de orbitais será:

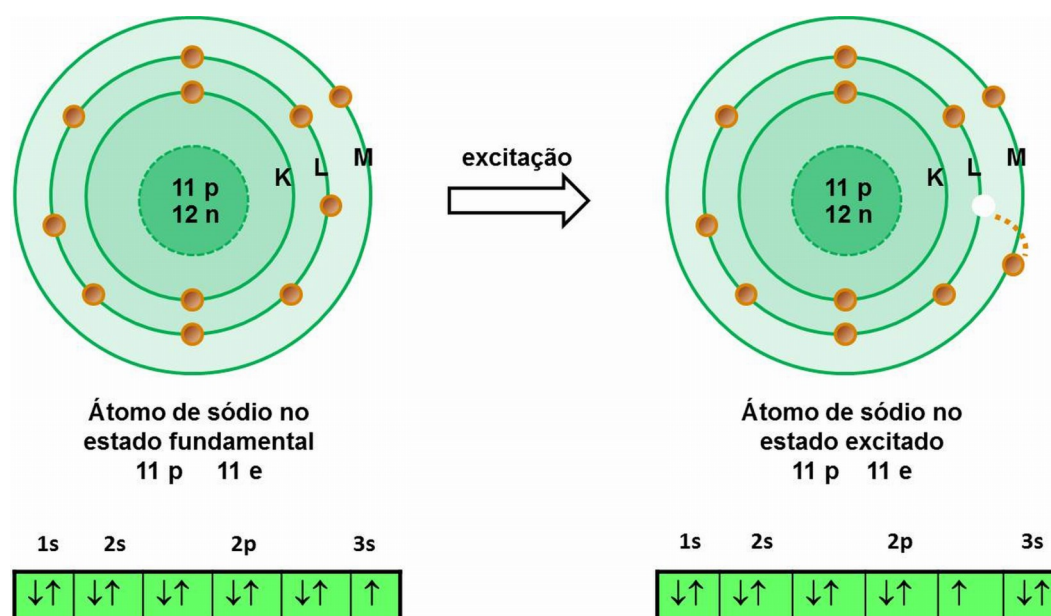


A configuração eletrônica será Fe: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$.

Diferente dos casos anteriores, a penúltima camada do átomo é que contém os elétrons de maior energia. Este é um caso típico de configuração eletrônica dos *metais de transição*, que ocupam boa parte da Tabela Periódica.

3.3. Estados excitados e formação de íons

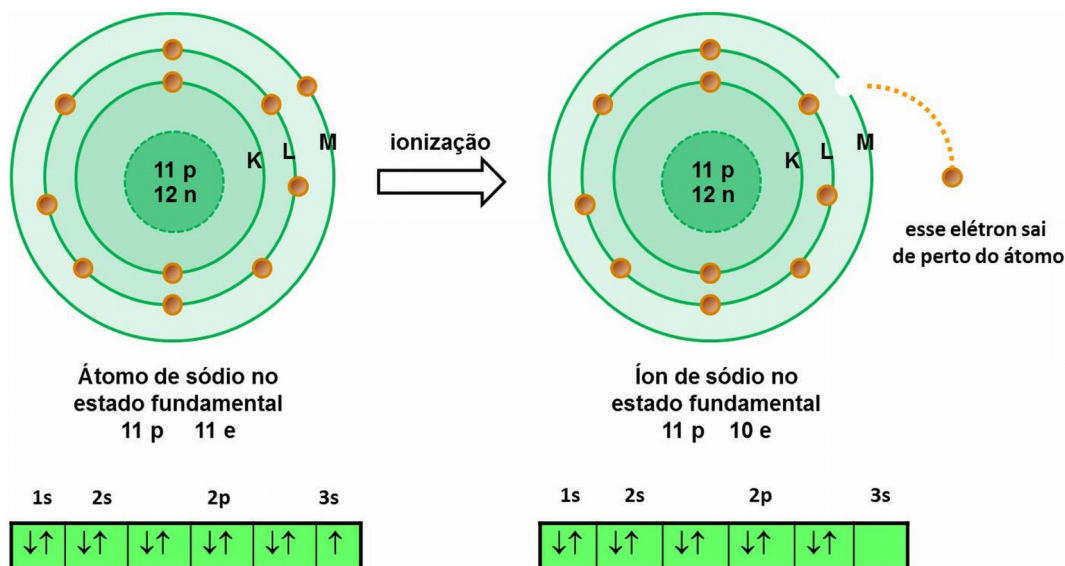
No átomo, todos os elétrons são encontrados nos níveis de energia mais baixos possíveis. Dizemos, nesse caso, que o átomo está no seu **estado fundamental**. Se o átomo absorver energia, na forma de luz ou por colisão com outros átomos, alguns elétrons podem passar para níveis de energia mais altos, ocupando orbitais mais energéticos (processo de excitação do átomo). Dizemos, então, que o átomo encontra-se num **estado excitado**.



Fonte: Mendes & Campos

Figura 9.7: Representação de um processo de excitação. Um átomo de sódio possui 11 elétrons, distribuídos em 3 camadas. Devido a algum evento sofrido por esse átomo, um de seus elétrons, localizado na camada L, passa para uma camada com maior energia (M). Essa mudança de órbita torna o átomo excitado.

Se a energia fornecida ao átomo for grande o suficiente para arrancar um ou mais elétrons, o átomo terá mais prótons que elétrons, ficando carregado positivamente. É possível, também, que um átomo receba um ou mais elétrons, ficando com mais elétrons do que prótons. Em ambas as situações, a carga elétrica global do átomo não é mais nula. Os átomos carregados positiva ou negativamente são denominados *íons*; portanto, tal processo de perda ou ganho de elétrons chama-se **ionização**.



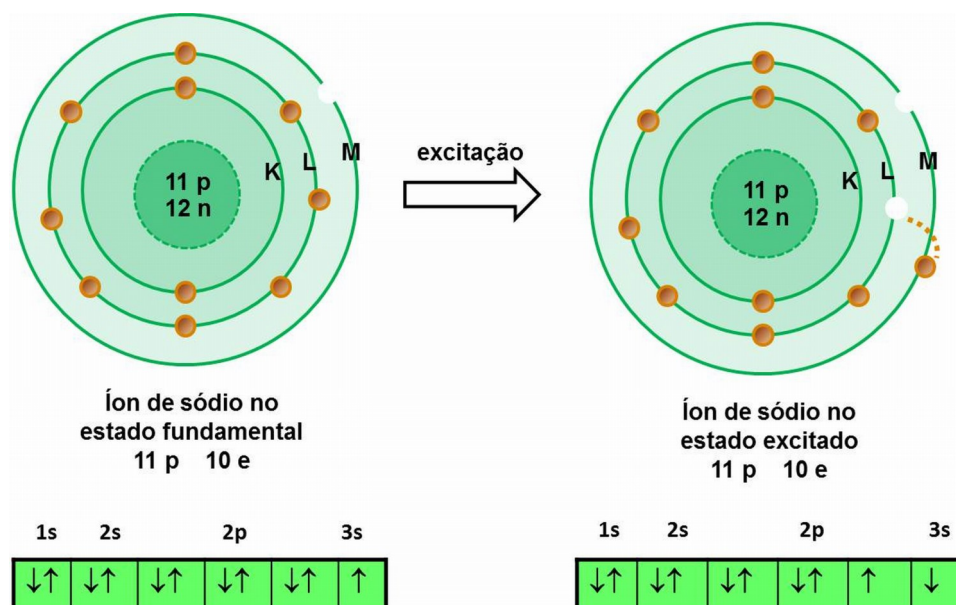
Fonte: Mendes & Campos

Figura 9.8: Representação de um processo de ionização. Um átomo de sódio possui 11 elétrons. Ao perder um deles, torna-se um íon carregado positivamente, pois possui mais partículas positivas (prótons) do que elétrons.

Um íon é uma espécie carregada, formada quando um átomo perde ou ganha elétrons. Um cátion é um íon com carga positiva e um ânion é um íon com carga negativa.

Observe que um íon pode estar no seu estado fundamental como o representado na **Figura 9.7** ou em um estado excitado. O processo de excitação de um íon é o mesmo do de um átomo. O íon pode ficar excitado, quando um de seus elétrons mudar de órbita. Ele, nesse processo, continua a ser um íon, mas seu estado não é o fundamental, conforme representado na **Figura 9.8**.

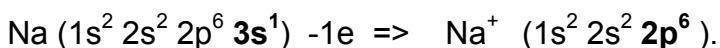
No íon Na^+ , o elétron da camada L sofre um processo de excitação e migra para a camada mais externa (M). Temos então o íon em estado excitado.



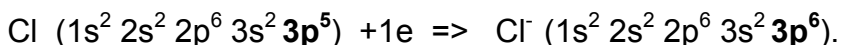
Fonte: Mendes & Campos

Figura 9.9: Processo de excitação do íon do sódio, onde um elétron da camada L desloca-se para a camada M.

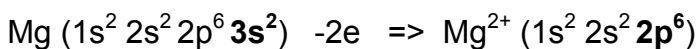
O sódio, por exemplo, quando perde seu elétron na camada 3s, forma o cátion Na^+ . Veja **Figura 9.8**.



O cloro, quando ganha um elétron, forma o ânion Cl^- .



O magnésio, quando perde dois elétrons, forma o cátion Mg^{2+} .



As espécies iônicas são muito importantes em Química e em Biologia. Muitos processos vitais são controlados por íons. Um exemplo importante é o equilíbrio entre os íons Na^+ e K^+ , presentes nas células: a diferença de concentração entre estes íons é responsável por manter o volume celular, tornar células nervosas e musculares eletricamente excitáveis e acionar o transporte de aminoácidos.

Atividade 3

- a) A configuração eletrônica de um certo átomo de magnésio ($Z = 12$) é dada pelo quadro a seguir:

| Camada | K | L | M | N | O |
|----------------|---|---|---|---|---|
| Nº de elétrons | 2 | 8 | 1 | 1 | |

O átomo está em seu estado fundamental? Justifique sua resposta.

- b) Obtenha a configuração eletrônica do íon sulfeto (S^{2-})

Resposta Comentada

O primeiro passo é escrever a configuração eletrônica do Mg no estado fundamental. Sendo $Z = 12$ (você obtém esta informação da Tabela Periódica), temos 12 elétrons no átomo no átomo. O diagrama de orbitais do átomo de Mg é:

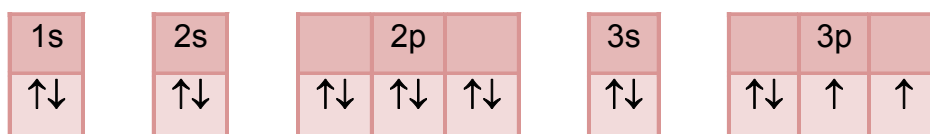
| | | | |
|----|----|----------|----|
| 1s | 2s | 2p | 3s |
| ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ ↑↓ ↑↓ | ↑↓ |

e a sua configuração eletrônica é Mg: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. Então, o número de elétrons em cada camada é dado pelo quadro a seguir:

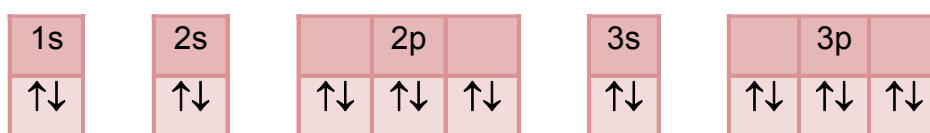
| Camada | K | L | M |
|----------------|---|---|---|
| Nº de elétrons | 2 | 8 | 2 |

Por comparação, vemos que a distribuição dada corresponde a um estado excitado do átomo, onde um elétron passou de um orbital da camada M para um orbital da camada N.

- b) O átomo de enxofre tem $Z = 16$ e configuração S: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. Esta configuração é obtida do seguinte diagrama de orbitais:



Observe os detalhes da distribuição: há dois elétrons desemparelhados no último subnível ocupado (lembra-se do princípio da estruturação?). A adição de dois elétrons leva ao diagrama a seguir e à configuração S^{2-} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Esta configuração é idêntica a do gás nobre Argônio (Ar), a qual você mesmo pode verificar!



4. Íons poliatômicos

Um íon poliatômico é um grupo de átomos, unido por ligações químicas e que tem uma carga elétrica. Eles são estáveis o suficiente para que o grupo, como um todo, participe da maioria das reações químicas sem se fragmentar. Algumas vezes, esses íons são formados a partir de moléculas pela retirada ou ganho, nestas, de um ou mais elétrons. Alguns exemplos de íons poliatômicos são listados na **Tabela 9.2** a seguir:

Tabela 9.2: Alguns íons poliatômicos

| Nome comum do íon | Fórmula | Nome comum do íon | Fórmula |
|-------------------|----------------|-------------------|---------------|
| Amônio | NH_4^+ | Nitrito | NO_2^- |
| Acetato | $C_2H_3O_2^-$ | Oxalato | $C_2O_4^{2-}$ |
| Carbonato | CO_3^{2-} | Permanganato | MnO_4^- |
| Bicarbonato | HCO_3^- | Peróxido | O_2^{2-} |
| Cianeto | CN^- | Fosfato | PO_4^{3-} |
| Clorato | ClO_4^- | Hidrogenofosfato | HPO_4^{2-} |
| Dicromato | $Cr_2O_7^{2-}$ | Sulfato | SO_4^{2-} |
| Hidroxila | OH^- | Sulfito | SO_3^{2-} |
| Hipoclorito | ClO^- | Hidrogenossulfito | HSO_3^- |
| Nitrato | NO_3^- | Tiosulfato | $S_2O_3^{2-}$ |

Conclusão

O modelo atômico de Schrödinger ou modelo dos orbitais atômicos é o mais adequado para descrever a complexa estrutura da eletrosfera do átomo. Embora baseado nas soluções de uma complexa equação matemática, permite caracterizar os elétrons do átomo por quatro números quânticos e descrever como os elétrons distribuem-se na eletrosfera.

Atividade final 1

Atende ao Objetivo 3

A configuração eletrônica de um certo íon é dada por X^+ : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4p^1$

- a) Identifique a espécie química X.
- b) Indique se o íon está no seu estado fundamental ou em um estado excitado.

Resposta Comentada

Para descobrir tal espécie, você precisa contar o número de elétrons do átomo e lembrar que a espécie dada é um cátion, obtido pela retirada de um elétron do átomo neutro X.

Sendo o número de elétrons, contidos em X^+ igual a 19, o átomo neutro (que tem o número de elétrons igual ao número atômico) contém 20 elétrons. Logo, $Z = 20$. Consultando a Tabela Periódica, você vai verificar que este é o número atômico do cálcio (Ca); a espécie química é o Ca^+ .

b) No seu estado fundamental, o Ca neutro tem a configuração eletrônica (veja a Atividade 2) Ca: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. O íon Ca^+ , em seu estado fundamental, tem a configuração Ca^+ : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. A configuração fornecida indica que o elétron mais externo do íon foi promovido do orbital 4s para um orbital 4p; trata-se, portanto, de uma configuração correspondente a um estado excitado do íon.

Atividade final 2

Atende aos Objetivos 1, 3 e 4

Para cada um dos elementos que você fez a distribuição eletrônica na Atividade 3, responda:

- a) qual a camada de valência?
- b) quantos elétrons há na camada de valência?
- c) qual o subnível mais energético?
- d) dê os quatro números quânticos para o último elétron do subnível mais energético.

Resposta Comentada

a) Neônio (Ne) $1s^2 2s^2 2p^6$ = Camada L (nível 2)

Sódio (Na) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ = Camada M (nível 3)

Cálcio (Ca) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ = Camada N (nível 4)

Ferro (Fe) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ = Camada N (nível 4)

b) Ne $1s^2 2s^2 2p^6$ = $(6+2) = 8e$

Na $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ = 1e

Ca: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ = 2e

Fe: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ = 2e

c) O subnível mais energético é o último na distribuição de Linus Pauling, uma vez que os mesmos estão distribuídos em ordem crescente de energia.

Ne = $2p^6$

Na = $3s^1$

Ca = $4s^2$

Fe = $3d^6$

d) Use a **Tabela 9.1** para auxiliá-lo na resolução desta questão.

Ne = $2p^6$ $\Rightarrow n = 2 \Rightarrow \ell = 1$ (orbital p) $\Rightarrow m_\ell = +1$ vide representação:

| | | |
|----------------------|----------------------|----------------------|
| | 2p | |
| $m_\ell = -1$ | $m_\ell = 0$ | $m_\ell = +1$ |
| $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ |

=> como foi dito anteriormente, o elétron mais energético é o último => $S = -1/2$.

Por analogia ao desenvolvimento acima, temos para os demais:

$\text{Na} = 3s^1 \Rightarrow n = 3 \Rightarrow \ell = 0$ (orbital s) $\Rightarrow m_\ell = 0$ vide representação:

| |
|--------------|
| 3s |
| $m_\ell = 0$ |
| \uparrow |

=> o elétron mais energético é o último => $S = +1/2$

$\text{Ca} = 4s^2 \Rightarrow n = 4 \Rightarrow \ell = 0$ (orbital s) $\Rightarrow m_\ell = 0$ vide representação:

| |
|----------------------|
| 4s |
| $m_\ell = 0$ |
| $\uparrow\downarrow$ |

=> o elétron mais energético é o último => $S = -1/2$

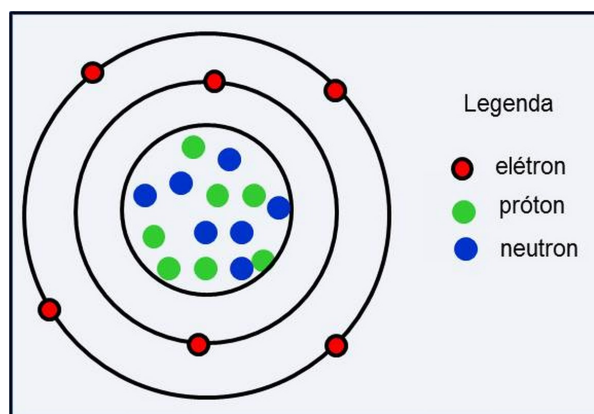
Observe que você não precisa fazer a caixinha para responder à questão, ela foi colocada aqui apenas para ilustrar o raciocínio. Segundo este esquema, o ferro fica:

$\text{Fe} = 3d^6 \Rightarrow n = 3 \quad \ell = 2 \quad m_\ell = -2, S = +1/2$

Atividade final 3

Atende ao Objetivo 4.

(G1 - cftmg 2010 - adaptada) Considere a espécie química esquematizada a seguir.



Fonte: Mendes & Campos

Sobre essa representação, concorde ou discorde com as afirmativas a seguir, justificando cada uma delas:

- a) possui um núcleo neutro.
- b) apresenta carga total negativa.
- c) representa a estrutura de um cátion
- d) contém partículas positivas na eletrosfera.

Resposta Comentada

- a) Falso, pois o núcleo é carregado positivamente, uma vez que os prótons são positivos e os nêutrons não possuem carga.
- b) Falso, pois apresenta 7 prótons e 6 elétrons; logo, tem uma carga positiva em excesso (cátion monovalente (+1)).
- c) Verdadeiro, pois a carga em excesso, sendo positiva, caracteriza um íon positivo, denominado cátion.
- d) Falso, a eletrosfera é a região do átomo que abriga apenas os elétrons que possuem cargas negativas.

Resumo

- A estrutura eletrônica dos átomos só pode ser compreendida, à luz da mecânica quântica.
- O elétron, em um átomo, é descrito por quatro números quânticos.
- Não há dois elétrons com os quatro números quânticos iguais.
- A configuração eletrônica é uma forma de identificar a distribuição dos elétrons, em torno do núcleo.
- Átomos que têm seus elétrons mudados de orbital são átomos excitados e átomos que perdem ou ganham elétrons são os íons. Os íons também podem sofrer processo de excitação e então se tornam íons excitados.
- Os íons poliatômicos, diferente dos íons monoatômicos (ex: Na^+ , Cl^- , H^+), podem ser formados a partir de moléculas.

Informações sobre a próxima aula

Na próxima aula, você vai aprender a analisar detalhadamente a Tabela Periódica e descobrir como funciona a lei periódica dos elementos.

Referências bibliográficas

ATKINS, P.; JONES, L., **Princípios de Química**. Questionando a vida moderna e o meio ambiente. Bookman, 1999.

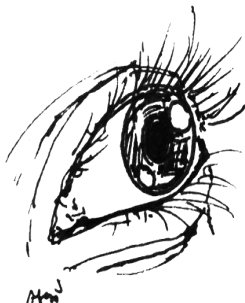
BRADY, James, E.; HUMISTON, Gerard, E. **Química Geral**. Vol 1. 1996.

RUSSEL, J.B. **Química Geral**. 2ª edição. McGraw-Hill do Brasil.

Um pouco de poesia...

Eletrão

Tantas voltas
quânticas
sem saber
nunca
onde estás?
(como eu).
Se te agarram
deixas de dar-te
a conhecer
(como eu).
Se te olham
ficas rubro
e deixas de ser
o que eras
(como eu).
Precisas de muitos
iguais para
te significar
(como eu).
Com teus pares
podes dar
luz
como eu...



Fonte: Livro “ *Quase Poesia Quase Química*” João Paiva, Centenário da Sociedade Portuguesa de Química, SPQ, 2012

<http://www.poesia.jcpaiva.net/quasepoesia/index.htm>



Licenciatura em Ciências Biológicas

Elementos de Química Geral

Carmen Lucia de Oliveira Mendes &
Mara Lucia Gomes de Campos

AULA 10

Propriedades Periódicas dos Elementos

META

Definir periodicidade, além de apontar, na Tabela Periódica:

- a localização dos elementos químicos segundo as suas disposições;
- como é determinado o número de elétrons de valência de um átomo de qualquer elemento representativo;
- a localização dos metais, os não metais, os elementos de transição e representativos;
- a tendência de os elementos químicos possuírem algumas propriedades.

OBJETIVO

Esperamos que, após o estudo do conteúdo desta aula, você seja capaz de:

1. caracterizar e localizar um elemento por sua posição na Tabela Periódica;
2. identificar se um elemento é representativo, de transição ou de transição interna pela sua configuração eletrônica;
3. comparar as principais propriedades dos elementos do mesmo período e do mesmo grupo;
4. reconhecer as principais propriedades periódicas dos elementos e sua relação com a posição destes na tabela.

The image shows a standard periodic table of elements, color-coded by groups. The title "Lei Periódica" is written in a cursive font on the right side of the table.

Várias propriedades físicas e químicas dos elementos variam periodicamente com o número atômico. O sódio, o potássio e o rubídio, por exemplo, têm a mesma reatividade frente à água e a mesma facilidade em formar cátions frente ao cloro. Esse fato é conhecido como *lei periódica*.

Nesta aula, você vai aprender a origem dessa lei e estudar as principais propriedades periódicas.

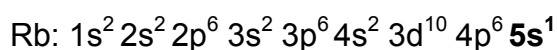
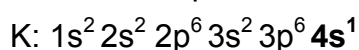
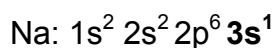
1. Periodicidade e Tabela Periódica

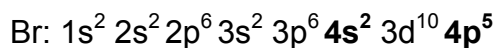
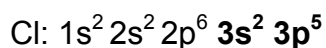
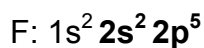
As propriedades físicas e químicas de um elemento dependem da distribuição dos elétrons em sua eletrosfera. Elementos com distribuições eletrônicas semelhantes comportam-se de forma semelhante em termos de reatividade e exibem propriedades físicas com um padrão perfeitamente definido. Essas propriedades variam com o número atômico de forma **periódica** (é a *lei periódica*).

Periódica

Que se reproduz com intervalos de tempos iguais ou que aparece em época certa. Na química, relaciona-se à repetição de comportamentos dos elementos em função da variação de seu número atômico.

Análise cuidadosamente as seguintes configurações eletrônicas:





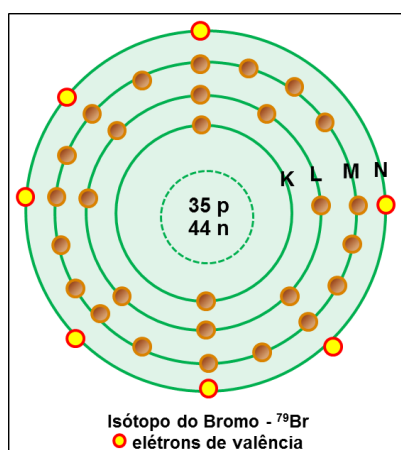
Camada N

O que você observa em relação à distribuição eletrônica desses elementos? Se você tivesse que agrupá-los segundo a sua última camada eletrônica quantos grupos você faria?



Fonte: http://www.sxc.hu/pic/m/a/ad/adamci/264245_whats_that.jpg

Você deve ter observado que os três primeiros elementos têm um único elétron na camada mais externa; os três últimos têm sete elétrons nessa camada. Veja a Figura 10.1. Logo, se você respondeu dois grupos, acertou!



Fonte: Mendes & Campos

Figura 10.1: Representação da camada de valência do isótopo do bromo 79. Esferas preenchidas representam os elétrons nas camadas internas, esferas vazadas representam os elétrons na camada de valência.

Os elétrons do subnível mais externo ocupado são os **elétrons de valência** e a camada que os contém é a **camada de valência** (última camada eletrônica).

Elementos com o mesmo número de elétrons de valência têm propriedades semelhantes. É o que acontece com o Na, o K e o Rb: eles têm a mesma reatividade frente ao cloro. Da mesma forma, F, Cl e Br possuem comportamentos semelhantes ao reagir com sódio.

Esse comportamento demonstra que há periodicidade. Pois observamos que com o aumento do número atômico dos elementos químicos, suas propriedades se apresentam semelhantes caso eles possuam o mesmo número de elétrons de valência.

Dessa forma, temos que: periodicidade é a repetição das propriedades dos elementos. Ela deriva da forma como os elétrons enchem os orbitais ou **subníveis s, p, d e f**. A Tabela Periódica é um recurso para arrumar os elementos de forma a exibir essa periodicidade (ou lei periódica).

A primeira organização consistente da Tabela Periódica foi proposta em 1869 por Dimitri Mendeleev. Existem várias versões dessa Tabela. Vamos utilizar a que acompanha este livro.

2. Períodos e Grupos

Atente para as definições importantes a seguir.

Período é o nome que se dá a cada linha (horizontal) da Tabela Periódica.

Os períodos são numerados de 1 a 7 conforme o número da última camada do elemento que é ocupada por elétrons. Por exemplo, um elemento do terceiro período tem elétrons até a camada $n = 3$ (camada M).

Grupo ou Família é o nome que se dá a cada coluna (vertical) da Tabela Periódica.

Existem diversos sistemas em uso para numerar os grupos da Tabela Periódica. No sistema recomendado pela IUPAC (*International Union of Pure and Applied Chemistry*), as colunas são numeradas, da esquerda para a direita, de 1 a 18. Um sistema anterior usava os números 1 a 8 e as letras A e B para separar os grupos em representativos e de transição. Mas essa numeração foi substituída e hoje é utilizada a numeração sequencial, porém ainda é comum encontrarmos as duas formas de representação.

É importante que nos acostumemos com a nova representação (Figura 10.2), pois algumas tabelas já não apresentam a forma antiga, e nos textos e publicações prevalece a última atualização.

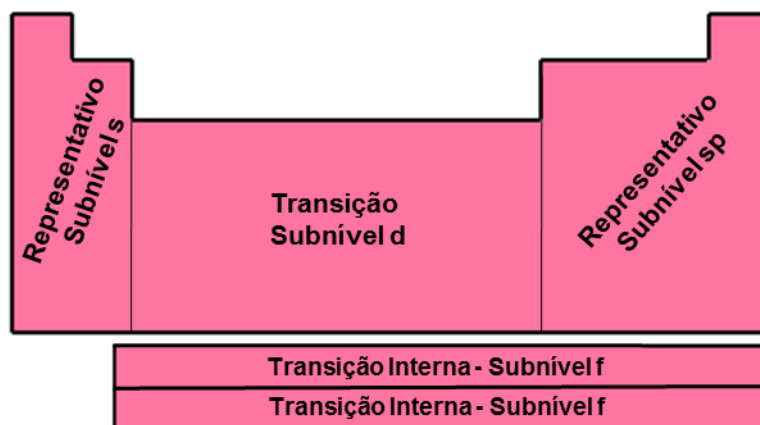
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|-----|---|---|---|---|---|---|---|---|---|----|----|----|--|----|----|----|----|----|
| | 1 | | | | | | | | | | | | | | | | | 18 |
| K 1 | | 1 | | | | | | | | | | | | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 |
| L 2 | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| M 3 | | | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | | | | | | |
| N 4 | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| O 5 | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| P 6 | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| Q 7 | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |

Fonte: Mendes & Campos

Figura 10.2: Tabela periódica - 18 grupos (linhas horizontais) e 7 períodos (colunas).

Observe que na Tabela Periódica a localização dos elementos é fixa. A exceção é o hidrogênio, que normalmente é alocado no grupo 1, apesar de não possuir as mesmas propriedades que os demais elementos deste grupo.

Os elementos também são separados em dois grandes grupos – Elementos Representativos e Elementos de Transição –, conforme você pode ver na Figura 10.3. Vamos conhecê-los.



Fonte: Mendes & Campos

Figura 10.3: Regiões de localização na Tabela Periódica dos diferentes tipos de elementos e seus subníveis correspondentes à camada de valência.

- **Elementos Representativos**

Os elementos ao longo de uma coluna pertencem ao mesmo grupo, ou família química. Os elementos dos grupos 1, 2 e 13 ao 18 são chamados de **representativos**. O último algarismo do número do grupo, que aparece no topo de cada coluna, indica o número de elétrons de valência de cada membro do grupo. Nesses elementos, a camada mais energética é sempre a camada mais externa.

Exemplo: Os membros do grupo 13 são o boro (B), o alumínio (Al), o gálio (Ga), o índio (In) e o tálio (Tl). Todos têm três elétrons na camada de valência.

- **Elementos de Transição**

Os elementos dos grupos 3 ao 10 estão em quatro linhas no meio da Tabela Periódica; são chamados de **elementos de transição**, ou metais de transição. Muitos exibem propriedades químicas semelhantes, não só nos grupos, mas também ao longo dos períodos. Isso se deve ao fato de que os últimos elétrons da distribuição de energia dos átomos desses elementos ocupam uma camada que não é a mais externa.

Os elementos de transição são divididos em dois grupos: elementos de **transição externa** (subnível d) e elementos de **transição interna** (subnível f).

Vamos conhecê-los.

- **Transição Externa ou apenas Transição**

Uma característica desses elementos é que os elétrons de maior energia ocupam a penúltima camada eletrônica e o subnível mais energético é o d.

Exemplo:

Nos elementos de transição do quinto período, os orbitais 5s são preenchidos antes dos orbitais 4d. Assim, os últimos elétrons não se encontram na camada mais externa (camada O, $n = 5$), mas sim na camada imediatamente anterior a ela (camada N, $n = 4$), e o subnível mais energético é o 4d. Veja a distribuição dos elementos do 5º período, zircônio e molibdênio.

Distribuição eletrônica do Zircônio $_{40}\text{Zr}$:

| | | | | | | | | | |
|--------|--------|--------|--------|--------|--------|-----------|--------|--------|--------|
| $1s^2$ | $2s^2$ | $2p^6$ | $3s^2$ | $3p^6$ | $4s^2$ | $3d^{10}$ | $4p^6$ | $5s^2$ | $4d^2$ |
|--------|--------|--------|--------|--------|--------|-----------|--------|--------|--------|

Distribuição eletrônica do Molibdênio $_{42}\text{Mo}$:

| | | | | | | | | | |
|--------|--------|--------|--------|--------|--------|-----------|--------|--------|--------|
| $1s^2$ | $2s^2$ | $2p^6$ | $3s^2$ | $3p^6$ | $4s^2$ | $3d^{10}$ | $4p^6$ | $5s^1$ | $4d^5$ |
|--------|--------|--------|--------|--------|--------|-----------|--------|--------|--------|

- **Transição Interna**

Finalmente, os **elementos de transição interna** são os que correspondem às duas fileiras na parte inferior da tabela. A primeira fileira é a dos lantanídeos e a segunda é a dos actinídeos. Observe que no corpo principal

da tabela há uma lacuna entre os elementos bário (Ba) e o háfnio (Hf) e outra entre o rádio (Ra) e o kurchatóvio (Ku). Essas lacunas correspondem aos **lantanídeos** e os **actinídeos** respectivamente. Nestes elementos, as duas últimas camadas começam a ser preenchidas antes da antepenúltima e o subnível mais energético é o f.

Por exemplo, nos lantanídeos, os últimos elétrons ocupam a camada 4, embora a última camada seja a $n = 6$.

Distribuição eletrônica do promécio ${}_{61}\text{Pm}$:

| | | | | | | | | | | | | |
|--------|--------|--------|--------|--------|--------|-----------|--------|--------|-----------|--------|--------|--------|
| $1s^2$ | $2s^2$ | $2p^6$ | $3s^2$ | $3p^6$ | $4s^2$ | $3d^{10}$ | $4p^6$ | $5s^2$ | $4d^{10}$ | $5p^6$ | $6s^2$ | $4f^5$ |
|--------|--------|--------|--------|--------|--------|-----------|--------|--------|-----------|--------|--------|--------|

Lembre-se que:

- para os elementos representativos, os elétrons de maior energia ocupam a última camada;
- para os de transição, ocupam a penúltima;
- para os de transição interna, a antepenúltima..

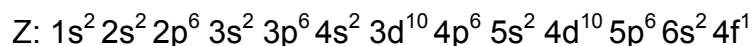
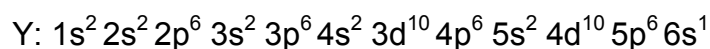
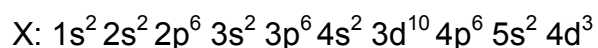
Atividade 1

Atende ao objetivo 1

a) Complete a tabela a seguir consultando a Tabela Periódica:

| Elemento | Período | Grupo | Representativo? | Transição? | Transição interna? |
|--------------|---------|-------|-----------------|------------|--------------------|
| Cobalto (Co) | 4 | | | | |
| Iodo (I) | | | | | |
| Prata (Ag) | | 11 | | | |
| Selênio (Se) | | | | | |
| Urânio (U) | | | Não | Não | Sim |

b) As configurações eletrônicas de três elementos X, Y e Z são dadas a seguir:



Identifique o elemento representativo, o de transição e o de transição interna.

Resposta Comentada

a) Para realizar esta atividade, você precisa consultar a Tabela Periódica, localizar cada elemento e verificar a numeração do período e do grupo do elemento. A tabela completa é a que segue:

| Elemento | Período | Grupo | Representativo ? | Transição ? | Transição interna? |
|--------------|---------|----------------------|---------------------|----------------|-----------------------|
| Cobalto(Co) | 4 | 9 | Não | Sim | Não |
| Iodo (I) | 5 | 17 | Sim | Não | Não |
| Prata (Ag) | 5 | 11 | Não | Sim | Não |
| Selênio (Se) | 4 | 16 | Sim | Não | Não |
| Urânio (U) | 7 | 3 ou Acti- nídeos | Não | Não | Sim |

b) Para responder a esta questão, veja o Box de Atenção anterior.

No elemento X, o orbital 5s é preenchido antes dos orbitais 4d (pois estes têm energia maior que aquele, pelo diagrama de Pauling visto na aula anterior). Assim, os elétrons mais energéticos não estão na última camada ($n = 5$) e sim na penúltima ($n = 4$). Trata-se de um metal de transição.

No elemento Y, a última camada ($n = 6$) é a mais energética. Trata-se de um elemento representativo.

- **Metais Alcalinos Terrosos:** os metais alcalinos terrosos pertencem ao grupo 2 e possuem dois elétrons na camada de valência. Também possuem caráter metálico e alta reatividade.
- **Calcogênios:** pertencem ao grupo 16 da Tabela Periódica, possuem seis elétrons na camada de valência e apresentam caráter não metálico.
- **Halogênios:** localizam-se no grupo 17 da Tabela Periódica, possuem sete elétrons na camada de valência e caráter não metálico.
- **Gases Nobres:** pertencem ao grupo 18 e possuem oito elétrons na camada de valência, o que lhes confere alta estabilidade.

3.1. Metais e não metais

Várias propriedades dos elementos permitem que os classifiquem em **metais e não metais**. Você deve estar familiarizado com algumas dessas propriedades. Vamos listá-las na Tabela 10.1.

Tabela 10.1: Algumas propriedades dos metais e dos não metais

| Propriedade | Metais | Não metais |
|------------------------|------------|------------|
| Brilho | Brilhantes | Opacos |
| Densidade | Alta | Baixa |
| Ponto de Fusão | Alto | Baixo |
| Condutividade elétrica | Alta | Baixa |

Os metais se encontram à esquerda e no centro da Tabela Periódica, com exceção do hidrogênio, que normalmente é colocado junto com o grupo 1, apesar de não ser um metal. Os não metais ficam à direita. Veja a Figura 10.5.

Entretanto, a fronteira entre esses dois tipos de materiais não é nítida, e alguns elementos possuem características intermediárias, o que por algum tempo os levou a ser considerados como metaloides ou semimetais. Atualmente, essa denominação não é mais recomendada pela IUPAC, e esses elementos foram reclassificados como metais e não metais.

| | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|---|---|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|----|
| 1 | 2 | | | | | | | | | | | | | | | | 18 |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | |

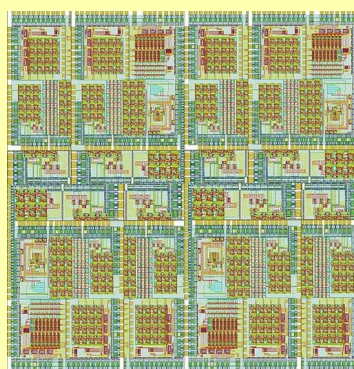
metais
 não metais

Fonte: Mendes & Campos

Figura 10.5: Apresentação da Tabela Periódica indicando a localização dos metais (em branco) e não metais (em laranja).

O computador que você está utilizando funciona devido aos circuitos integrados como os representados na figura ao lado.

Ela mostra a arquitetura interna de um microprocessador dedicado para processamento de imagens de ressonância magnética.



Fonte: <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:InternalIntegratedCircuit2.JPG>

Os microprocessadores são dispositivos eletrônicos feitos à base de semicondutores, como o silício e o germânio. Suas características intermediárias entre metal e não metal propiciam essa utilização. Anteriormente, ambos foram classificados como semimetais; hoje, o silício passou a ser classificado como não metal e o germânio como metal.

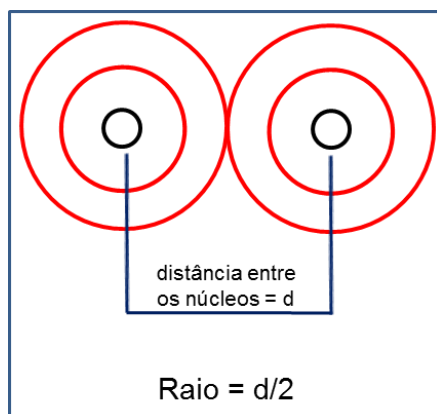
4. Propriedades Periódicas dos Elementos

Vamos, a partir de agora, ilustrar a lei periódica pela análise de algumas propriedades importantes dos elementos. O estudo dessas propriedades mostrará, também, as diferenças entre metais e não metais.

4.1. Raio Atômico

É impossível medir o tamanho exato de um átomo, pois ele não é uma esfera maciça, como pensava Dalton. Lembre-se que os elétrons ocupam os orbitais atômicos, que são funções matemáticas que se espalham pelo espaço. Embora haja regiões de maior probabilidade de o elétron ser encontrado quando em um orbital, ele pode também estar localizado em regiões além daquela de maior probabilidade. Dessa forma, a definição do tamanho do átomo é ambígua, e há várias maneiras práticas de determinar essa grandeza.

Uma delas, e muito usada, é a de definir o raio atômico tomando-se a metade da distância entre os núcleos dos átomos que estão adjacentes em um composto. A Figura: 10.6 ilustra o procedimento, usando a molécula de cloro.



Fonte: Mendes & Campos

Figura 10.6: A distância entre dois átomos permite obter seu raio.

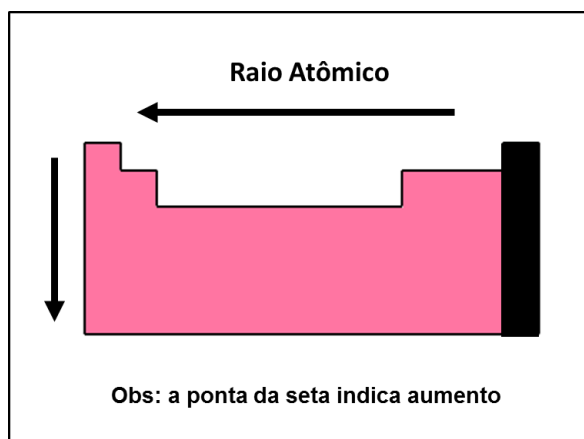
Observa-se que, ao longo da Tabela Periódica, o raio atômico:

- **aumenta ao longo de um grupo;**
- **diminui ao longo de um período.**

Isso ocorre porque, ao longo dos grupos, temos um aumento das camadas eletrônicas. Como o tamanho do átomo é medido pela distância do seu núcleo à eletrosfera, quanto mais camadas o átomo tiver, maior será o seu raio.

Nos períodos, os elementos apresentam o mesmo número de camadas eletrônicas. Portanto, o que vai influenciar no tamanho do raio vai ser a atração entre as cargas positivas e negativas do átomo. Logo, quanto maior o seu número atômico (cargas positivas), maior a atração com os elétrons (cargas negativas), reduzindo assim o seu raio.

Acompanhe essa tendência pelo gráfico ilustrativo apresentado na Figura: 10.7. Observe que os metais mais à esquerda e mais abaixo na Tabela Periódica devem ter os maiores raios atômicos, e os não metais da parte superior da tabela têm os menores raios atômicos.



Fonte: Mendes & Campos

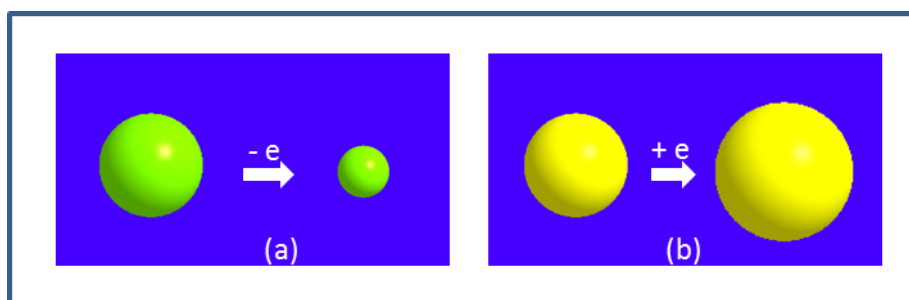
Figura 10.7: Variação do raio atômico com o número atômico ao longo dos grupos e períodos.

4.2. Raio Iônico

Quando elétrons são acrescentados ou retirados de um átomo, o íon formado tem seu tamanho modificado. O tamanho de um íon depende:

- da carga do núcleo;
- do número de elétrons do íon;
- dos orbitais em que os elétrons mais externos se encontram.

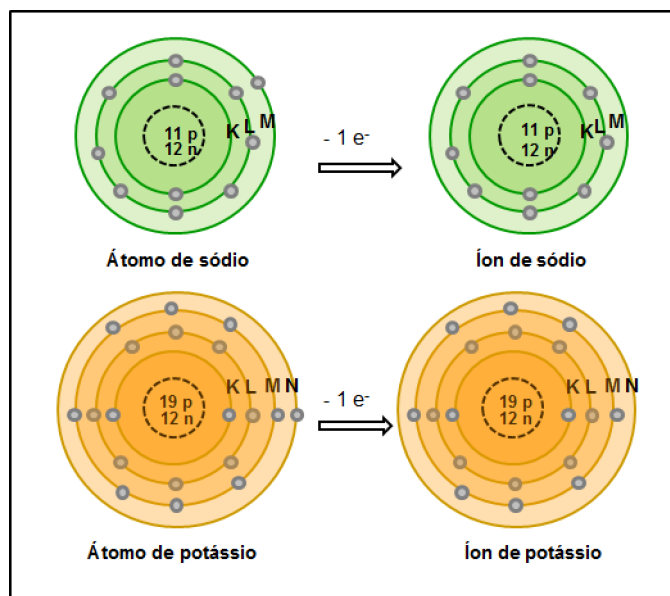
É mais interessante comparar o tamanho do íon em relação ao átomo que deu origem a ele. Observe a Figura 10.8. Ela ilustra o que ocorre em um átomo quando elétrons são retirados ou adicionados. A formação de um cátion implica na retirada de um ou mais elétrons de orbitais mais afastados do núcleo. Isso diminui a repulsão entre os elétrons restantes e aumenta a atração deles pelo núcleo. O oposto é verdadeiro para os íons negativos: quando elétrons são adicionados para formar um ânion, o aumento da repulsão entre eles faz com que se espalhem mais no átomo.



Fonte: Mendes & Campos

Figura 10.8: (a) Formação do cátion: a retirada de elétrons faz o átomo diminuir; (b) Formação do ânion: a adição de elétrons faz o átomo aumentar.

Finalmente, devemos considerar o tamanho de íons de mesma carga e mesma família química ou grupo da Tabela Periódica. Tal como o raio atômico cresce ao longo de um grupo, o tamanho do íon deve acompanhar essa tendência, pois cada elemento de uma mesma família tem elétrons mais externos em camadas com n crescentemente maior. Os íons gerados terão a mesma carga, mas seu tamanho cresce ao longo do grupo. Veja a Figura 10.9.



Fonte Mendes & Campos

Figura 10.9: A perda de um elétron transforma um átomo neutro em um íon.

Vamos resumir essas ideias.

- **Cátions são menores que os átomos que os originaram.**
- **Ânions são maiores que os átomos que os originaram.**

Íons de uma mesma família têm a mesma carga e aumentam de tamanho ao longo de seu grupo na Tabela Periódica.

Acompanhe o exemplo a seguir para verificar se ficou tudo claro.

Exemplo:

Observe como átomos e íons são arranjados em ordem decrescente de tamanho.

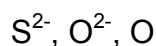
Na^+ , K^+ e K .

Sabemos que os cátions são menores que seus átomos de origem. Sendo assim: $\text{K} > \text{K}^+$. O Na^+ e o K^+ são íons de elementos do mesmo grupo, com o potássio no período $n = 4$ e o sódio com $n = 3$. Logo, $\text{K}^+ > \text{Na}^+$. Então, o ordenamento final é: $\text{K} > \text{K}^+ > \text{Na}^+$.

Atividade 2

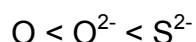
Atende ao objetivo 3

Ordene as espécies a seguir em ordem crescente de tamanho, justificando a sua resposta.



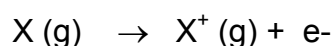
Resposta comentada

Consultando a Tabela Periódica, você vai verificar que o enxofre (S) e o oxigênio (O) pertencem ao mesmo grupo. Sabendo que um ânion é maior que o átomo, então $\text{O} < \text{O}^{2-}$. Entre os átomos de O e de S, temos que $\text{O} < \text{S}$, uma vez que vimos acima que o tamanho dos íons segue a mesma lógica dos átomos neutros. Então, o ordenamento é:



4.3. Energia de ionização

A energia de ionização (EI) de um elemento X é a energia necessária para remover o elétron mais fracamente ligado quando o átomo está em fase gasosa. O processo pode ser representado pela equação:

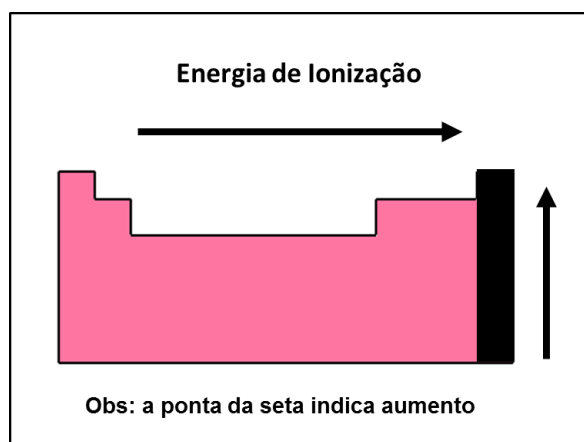


A energia de ionização mostra o quão fácil é remover o elétron mais fracamente ligado ao átomo. O tamanho do átomo afeta a intensidade da atração entre os elétrons de valência e o núcleo do átomo. Se o raio atômico aumenta, os elétrons de valência ficam mais fracamente ligados; o contrário ocorre se o raio atômico diminui.

Observa-se que, ao longo da Tabela Periódica, a energia de ionização:

- **aumenta ao longo de um período;**
- **diminui ao longo de um grupo.**

Essas observações corroboram com o que foi dito anteriormente. Os metais têm, em geral, energias de ionização menores que os não metais. Os gases nobres, devido à sua estabilidade, têm energia de ionização muito alta. Você pode acompanhar essas informações através do gráfico apresentado na Figura: 10.10, que indica como a energia de ionização varia com o número atômico.

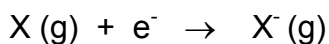


Fonte: Mendes & Campos

Figura 10.10: Variação da energia de ionização com o número atômico ao longo dos grupos e períodos.

4.4. Afinidade ao elétron ou afinidade eletrônica

A afinidade ao elétron de um elemento X é a energia liberada quando um elétron é adicionado a um átomo neutro gasoso do elemento. O processo pode ser representado pela equação:

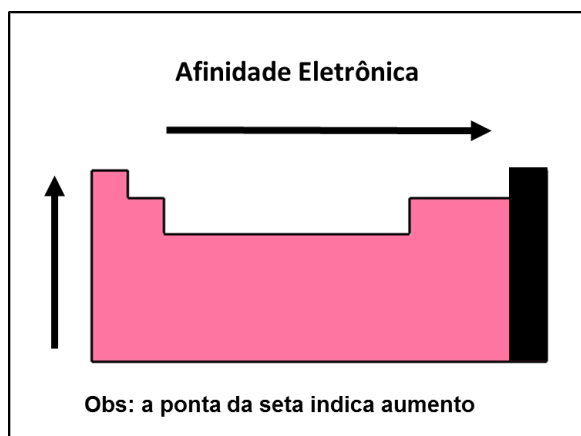


Alguns elementos, como os gases nobres, não têm afinidade por elétrons adicionais.

Observa-se que, ao longo da Tabela Periódica, a afinidade ao elétron:

- aumenta ao longo de um período;
- diminui ao longo de um grupo.

A afinidade ao elétron dos metais é baixa e a dos não metais é alta. Isso indica, também, que os metais têm maior facilidade em perder elétrons, e os não metais em ganhar.



Fonte: Mendes & Campos

Figura: 10.11: Variação da afinidade eletrônica com o número atômico ao longo dos grupos e períodos. Os gases nobres não possuem essa propriedade.

Atividade 3

Atende ao objetivo 4

Dentre os elementos rubídio (Rb), lítio (Li), cloro (Cl) e iodo (I), qual deles tem:

- o maior e o menor raio atômico;
- a maior e a menor energia de ionização;
- a maior e a menor afinidade eletrônica.

Resposta Comentada

Você precisa conhecer as tendências de cada propriedade crescer ou diminuir ao longo da Tabela Periódica. Precisa também verificar a posição relativa de cada elemento na Tabela para realizar corretamente esta atividade.

O Rb e o Li estão no mesmo grupo, na extrema esquerda da Tabela Periódica (são metais do grupo 1, ou metais alcalinos). Observe que o Rb está abaixo do Li, logo possui maior raio; já o cloro e o I também estão no mesmo grupo, mas na extrema direita (são do grupo 17, ou halogênios); o iodo,

que está abaixo do cloro, terá o maior raio.

O raio atômico diminui ao longo de um período e aumenta ao longo do grupo. Então, entre o Rb e o I, o Rb terá o maior raio. Entre o cloro e o lítio, o cloro está abaixo, logo, terá maior raio.

Então, teremos como elemento de maior raio dentre estes o Rb, e como o de menor raio, o Li.

Resumindo:

$\text{Rb} > \text{I} > \text{Cl} > \text{Li}$

Logo, respondendo o item 1: o maior raio será o do rubídio e o menor o do lítio.

A energia de ionização aumenta ao longo de um período e diminui ao longo de um grupo. Logo, o elemento de maior energia de ionização é o Li e o de menor é o Rb. A afinidade ao elétron segue a mesma relação que a energia de ionização, logo, ela aumenta ao longo de um período e diminui ao longo de um grupo. Portanto, o elemento de maior afinidade eletrônica é o Li, e o de menor é o Rb.

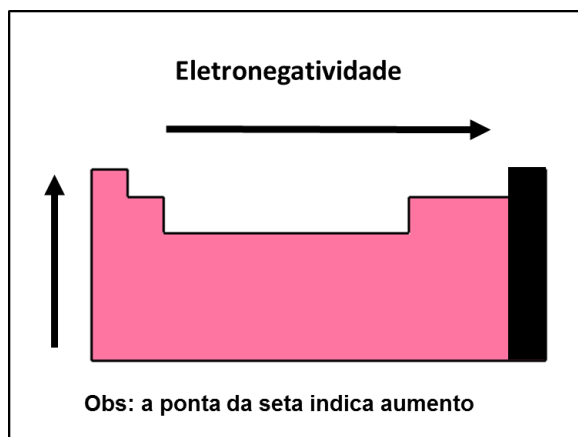
Então, os itens 2 e 3 ficarão assim:

2- Li, maior energia de ionização; e Rb, menor energia de ionização.

3- Li, maior afinidade eletrônica; e Rb, menor afinidade eletrônica.

4.5. Eletronegatividade

Eletronegatividade é a capacidade que um átomo tem de atrair o par de elétrons de outro átomo quando os dois formam uma ligação química. Na Tabela Periódica, Figura 10.12, ela aumenta da esquerda para a direita e de baixo para cima, com exceção dos gases nobres que não possuem eletronegatividade.



Fonte: Mendes & Campos

Figura 10.12: Variação da eletronegatividade com o número atômico ao longo dos grupos e períodos. Os gases nobres não possuem essa propriedade.

Fique atento pois alguns metais de transição não obedecem a esta regra.

Conclusão

A semelhança entre as propriedades físicas e químicas de alguns elementos não é casual; ela deriva da igualdade entre as quantidades de elétrons na camada de valência desses elementos. A Tabela Periódica mostra de forma condensada e sistemática os elementos organizados segundo essas propriedades.

Atividade final 1

Atende ao objetivo 1

Identifique os seguintes elementos:

- (a) grupo 2, período 5
- (b) grupo 4, período 4
- (c) grupo 17, período 2
- (d) grupo 2, período 2

Quais desses quatro elementos têm propriedades químicas semelhantes?

Resposta Comentada

Para realizar esta atividade, você só precisa consultar a Tabela Periódica. Nela, os elementos estão arrumados por grupos (numerados na parte de cima), que correspondem às colunas verticais da Tabela, e por períodos (numerados na parte lateral), que correspondem às linhas horizontais da Tabela. Cada elemento fica caracterizado pela posição que ocupa numa linha e numa coluna da Tabela.

O elemento que está no grupo 2 e período 5 é o estrôncio (Sr). Trata-se de um metal alcalino-terroso.

O elemento que está no grupo 4 e período 4 é o titânio (Ti). É um metal de transição externa.

O elemento que está no grupo 17 e período 2 é o flúor (F). É um halogênio.

O elemento que está no grupo 2 e período 2 é o berílio (Be). É um metal alcalino-terroso.

Elementos no mesmo grupo têm propriedades semelhantes. Dentre os elementos dados no problema, os que pertencem ao mesmo grupo são Sr e Be.

Atividade final 2

Atende ao objetivo 3

Arrume os seguintes elementos na ordem do mais metálico para o menos metálico.

(i) S, Cl, Si e Pd

(ii) Sn, Rb, Ag e Pd

Resposta Comentada

Você precisa saber que um elemento tem tão mais caráter metálico quanto mais à esquerda estiver na Tabela Periódica. Uma consulta vai mostrar, então, que a ordem será:

(i) $\text{Pd} > \text{Si} > \text{S} > \text{Cl}$

(ii) $\text{Rb} > \text{Pd} > \text{Ag} > \text{Sn}$

Ou seja, o paládio (Pd) é o de maior caráter metálico entre os elementos listados no item (i) e o rubídio, entre os do item (ii).

Atividade final 3

Atende ao objetivo 4

Para cada um dos pares, prediga qual elemento tem o maior raio atômico, a maior energia de ionização e a maior afinidade eletrônica.

(a) Ca e Se

(b) S e Se

(c) Ca e Sr

Resposta Comentada

Para resolver esta atividade, verifique se os elementos de cada par estão no mesmo período ou no mesmo grupo. Sabemos que o raio atômico (R) diminui ao longo de um período e aumenta ao longo de um grupo. A energia de ionização (EI) e a afinidade ao elétron (AE) aumentam ao longo de um período e diminuem ao longo de um grupo.

Os elementos do par (a) estão no mesmo período ($n = 4$). Os dos pares (b) e (c) nos mesmos grupos (16 e 2, respectivamente). Podemos montar a seguinte tabela:

| Par | R | EI | AE |
|-----|---------|---------|---------|
| (a) | Ca > Se | Se > Ca | Se > Ca |
| (b) | Se > S | S > Se | S > Se |
| (c) | Sr > Ca | Ca > Sr | Ca > Sr |

Atividade final 4

Atende ao objetivo 4

(UFPE) A eletronegatividade e o raio atômico dos elementos são duas propriedades periódicas e, portanto, importantes para a previsão das características químicas dos compostos. Os primeiros cinco elementos do grupo 2 (metais alcalino-terrosos) são: Be, Mg, Ca, Sr e Ba, em ordem crescente do número atômico. Com o aumento do número atômico ao longo do grupo, podemos afirmar que:

- a) a eletronegatividade e o raio atômico crescem.
- b) a eletronegatividade cresce e o raio atômico decresce.
- c) a eletronegatividade e o raio atômico decrescem.
- d) a eletronegatividade decresce e o raio atômico cresce.
- e) a eletronegatividade se mantém, enquanto o raio atômico cresce.

Resposta Comentada

Observe na Figura 10.14 que a eletronegatividade diminui ao longo do grupo, e na Figura 10.7 que o raio atômico cresce ao longo do grupo, portanto, a opção **d** é a correta.

Resumo

- As propriedades periódicas dos elementos estão intimamente relacionadas aos elétrons de valência.
- A Tabela Periódica exibe esta periodicidade, organizando os elementos em ordem crescente de número atômico.
- Na Tabela, dividimos os elementos em metais e não metais.
- O raio atômico dos elementos diminui ao longo de um período e aumenta ao longo de um grupo na Tabela.
- A energia de ionização e a afinidade eletrônica têm comportamento oposto ao do raio atômico na Tabela.
- A eletronegatividade é uma propriedade muito importante para a formação dos compostos químicos, pois é através dela que os elementos se combinam formando as ligações químicas.

Informações sobre a próxima aula

Na próxima aula, você vai estudar os tipos de ligações químicas entre átomos: a ligação covalente e a ligação iônica.

Referências bibliográficas

ATKINS, P.; JONES, L., **Princípios de Química**. Questionando a vida moderna e o meio ambiente. Bookman, 1999.

BRADY, James, E.; HUMISTON, Gerard, E. **Química Geral**. Vol 1. 1996.

RUSSEL, J.B. **Química Geral**. 2ª edição. McGraw-Hill do Brasil.

18

0

2

He

Helio

4,003

7A

17

F

Fluor

20,18

Ne

Neônio

20,18

6A

16

O

Oxigênio

15,999

5A

15

N

Nitrogênio

14,007

4A

14

C

Carbono

12,011

3A

13

B

Boro

10,811

2

He

Helio

4,003

7A

17

F

Fluor

20,18

Ne

Neônio

20,18

6A

16

O

Oxigênio

15,999

5A

15

N

Nitrogênio

14,007

4A

14

C

Carbono

12,011

3A

13

B

Boro

10,811

2

He

Helio

4,003

7A

17

F

Fluor

20,18

Ne

Neônio

20,18

6A

16

O

Oxigênio

15,999

5A

15

N

Nitrogênio

14,007

4A

14

C

Carbono

12,011

3A

13

B

Boro

10,811

2

He

Helio

4,003

7A

17

F

Fluor

20,18

Ne

Neônio

20,18

6A

16

O

Oxigênio

15,999

5A

15

N

Nitrogênio

14,007

4A

14

C

Carbono

12,011

3A

13

B

Boro

10,811

2

He

Helio

4,003

7A

17

F

Fluor

20,18

Ne

Neônio

20,18

6A

16

O

Oxigênio

15,999

5A

15

N

Nitrogênio

14,007

4A

14

C

Carbono

12,011

3A

13

B

Boro

10,811

2

He

Helio

4,003

7A

17

F

Fluor

20,18

Ne

Neônio

20,18

6A

16

O

Oxigênio

15,999

5A

15

N

Nitrogênio

14,007

4A

14

C

Carbono

12,011

3A

13

B

Boro

10,811

2

He

Helio

4,003

7A

17

F

Fluor

20,18

Ne

Neônio

20,18

6A

16

O

Oxigênio

15,999

5A

15

N

Nitrogênio

14,007

4A

14

C

Carbono

12,011

3A

13

B

Boro

10,811

2

He

Helio

4,003

7A

17

F

Fluor

20,18

Ne

Neônio

20,18

6A

16

O

Oxigênio

15,999

5A

15

N

Nitrogênio

14,007

4A

14

C

Carbono

12,011

3A

13

B

Boro

10,811

2

He

Helio

4,003

7A

17

F

Fluor

20,18

Ne

Neônio

20,18

6A

16

O

Oxigênio

15,999

5A

15

N

Nitrogênio

14,007

4A

14

C

Carbono

12,011

3A

13

B

Boro

10,811

2

He

Helio

4,003

7A

17

F

Fluor

20,18

Ne

Neônio

20,18

6A

16

O

Oxigênio

15,999

5A

15

N

Nitrogênio

14,007

4A

14

C

Carbono

12,011

3A

13

B

Boro

10,811

2

He

Helio

4,003

7A

17

F

Fluor

20,18

Ne

Neônio

20,18

6A

16

O

Oxigênio

15,999

5A

15

N

Nitrogênio

14,007

4A

14

C

Carbono

12,011

3A

13

B

Boro

10,811

2

He

Helio

4,003

7A

17

F

Fluor

20,18

Ne

Neônio

20,18

6A

16

O

Oxigênio

15,999

5A

15

N

Nitrogênio

14,007

4A

14

C

Carbono

12,011

3A

13

B

Boro

10,811

2

He

Helio

4,003

7A