

CARLOS VITAL PAIXÃO DE MELO

# QUÍMICA GERAL 1

Universidade Federal do Espírito Santo  
Secretaria de Ensino a Distância

**Biologia**  
Licenciatura



UNIVERSIDADE FEDERAL DO ESPÍRITO SANTO  
Secretaria de Ensino a Distância

# QUÍMICA GERAL I

Carlos Vital Paixão de Melo

Vitória  
2015

**Presidente da República**  
Dilma Rousseff

**Ministro da Educação**  
Renato Janine Ribeiro

**Diretoria de Educação a Distância  
DED/CAPES/MEC**  
Jean Marc Georges Mutzig

**UNIVERSIDADE FEDERAL  
DO ESPÍRITO SANTO**

**Reitor**  
Reinaldo Centoducatte

**Secretária de Ensino a Distância – SEAD**  
Maria José Campos Rodrigues

**Diretor Acadêmico – SEAD**  
Júlio Francelino Ferreira Filho

**Coordenadora UAB da UFES**  
Teresa Cristina Janes Carneiro

**Coordenadora Adjunta UAB da UFES**  
Maria José Campos Rodrigues

**Coordenadora do Curso de Graduação  
Licenciatura em Biologia – EAD/UFES**  
Luciana Dias Thomaz

**Revisor de Linguagem**  
Virgínia Abrahão

**Design Gráfico**  
Laboratório de Design Instrucional – SEAD

**SEAD**  
Av. Fernando Ferrari, nº 514  
CEP 29075-910, Goiabeiras  
Vitória – ES  
(27) 4009-2208

**Laboratório de Design Instrucional (LDI)**

**Gerência**  
Coordenação:  
Letícia Pedruzzi Fonseca  
Equipe:  
Samira Bolonha Gomes  
Suslem Meneguzzi  
Giulliano Kenzo Costa Pereira  
Patrícia Campos Lima

**Diagramação**  
Coordenação:  
Heliana Pacheco  
Geyza Dalmásio Muniz  
Equipe:  
Mariana Melim

**Ilustração**  
Coordenação:  
Priscilla Garone  
Equipe:  
Paulo Caldas

**Capa**  
Filipe Motta

---

Dados Internacionais de Catalogação-na-publicação (CIP)  
(Biblioteca Central da Universidade Federal do Espírito Santo, ES, Brasil)

---

M528q Melo, Carlos Vital Paixão de.  
Química geral 1 / Carlos Vital Paixão de Melo. - Vitória : Universidade Federal do Espírito Santo, Secretaria de Ensino a Distância, 2009.  
200 p. : il. ; 28 cm

Inclui bibliografia.  
ISBN: 978-85-99128-06-0  
Reimpressão, 2015.

1. Química. I. Título.

CDU: 54

---

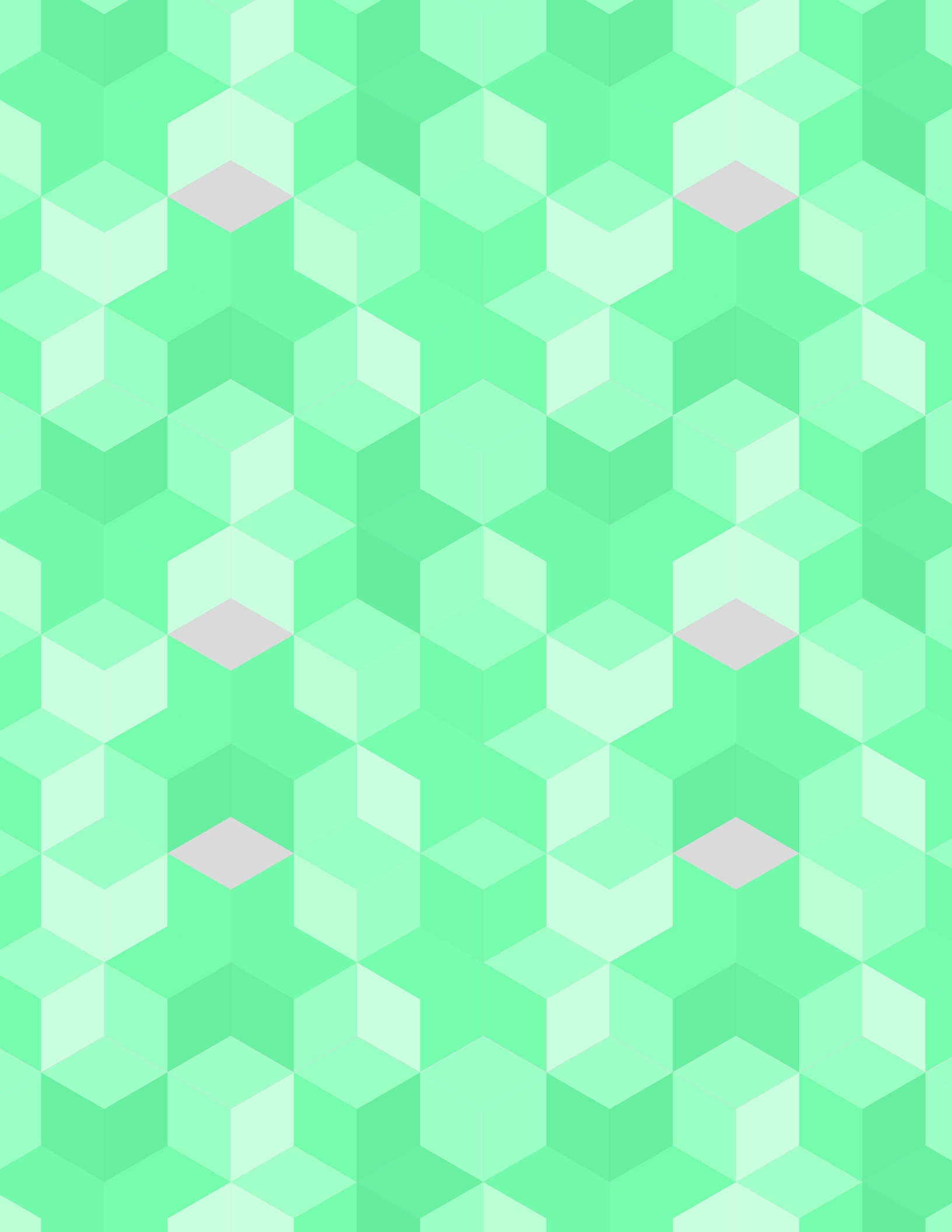
Copyright © 2015. Todos os direitos desta edição estão reservados à SEAD. Nenhuma parte deste material poderá ser reproduzida, transmitida e gravada, por qualquer meio eletrônico, por fotocópia e outros, sem a prévia autorização, por escrito, da Secretária de Ensino a Distância da SEAD – UFES.

A reprodução de imagens nesta obra tem caráter pedagógico e científico, amparada pelos limites do direito de autor, de acordo com a lei nº 9.610/1998, art. 46, III (citação em livros, jornais, revistas ou qualquer outro meio de comunicação, de passagens de qualquer obra, para fins de estudo, crítica ou polêmica, na medida justificada para o fim a atingir, indicando-se o nome do autor e a origem da obra). Toda reprodução foi realizada com amparo legal do regime geral de direito de autor no Brasil.



# Sumário

- 06 ➤ *Módulo I*  
Princípios Básicos
- 36 ➤ *Módulo II*  
Estequiometria Aritmética Química
- 60 ➤ *Módulo III*  
Estrutura Atômica e a Tabela Periódica
- 83 ➤ *Módulo IV*  
Ligação Química: Conceitos Gerais
- 98 ➤ *Módulo V*  
Ligação Covalente e a Estrutura Molecular
- 119 ➤ *Módulo VI*  
Reações Químicas em Solução
- 137 ➤ *Módulo VII*  
Gases
- 152 ➤ *Módulo VIII*  
Os Estados da Matéria e as Forças Químicas Intermoleculares
- 168 ➤ *Módulo IX*  
A Tabela Periódica
- 183 ➤ *Módulo X*  
Propriedades das Soluções



# Introdução

---

Estudar Química é, muitas vezes, vivenciar situações que a primeira vista parecem desconectadas. Podemos nos deslumbrar com os avanços tecnológicos que esta ciência nos proporciona e ao mesmo tempo presenciar situações que ameaçam a nossa qualidade de vida, como por exemplo, a poluição. Como ciência, a Química nos ajuda a trabalhar em um mundo que se depara cada vez mais com a carência de recursos naturais. Logo, o estudante, o professor leigo ou aqueles que estudam Química simplesmente por que gostam, precisam ter em mente que os princípios e os conceitos químicos são ferramentas que nos darão meios para enfrentar os desafios que constituem o nosso cotidiano, fazendo-nos entender melhor o mundo ao nosso redor. Várias são as áreas de atuação da vida humana em que a Química atua, bem como ela mesma necessita de outras para poder atuar de maneira significativa em nossa sociedade e esta interligação não só é natural como também fundamental. Nesta primeira etapa você entrará em contato com alguns conceitos fundamentais sobre matéria, medidas científicas, leis e teorias, bem como será iniciado aos cálculos estequiométricos.

# *Módulo I*

---

*Princípios Básicos*

# Aula 1

---

## 1. O Método Científico

A Química é uma ciência experimental. Na atualidade, a idéia de usar experimentos para entender a natureza parece um padrão natural de pensamento para nós, mas houve uma época, antes do século XVII, que os experimentos raramente eram utilizados. O processo de aquisição do conhecimento científico é freqüentemente atribuído ao **método científico**, fundamento de toda a ciência, que é uma abordagem geral de problemas que envolvem observar, procurar padrões nas observações, obter **dados experimentais**, formular **hipóteses** para explicar as observações e testá-las em experimentos posteriores. Pode-se propor uma lei bem como formular uma **teoria**.

O processo científico é iniciado com **observações**. Estas podem ser qualitativas (*tem relação com a natureza ou qualidade de alguma coisa, sem considerar a quantidade*) ou quantitativas (*tem relação com a quantidade de alguma coisa, expressa numericamente*). Os registros das observações feitas são chamados de **dados**, porém a coleta de informações não é o objetivo final. O intuito é encontrar um padrão ou significado de regras em nossas observações e entender a origem dessas regras.

À medida que realizamos nossos experimentos, podemos começar a ver padrões que nos permitem a formular **hipóteses** (*tentativas de respostas ou explicações*), que nos direciona no planejamento de experimentos posteriores. As análises dos dados científicos podem revelar similaridades, regularidades ou coerências que podem ser resumidas em uma generalização conhecida como **lei científica** (*é uma sentença verbal concisa ou uma equação matemática que resume grande variedade de observações e experiências, as leis dos gases, por exemplo*).

Se uma hipótese é suficientemente geral e é efetiva em prever fatos que ainda serão observados, é chamada de **teoria** (*é uma explicação dos princípios gerais de certos fenômenos, com considerável evidência ou fatos para suportá-la*). As teorias são as chaves para o progresso científico. Cada uma delas é uma tentativa de explicar o comportamento observado em termos de um modelo, coisas que nos são familiares e cujo comportamento poderemos analisar e compreender.

---

*O método científico é uma abordagem geral de problemas que envolvem observar, procurar padrões nas observações, formular hipóteses para explicar as observações e testá-las em experimentos posteriores*

Os dados obtidos de novos experimentos através das teorias conduzem o método científico a um processo fechado e repetitivo: novas observações são realizadas, novos dados são coletados, novas teorias são geradas, e assim por diante. O método científico constitui um processo lógico para a compreensão da natureza.

## 2. Medidas e Unidades de Medida

A Química é uma ciência quantitativa. Muitas das relações Químicas somente são expressas de maneira satisfatória em linguagem matemática, sendo associadas a números. Quando um número representa uma medida quantitativa, as unidades de grandeza devem sempre ser especificadas. As unidades usadas em medidas científicas são as do sistema métrico. Estas unidades preferenciais são chamadas **unidades SI** (Système International d'Unités). Estes números, os dados experimentais, são expressos utilizando a **notação exponencial ou científica** com os devidos **algarismos** significativos. O **arredondamento** destes números pode ser necessário para expressá-los de maneira adequada com a devida **análise dimensional**. Os dados experimentais podem ter **precisão e/ou exatidão**.

O Système International d'Unités (SI) possui sete unidades básicas das quais todas as outras são derivadas. A Tabela 01 mostra estas unidades.

Tabela 01: Unidades básicas no Système International d'Unités (SI)

Grandeza Física	Nome da Unidade	Símbolo
Massa	Quilograma	kg
Comprimento	Metro	m
Tempo	Segundo	s
Temperatura	Kelvin	K
Quantidade de matéria	Mol	Mol
Corrente elétrica	Ampère	A
Intensidade luminosa	Candela	cd

De importância para o químico é a unidade de energia do SI cuja denominação é joule (J). Um joule é a energia gasta quando a força de um newton desloca um objeto de um metro na direção da força aplicada. Esta unidade é derivada das unidades SI básicas. A Tabela 02 mostra algumas unidades derivadas SI.

Grandeza Física	Abreviatura	Significado
Área	Metro quadrado	m <sup>2</sup>
Volume	Metro cúbico	m <sup>3</sup>
Velocidade	Metro por segundo	m/s
Aceleração	Metro por segundo ao quadrado	m/s <sup>2</sup>
Força	Newton	N (= kg.m/s <sup>2</sup> )
Energia	Joule	J (= N.m)
Pressão	Pascal	Pa (= N/m <sup>2</sup> )

Tabela 02: Algumas unidades derivadas do *Système International d'Unités (SI)*

Em química é comum o uso de *prefixos* para representar os múltiplos e submúltiplos de uma determinada grandeza. Massa é a medida da quantidade de material em um objeto. A unidade do SI básica de massa é o quilograma (kg). Essa unidade básica é singular, pois usa o prefixo *quilo-*, em vez de usar somente a palavra *grama*. Obtêm-se outras unidades para massa adicionando-se prefixo à palavra grama. A Tabela 03 mostra alguns prefixos usados em química.

Prefixo	Abreviatura	Significado	Exemplo
Giga	G	10 <sup>9</sup>	1 gigâmetro (Gm) = 1x10 <sup>9</sup> m
Mega	M	10 <sup>6</sup>	1 megâmetro (Mm) = 1x10 <sup>6</sup> m
Quilo	k	10 <sup>3</sup>	1 quilômetro (km) = 1x10 <sup>3</sup> m
Deci	d	10 <sup>-1</sup>	1 decímetro (dm) = 0,1m
Centi	c	10 <sup>-2</sup>	1 centímetro (cm) = 0,01m
Mili	m	10 <sup>-3</sup>	1 milímetro (mm) = 0,001m
Micro	μ	10 <sup>-6</sup>	1 micron (μm) = 10x10 <sup>-6</sup> m
Nano	n	10 <sup>-9</sup>	1 nanômetro (nm) = 1x10 <sup>-9</sup> m
Pico	p	10 <sup>-12</sup>	1 picômetro (pm) = 1x10 <sup>-12</sup> m
Femto	f	10 <sup>-15</sup>	1 femtômetro (fm) = 1x10 <sup>-15</sup> m

Tabela 03: Alguns prefixos usados no sistema métrico

### *A notação exponencial ou científica*

Sendo uma ciência quantitativa, muitas relações utilizadas na química são expressas satisfatoriamente em linguagem matemática, e muitas vezes, alguns números são ou muito grandes ou muito pequenos, de modo que o emprego do sistema decimal usual pode ser tornar inadequado e incômodo. Para torna-se mais conveniente expressar os valores experimentais com o auxílio da notação exponencial ou científica.

Utilizando a notação exponencial ou científica, podemos trabalhar com o número como o produto de um coeficiente e de um multiplicador. Vamos tomar como exemplo o número abaixo.

0,0000000067

Trata-se de um número muito pequeno, logo utilizando a notação exponencial este número ficará de seguinte forma:

$$6,7 \times 10^{-9}$$

Onde o número 6,7 é o coeficiente e o número  $10^{-9}$  é o multiplicador. Perceba que a vírgula se deslocou da esquerda para a direita.

Da mesma maneira poderemos trabalhar com números muito grandes. Vamos tomar como exemplo o número abaixo.

12.000.000,00

Empregando a notação exponencial este número ficará da seguinte forma:

$$1,2 \times 10^7$$

Agora, o número 1,2 é o coeficiente e o número  $10^7$  é o multiplicador. Perceba que neste exemplo a vírgula se deslocou da direita para a esquerda.

### *Precisão e exatidão*

Um cuidado que o químico deve ter é quando se obtém uma série de dados experimentais de um mesmo experimento. As imperfeições que estão associadas às medidas podem decorrer de limitações na sua exatidão ou na sua precisão. Uma inexatidão ocorre quando nossa medida é diferente do valor verdadeiro. Uma imprecisão é observada quando duas (ou mais) das nossas medidas diferem muito entre si. De maneira que, analisando um conjunto de medidas, nem sempre uma alta precisão nos garante uma boa exatidão.

Um exemplo é dado pela Figura 01. O valor real é dado pela linha vertical e as séries A, B e C são medidas experimentais. Na série A os valores são precisos mas não são exatos. Na série B os valores não são precisos e nem exatos e na série C os valores são precisos e exatos.



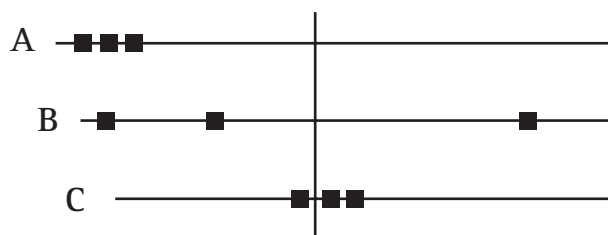


Figura 01: Precisão e exatidão de um conjunto de medidas

No laboratório geralmente realizamos várias “tentativas” diferentes para um mesmo experimento. Podemos perceber com clareza que um conjunto de medidas precisa nem sempre está próxima do valor verdadeiro ou real.

### *Algarismos significativos*

Todos os dígitos de uma grandeza medida, incluindo os incertos, são chamados de **algarismos significativos** e estes algarismos servem para determinar o valor (tamanho) do número, e não para indicar simplesmente a posição da vírgula no número decimal. Uma medida de massa informada como 2,2 g tem dois algarismos significativos, enquanto uma massa de 2,2405 g possui cinco algarismos significativos. Em uma medida experimental, o último algarismo é aquele que pode apresentar alguma incerteza ou dúvida. O que nós temos que ter em mente é que *toda* medida experimental apresenta algum grau de incerteza. *Quando os zeros são significativos ou não?*

Em qualquer medida obtida apropriadamente, todos os algarismos são significativos. Zeros, entretanto, podem ser usados como parte do valor ou meramente para alocar a vírgula. Portanto, zeros podem ou não ser significativos, dependendo de como eles aparecem no número. Os seguintes procedimentos descrevem as diferentes situações envolvendo zeros:

1. Zeros entre dígitos diferentes de zero são sempre significativos.

*Exemplo:* 13,0045 kg (seis algarismos significativos)

6,01 cm (três algarismos significativos)

2. Zeros no início de um número nunca são significativos, simplesmente indicam a posição da vírgula.

*Exemplo:* 0,03 g (um algarismo significativo)

0,0018 cm (dois algarismos significativos)

3. Zeros no final de um número e após a vírgula são sempre significativos.

*Exemplo:* 8,0 cm (dois algarismos significativos)

4. Quando um número termina em zeros, mas não contém vírgula, os zeros podem ou não ser significativos.

*Exemplo:* 220 cm (dois ou três algarismos significativos)

20.600 g (três, quatro ou cinco algarismos significativos)

O uso da notação exponencial elimina a ambigüidade em saber se os zeros são significativos ou não. Por exemplo, uma massa de 20.600 g pode ser escrita em notação exponencial mostrando três, quatro ou cinco algarismos significativos:

$2,06 \times 10^4$  g (três algarismos significativos)

$2,060 \times 10^4$  g (quatro algarismos significativos)

$2,0600 \times 10^4$  g (cinco algarismos significativos)

Observar que o termo exponencial não aumenta o número de algarismos significativos.

## *O arredondamento*

Durante todo o transcorrer deste curso, o arredondamento de números será uma prática corriqueira. Isto se deve, pois é necessário expressar os resultados experimentais numéricos, com a devida quantidade de algarismos significativos. Atualmente as calculadoras científicas, quando devidamente programadas, fazem estes arredondamentos automaticamente, mas é importante saber como esta operação é realizada.

Quais são mesmo as regras para o arredondamento de números?

1. Se o dígito a ser eliminado é maior do que 5, o dígito precedente é aumentado em uma unidade.

*Exemplo:* 45,57  $\rightarrow$  45,6

2. Se o dígito a ser eliminado é menor do que 5, o dígito precedente é mantido.

*Exemplo:* 45,54  $\rightarrow$  45,5

3. Se o último dígito for igual a 5 e o dígito precedente é par, o dígito precedente é mantido.

*Exemplo:* 62,85 → 62,8

4. Se o último dígito for igual a 5 e o dígito precedente é ímpar, o dígito precedente é aumentado de uma unidade.

*Exemplo:* 62,35 → 62,4

### *Algarismos significativos em cálculos*

Quando realizamos cálculos com números obtidos experimentalmente, temos que observar os seguintes pontos:

1. A menor medida exata usada em um cálculo limita a certeza dos cálculos da grandeza.
2. A resposta final para qualquer cálculo deve ser dada com apenas um dígito de maior incerteza.

Para observar os algarismos significativos nos cálculos, faremos o uso de duas regras. A primeira envolve multiplicação e divisão, e a segunda, adição e subtração.

Na multiplicação e divisão o resultado deve ser informado com o mesmo número de algarismos significativos da medida com o menor número de algarismos significativos. Quando o resultado contém mais algarismos significativos que o correto, deve ser arredondado. Tomemos como exemplo o cálculo da área de um retângulo cujas medidas dos comprimentos dos lados são 4,112 cm e 4,2cm. Podemos observar que o número menos preciso é o lado com 4,2cm e este número possui dois algarismos significativos. Logo, o resultado do cálculo deve ser expresso com dois algarismos significativos. Vejamos o cálculo abaixo:

$$\text{Área} = (4,112 \text{ cm}) \times (4,2 \text{ cm}) = 17,2704 \text{ cm}^2$$

O arredondamento nos fornece o valor de 17 cm<sup>2</sup>, que é o valor expresso de maneira correta, pois o menor número preciso – 4,2 cm – tem dois algarismos significativos.

Na adição e subtração o resultado não pode ter mais casas decimais do que a medida com o menor número de casas decimais. Tomemos como exemplo a soma de três parcelas, onde os números incertos aparecem em vermelho:

$$10,4 + 1,344 + 86 = 97,744$$

A primeira parcela possui uma casa decimal, a segunda parcela possui três casas decimais e a terceira parcela não possui casas decimais. Pela regra a somatória não poderá ter casas decimais, pois o número 86 não possui casas decimais. Logo o número 97,744 terá que ser arredondado, o que nos fornece o resultado final 98.

É interessante fazer o arredondamento somente na resposta final, para que erros pequenos de arredondamento em cada passo não sejam somados alterando o resultado final. Erros de arredondamento cumulativos podem ser responsáveis por diferenças entre os resultados que você obtém e as respostas dadas no livro para os problemas numéricos.

### *Análise dimensional*

Durante todo o curso usaremos a análise dimensional durante a resolução de nossos problemas numéricos. Nesta análise incluímos todas as unidades durante o cálculo, e estas são multiplicadas, divididas ou ‘canceladas’ simultaneamente. Para que possamos fazer esta análise é fundamental sabermos usar os fatores de conversão (*é uma fração cujos numerador e denominador são as mesmas grandezas expressas em diferentes unidades*). Podemos exemplificar a análise dimensional da seguinte maneira:

$$\cancel{\text{unidade dada}} \times \frac{\text{unidade desejada}}{\cancel{\text{unidade dada}}} = \text{unidade desejada}$$

Vamos agora ver alguns exemplos de análise dimensional?

Iremos primeiro trabalhar convertendo uma medida de polegadas para centímetros. Por exemplo, o comprimento em centímetros de um objeto de 6,40 polegadas de comprimento é dado por:

$$\text{número de centímetros} = 6,40 \underbrace{\text{pol.}}_{\text{unidade dada}} \frac{\overbrace{2,54 \text{ cm}}^{\text{unidade desejada}}}{1 \text{ pol.}} = 16,3 \text{ cm}$$

No próximo exemplo, usaremos dois fatores de conversão. Vamos determinar o correspondente em polegadas de um bastão que possui um comprimento de 6,00m.

$$\text{número de polegadas} = (6,00 \text{ m}) \left( \frac{100 \text{ cm}}{1 \text{ m}} \right) \left( \frac{1 \text{ pol.}}{2,54 \text{ cm}} \right) = 236 \text{ pol.}$$

O primeiro fator de conversão é usado para cancelar metros e converter o comprimento para centímetros. O segundo fator de conversão é escrito para cancelar centímetros. Observe que em ambos os fatores as unidades desejadas estão no numerador.

## *Resumo*

A aquisição do conhecimento científico em todas as ciências ocorre por meio de um procedimento sistemático e lógico – o método científico.

As medidas em Química são determinadas pelo sistema métrico. Uma ênfase especial é dada a um conjunto, de sete unidades métricas básicas, denominado unidades SI.

A notação exponencial ou científica é utilizada para simplificar valores experimentais que podem às vezes ser muito pequenos ou muito grandes.

Dados experimentais podem ser precisos e/ou exatos.

O arredondamento de números é necessário, pois os resultados experimentais numéricos devem ser expressos, com a devida quantidade de algarismos significativos.

Os algarismos significativos em uma medida de grandeza indicam o tamanho da incerteza da medida.

Na análise dimensional as unidades representam quantidades algébricas.

# Aula 2

## 3. Matéria

A química envolve o estudo das propriedades e do comportamento da matéria. A roupa que usamos, um balde ou uma bola de futebol são exemplos de matéria. O conceito de algo ocupando espaço não causa dificuldade, mas o que é massa?

A massa de um objeto é *uma medida numérica direta da quantidade de matéria do objeto*. Um balde vazio tem menos massa que um balde cheio de areia. A massa de um objeto pode pela medida de sua inércia. *Inércia é a resistência de um objeto a um esforço realizado para modificar o seu estado de movimento*. Um objeto em repouso tende a ficar em repouso, e um objeto em movimento tende a ficar em movimento na mesma velocidade e na mesma direção.

Em um laboratório, a massa de um objeto é geralmente determinada de maneira direta pela comparação da massa de outro objeto de massa conhecida. A balança analítica é comumente utilizada para tal comparação, mas quando possível a massa também pode ser obtida de maneira indireta através de um experimento químico.

Uma propriedade da matéria que obtida através da massa de um objeto é o seu peso. O peso é *o produto da massa do objeto versus a aceleração da gravidade (em geral a do planeta Terra)*. A massa de um objeto é constante, mas o peso não, pois depende não só da massa do objeto, como também da massa do planeta Terra e da distância entre o objeto e o centro da Terra. Finalmente, o peso de um objeto é maior ao nível do mar do que no topo do Monte Everest.

---

*Os lançamentos de foguetes espaciais no Brasil são feitos na base de Alcântara, no Estado do Maranhão, que é próxima da linha do Equador. Neste local a força da gravidade é menor se comparada a regiões mais ao sul ou mais ao norte do país. Isto se deve, pois a Terra é um pouco achatada fazendo com que os pólos fiquem mais próximos do centro da Terra do que qualquer ponto da linha do Equador.*

Podemos começar o estudo da química examinando algumas formas fundamentais de classificar e descrever a matéria. As matérias podem ser classificadas de duas maneiras principais: de acordo com seu estado físico e de acordo com a sua composição. Nesta aula iremos estudar a matéria abordando os seus estados físicos, e na aula 03 iremos abordar a sua composição.

Uma amostra de matéria pode ser um gás, um líquido ou um sólido. Essas três formas de matéria são chamadas de estados da matéria, os quais diferem em algumas de suas propriedades observáveis mais simples. *Um gás não tem volume nem forma definida; assume a forma e o volume do recipiente que o contém*. Um gás pode ser comprimido, para ocupar um volume menor, ou expandido, para ocupar um volume maior. *Um líquido tem volume definido, independentemente do recipiente que o contém, mas não*

*tem forma definida; assume a forma da parte do recipiente que ele ocupa. Um sólido tem forma e volume definidos; é rígido.*

Além dos três estados físicos acima mencionados há ainda o **quarto estado da matéria** denominado plasma. *É o estado da matéria que ocorre no interior do Sol e demais estrelas; que consiste em uma “sopa” de elétrons livres e íons.* Ele é eletricamente neutro, neutralidade esta garantida, pelo equilíbrio das partículas componentes do plasma, resumidamente seu número de prótons e de elétrons é igual. A matéria sujeita ao estado de plasma atinge temperaturas tão altas que seus átomos começam a perder elétrons e estes se tornam livres. Na superfície da Terra o plasma só se forma em condições especiais. Devido a força gravitacional da Terra ser fraca para reter o plasma, não é possível mantê-lo confinado por longos períodos como acontece no Sol.

*Nem os sólidos e nem os líquidos podem ser comprimidos a qualquer escala apreciável.*

*(<http://www.fis.unb.br/plasmas/plasma.htm>)*

## *4. Propriedades da matéria*

As **propriedades** da matéria podem ser classificadas como químicas e físicas e são características que nos permitem reconhecer e distinguir uma substância da outra. As propriedades podem ser **químicas** ou **físicas**.

Algumas propriedades podem ainda ser classificadas como **intensivas** ou **extensivas**.

As **propriedades químicas** *descrevem como uma substância pode ser alterar ou reagir para formar outras.* Uma propriedade química comum é a capacidade de sofrer combustão, ou seja, de queimar-se na presença de oxigênio. As **propriedades físicas** *podem ser medidas sem alterar a identidade e a composição das substâncias.* Essas propriedades incluem cor, odor, densidade, ponto de fusão, ponto de ebulição e dureza.

Algumas propriedades, como temperatura, ponto de fusão e densidade, não dependem da quantidade de matéria. Essas propriedades, chamadas **propriedades intensivas**, são importantes na química, pois podem ajudar na identificação de substâncias. As **propriedades extensivas** dependem da quantidade de matéria e incluem medidas de massa e volume.

*Propriedades - são características que nos permitem reconhecê-las e distingui-las de outras substâncias.*

## *A energia*

O termo **energia** é bastante popular, mas defini-lo exatamente é um problema sério. É geralmente dito que energia é a *habilidade ou capacidade de produzir*

*trabalho*. Esta definição é incompleta, pois algumas formas de energia não podem transforma-se integralmente em trabalho, como por exemplo, o calor, que nem por isso deixa de ser uma forma de energia. Mas o que é **trabalho**? Considerando-se apenas o trabalho mecânico, podemos dizer que este é realizado quando um objeto é movimentado contra uma força de oposição. Por exemplo, ao levantarmos um livro de uma mesa, realizamos um trabalho sobre o livro, porque deslocamos contra a força de oposição da gravidade. Há outras formas de trabalho, que são igualmente definidas.

### *A energia mecânica*

Energia mecânica é a energia que um objeto possui devido a seu movimento ou sua posição. A energia de movimento é chamada **energia cinética**. Um objeto em movimento possui energia cinética e esta energia depende da massa do objeto ( $m$ ) e de sua velocidade ( $v$ ), conforme fórmula abaixo:

$$E_x = \frac{1}{2} mv^2$$

Portanto, se dois objetos estão com a mesma velocidade, o de maior massa terá maior energia cinética.

Uma segunda forma de energia é a **energia potencial**. A energia potencial mecânica é a energia que depende da posição do objeto, e não do seu movimento. Um objeto adquire energia potencial quando é levantado contra a força da gravidade, quando é movimentado contra a força exercida por uma mola presa ou quando é afastado por um ímã. Em cada caso, a energia potencial do objeto aumenta quanto mais se afasta da força de oposição. A energia potencial de um objeto depende da distância ( $d$ ) e da força de oposição ( $F$ ) ao seu movimento:

$$E_p = Fd$$

A energia pode ser transformada uma para outra, porém não pode ser destruída nem criada. Este é o enunciado da **lei da conservação de energia**. A energia cinética pode ser convertida em energia potencial e vice-versa, como também em qualquer outro tipo de energia, como por exemplo, energia calorífica. As conversões ocorrem sem nenhuma perda na energia total.

### *Calor e temperatura*

**Calor** (ou energia calorífica) é uma forma de energia que é diretamente transferida de um objeto mais quente para um mais frio. Esta energia não está na forma



de calor antes ou depois da transferência, somente **durante** a transferência. Ou seja, calor *é energia em trânsito*. Quando um objeto absorve energia calorífica, esta energia pode ser convertida em energia cinética ou potencial ou em ambas.

Temperatura de um objeto *mede a energia cinética média de suas partículas*. Quando calor é transferido para um objeto, a energia cinética média de suas partículas componentes é aumentada, e com isso a temperatura aumenta.

## *Unidades de temperatura*

As unidades de temperatura normalmente empregadas em estudos científicos são Celsius (°C) e Kelvin (K) e na grande maioria dos países. A unidade Fahrenheit (F) é comum nos Estados Unidos. A unidade Celsius relaciona-se com as demais das seguintes formas:

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

$$^{\circ}\text{C} = \frac{5}{9} (^{\circ}\text{F} - 32)$$

## *Resumo*

A matéria existe em três estados físicos, gás, líquido e sólido, os quais são conhecidos como estados da matéria. Um estado físico não comum na Terra é o plasma.

A massa é uma medida direta da quantidade de matéria do objeto. Tanto a inércia quanto o peso de um objeto são determinados pela sua massa. O peso depende do local e, portanto, seu uso é limitado.

Cada substância tem um conjunto único de propriedades físicas e químicas. Propriedades intensivas independem da quantidade de matéria analisada. Propriedades extensivas relacionam-se com a quantidade de matéria.

Energia é a capacidade de realizar trabalho. Calor é a forma de energia que é transferida de um objeto mais quente para um menos quente. A temperatura de um objeto é a medida da energia cinética das partículas constituintes do objeto.

# Aula 3

---

## *5. Elementos, compostos e misturas*

Basicamente os vários tipos de matéria podem ser separados em duas divisões principais: 1) substâncias puras, e 2) misturas.

### *Substâncias puras*

A maioria das formas de matéria que encontramos – por exemplo, o sal obtido nas salinas e a gasolina para carros – não são quimicamente puros. Entretanto, podemos decompor ou separar esses tipos de matéria em substâncias puras diferentes. Sob um determinado conjunto de condições experimentais uma substância pura *é a matéria que apresenta um conjunto de propriedades físicas e químicas distintas e uma composição que não depende da história prévia ou do método de preparação da substância*. O cloreto de sódio tem as mesmas propriedades, independentemente de ter sido obtido nas salinas ou preparado em laboratório reagindo hidróxido de sódio com ácido clorídrico.

### *Misturas*

Por outro lado, as misturas podem variar amplamente em composição química. Conseqüentemente as suas propriedades físicas e químicas variam com a composição, e podem depender do modo de preparação. A maioria dos materiais que ocorrem na natureza são misturas de substâncias. Por exemplo, uma solução de sal em água, um punhado de terra ou lasca de madeira são todos misturas. *Misturas são combinações de duas ou mais substâncias nas quais cada uma mantém sua própria identidade química.*

### *Quais são os tipos de substâncias?*

As substâncias são de dois tipos: substâncias elementares (ou elementos) e substâncias compostas (ou compostos).

Um elemento é *uma substância simples, fundamental e elementar. Não pode ser decomposto em substâncias mais simples pelos métodos químicos comuns.* A abundância desses elementos varia bastante, por exemplo, apenas cinco elementos respondem por mais de 90% da crosta terrestre: oxigênio, silício, alumínio, ferro e cálcio. E no corpo humano, apenas três elementos (oxigênio, carbono e hidrogênio) respondem por mais de 90% da massa do corpo humano.

A IUPAC dispõe uma tabela periódica com os elementos até hoje conhecidos pelo homem, que é periodicamente atualizada. Na tabela periódica os elementos estão representados por **símbolos químicos** que consistem de uma ou duas letras, com a primeira maiúscula e estão organizados em linhas (períodos) e colunas (grupos). A Tabela 04 mostra alguns elementos mais comuns e seus símbolos.

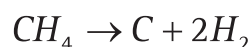
([www.iupac.org/reports/periodic\\_table/](http://www.iupac.org/reports/periodic_table/))

Elemento	Símbolo
Carbono	C
Oxigênio	O
Hidrogênio	H
Ferro	Fe
Silício	Si
Alumínio	Al
Cálcio	Ca
Nitrogênio	N
Fósforo	P
Sódio	Na

Tabela 04: Alguns elementos químicos comuns e seus símbolos

Compostos são constituídos de dois ou mais elementos combinados em uma relação definida e podem ser decompostos em seus elementos constituintes. A observação de que a composição elementar de um composto puro é sempre a mesma é conhecida como a **lei da composição constante** (ou **lei das proporções definidas**) formulada pelo químico francês Joseph Louis Proust por volta de 1800. Assim como os elementos são representados por símbolos, os compostos são representados por **fórmulas químicas**. A fórmula química de um composto é a combinação dos símbolos de seus elementos, logo NaCl, H<sub>2</sub>O e CO<sub>2</sub> representam o cloreto de sódio, a água e o dióxido de carbono, respectivamente. A decomposição de um composto pode gerar elementos e/ou outros compostos como mostra o exemplo abaixo:

<http://br.geocities.com/geniosdaciencia/paginaproust.html>



A decomposição do metano gerou o elemento carbono e o composto molecular hidrogênio, que são substâncias mais simples e de massa menor que o metano original. Um composto puro tem a mesma composição e propriedades independentemente de sua origem. Tanto os químicos como a natureza têm que usar os mesmos elementos e trabalhar sob as mesmas leis naturais. Quando dois materiais diferem na composição e nas propriedades, sabemos que são constituídos de compostos diferentes ou que eles diferem na pureza.

### *E as misturas? Como são classificadas?*

As misturas são classificadas em homogêneas e heterogêneas. A mistura homogênea apresenta uma única fase (monofásica) enquanto que a heterogênea pode apresentar duas ou mais fases.

---

*A fase é definida como sendo uma região distinta, na qual a composição e todas as propriedades são uniformes.*

A maioria das matérias que encontramos consiste de misturas de diferentes substâncias. Cada substância em uma mistura **mantém sua própria identidade química** e, conseqüentemente, suas próprias propriedades. Enquanto as substâncias puras têm composição fixas, as composições das misturas podem variar.

Misturas que são uniformes são homogêneas. Usualmente são chamadas de soluções. Uma solução pode ser sólida, líquida ou gasosa e seus componentes podem estar presentes em qualquer número, logo estas soluções não apresentam composição única como os compostos. Os componentes de uma solução podem ser separados por processos físicos, isto é, sem o uso de reações químicas. Muitas substâncias dissolvem-se em água para formar misturas homogêneas.

Em nível químico, toda a matéria é classificada basicamente como elementos ou compostos.

### *As transformações da matéria*

As transformações da matéria são classificadas em físicas e químicas. As transformações físicas não alteram a identidade das substâncias. As mudanças de estado físico (por exemplo, de sólido para líquido) são exemplos deste tipo de transformações. Nas transformações químicas, ou reações químicas, a substância – a matéria – é transformada em outra substância com propriedades físicas e químicas diferentes.

## Separação de misturas

Como os componentes de uma mistura mantêm suas propriedades, podemos separá-los, tirando vantagem das diferenças em suas propriedades. Tanto componentes de uma mistura heterogênea, como de uma mistura homogênea podem ser separados. Muitas vezes as propriedades dos componentes são tão diferentes que estes nem se misturam ou quando se tenta misturá-los eles já se separaram. É o caso da água e óleo. Outras vezes, as diferenças são acentuadas em uma propriedade, por exemplo, o ponto de ebulição (pe), como é o caso do álcool (pe = 78,5 °C) e água (pe = 100 °C). Esta propriedade permite separar os componentes da mistura. Dependendo da composição da mistura, há uma técnica de separação adequada para separar os componentes. Um exemplo de separação é quando a água do mar (mistura) é fervida, a água que é mais volátil, evapora, e os componentes do sal (ou sais) ficam no balão. O vapor de água é convertido de volta ao estado líquido no condensador. Esse processo é chamado de destilação.

(<http://pt.wikipedia.org/wiki/Mistura>)

## Densidade

Uma das propriedades que caracterizam uma substância é a sua densidade. É definida como a massa da unidade de volume de uma substância, ou, simplesmente, massa por unidade de volume.

$$\text{Densidade} = \frac{\text{massa}}{\text{volume}}$$

A densidade de sólidos e líquidos é, em geral, expressa em unidades de gramas por centímetro cúbico (g/cm<sup>3</sup>) ou gramas por mililitro (g/mL). Uma vez que a maioria das substâncias varia o volume quando é aquecida ou resfriada, as densidades são dependentes da temperatura. A Tabela 05 relata densidades de algumas substâncias. Quando relatamos densidades, a temperatura deve ser especificada.

Substância	Densidade (g/cm <sup>3</sup> )
Ar	0,001
Etanol	0,79
Água	1,00
Ferro	7,9
Ouro	19,32

## *Volume*

A unidade básica SI de volume é o metro cúbico, ou  $\text{m}^3$ , o volume de um cubo que tem 1 metro em cada aresta. Unidades menores, tais como centímetros cúbicos,  $\text{cm}^3$ , são frequentemente usadas em química. Outra unidade de volume quase sempre usada em química é o litro (L), que é igual a um decímetro cúbico,  $\text{dm}^3$ . O litro é a primeira unidade métrica que encontramos e que não é uma unidade SI. Abaixo estão algumas relações entre unidades de volume.

$$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ mL} \quad 1 \text{ dm}^3 = 1000 \quad 1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$$

### *Resumo*

A matéria pode ser classificada por sua composição, e basicamente pode ser dividida em substâncias puras e misturas. Existem dois tipos de substâncias puras: elementos e compostos. Cada elemento tem um único tipo de átomo e é representado por seu símbolo químico que consiste de uma ou duas letras, sendo a primeira maiúscula. Os compostos consistem de dois ou mais elementos unidos quimicamente.

A maior parte da matéria consiste de uma mistura de substâncias. As misturas têm composições variáveis e podem ser homogêneas ou heterogêneas; misturas homogêneas apresentam uma única fase e são chamadas de soluções. As misturas heterogêneas apresentam duas ou mais fases.

Durante uma transformação física, a matéria não muda sua composição. As mudanças de estado são físicas. Em uma transformação química (reação química), uma substância é transformada em outra quimicamente diferente.

A densidade é definida como massa por unidade de volume e expressa a quantidade de matéria presente em uma dada unidade de volume.

A unidade básica SI de volume é o metro cúbico, ou  $\text{m}^3$ , o volume de um cubo que tem 1 metro em cada aresta.

# Aula 4

## 6. As leis das transformações químicas

A observação de muitas reações químicas ao longo do tempo revelou certo número de consistências conhecidas por leis das transformações químicas. Coube ao francês Antoine-Laurent de Lavoisier, em 1774, o papel de tornar mundialmente conhecida a lei que explica o princípio da conservação das massas durante uma reação química.

Lavoisier tinha a balança como um de seus principais instrumentos em suas atividades experimentais. O químico francês realizava experiências sobre a combustão e a calcinação de substâncias e observou que, dessas reações, sempre resultavam óxidos cujo peso era maior que o das substâncias originalmente usadas. Os estudos experimentais realizados por Lavoisier levaram-no a concluir que, numa reação química que se processe num sistema fechado, a massa permanece constante, ou seja, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos:

$$m(\text{reagentes}) = m(\text{produtos})$$

A segunda lei das transformações químicas é a lei da composição definida. Foi elaborada, em 1797, pelo químico Joseph Louis Proust. Ele verificou que as massas dos reagentes e as massas dos produtos que participam de uma reação química obedecem sempre a uma proporção constante. Assim, para a reação entre hidrogênio e oxigênio formando água, os seguintes valores experimentais, em massa, podem ser obtidos:

Hidrogênio	Oxigênio	Água
5,0g	40,0g	45,0g
20,0g	160,0g	180,0g
0,8g	6,4g	7,2g

Observe que para cada reação, a massa do produto é igual à massa dos reagentes, o que concorda com a lei da conservação da massa. As massas dos reagentes e do produto que participam das reações são diferentes, mas as

*Em qualquer reação química os átomos não são nem criados nem destruídos.*

relações massa de oxigênio/massa de hidrogênio, massa de água/massa de hidrogênio e massa de água/massa de oxigênio são sempre constantes. Essa lei foi, mais tarde, a base para a teoria atômica de Dalton, que corrobora esta lei.

---

## *Resumo*

Em uma reação química em um sistema fechado não há ganho nem perda de matéria. Esta constatação foi feita por Antoine-Laurent de Lavoisier químico francês que iniciou a química moderna.

A lei da composição definida, proposta pelo químico francês Joseph Louis Proust, nos diz que a composição de qualquer substância é constante.



# Aula 5

---

## *7. A teoria atômica de Dalton*

A idéia de uma concepção atomística da matéria remonta às especulações dos filósofos gregos da Antigüidade, mas sua formulação em bases científicas é atribuída ao químico e físico inglês **John Dalton**.

No início do século XIX acreditava-se que havia diferenças fundamentais entre os elementos, compostos e misturas. As leis da conservação da massa e da composição definida haviam sido propostas, mas não explicavam o porquê das massas serem conservadas durante uma reação química e por que certos tipos de matéria pareciam ter a mesma composição.

Dalton, utilizando o conceito grego da existência dos átomos, foi capaz de sustentá-lo com evidências experimentais que ele e outros obtiveram. A teoria atômica de Dalton foi baseada nos seguintes postulados:

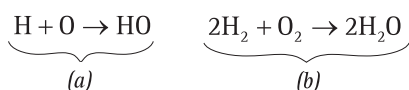
1. Uma substância elementar pode ser subdividida até se conseguir partículas indivisíveis chamadas átomos.
2. Os átomos de um mesmo elemento são todos idênticos; os átomos de elementos diferentes têm massas e propriedades diferentes.
3. É impossível criar ou destruir um átomo de um elemento. Os átomos de um elemento não se convertem em diferentes tipos de átomos por meio de reações químicas.
4. Os compostos são formados quando átomos de mais de um elemento se combinam; um determinado composto tem sempre o mesmo número relativo dos mesmos tipos de átomo.
5. Compostos mais simples entre dois elementos, consistem em compostos de apenas um átomo de cada elemento.

De acordo com a teoria atômica de Dalton, átomos são os componentes básicos da matéria. Um elemento é composto de apenas um tipo de átomo, enquanto um composto contém átomos de dois ou mais elementos.

Sua teoria explicava várias leis de combinação química que eram conhecidas naquela época, como por exemplo, a lei da **composição definida** (postulado 5) e a lei da **conservação das massas** (postulado 4). Porém, sabemos que os postulados 1 e 2 propostos por ele não refletem o que hoje é observado através dos experimentos científicos.

Mas o grande erro de Dalton estava no **postulado 6**. Dalton não tinha uma forma de determinar as **massas atômicas** de uma forma precisa, de modo que ele fez, erroneamente, a proposição que, *no composto mais simples entre dois elementos, existiriam apenas um átomo de cada elemento*. Assim sendo, a composição da água, por exemplo, seria HO e não H<sub>2</sub>O.

*Figura 02: A reação de formação da água segundo (a) Dalton e (b) como é aceita hoje.*



## 8. Massa atômica

Como vimos anteriormente uma das grandes limitações de Dalton foi não poder determinar as massas atômicas com a precisão e exatidão necessária, e um postulado importante da teoria atômica de Dalton é que a massa se conserva durante as reações químicas.

A massa atômica (MA) de um elemento é normalmente expressa pela unidade de massa atômica (u):

$$1 \text{ u} = 1,66054 \times 10^{-24} \text{ g} \quad \text{e} \quad 1 \text{ g} = 6,02214 \times 10^{23} \text{ u}$$

O átomo que tem a menor massa é o hidrogênio, 1u. *Uma unidade de massa atômica é 1/12 avos da massa do átomo do carbono mais comum*. Quando consultamos a tabela periódica os valores encontrados das massas atômicas dos elementos são os valores médios, pois a maioria dos elementos é encontrada na natureza como uma mistura de vários átomos. Podemos determinar a **massa atômica média** de um elemento usando as massas de seus vários átomos e suas abundâncias relativas. O carbono é encontrado na natureza, por exemplo, é composto de 98,93% de C<sup>12</sup> e 1,07% de C<sup>13</sup>. As massas desses núclídeos são 12 u (exatamente) e 13,00335 u, respectivamente. Calculando a massa atômica média (ou massa atômica) do elemento carbono a partir dos dados fornecidos, temos:

$$\text{MA}(\text{C}) = (0,9893) (12 \text{ u}) + (0,0107) (13,00335 \text{ u}) = 12,01 \text{ u}$$

## 9. Massa molecular

Antes de começarmos a estudar a massa molecular é interessante conceituarmos o que vem a ser molécula. Uma **molécula** é um conjunto eletricamente neutro de dois ou mais átomos unidos por pares compartilhados de elétrons (ligações covalentes) que se comportam como uma única partícula. Uma substância que apresente somente ligações covalentes e formada por moléculas discretas é chamada de substância molecular cuja ligação suficientemente forte caracteriza como uma identidade estável.

A massa molecular (MM) de uma substância é a soma das massas atômicas de seus átomos constituintes. Por exemplo, sendo que a massa atômica do elemento carbono é 12,0107 u e a do elemento hidrogênio é 1,00794 u, então a massa molecular do etileno (C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>) será:

$$\text{MM (C}_2\text{H}_4) = 2 (12,0107 \text{ u}) + 4 (1,00794 \text{ u}) = 28,0 \text{ u}$$

## 10. O mol e a massa molar

A definição atual de Mol, cujo símbolo da unidade é o mol, foi proposta pela União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC), União Internacional de Física Pura e Aplicada (IUPAP) e pela Organização Internacional para Padronização (ISO), como unidade de base no Sistema Internacional de Unidades (SI) para a *grandeza quantidade de matéria*.

Assim como qualquer grandeza, somente o nome de sua unidade aceita o plural. No Brasil, o nome e o símbolo da unidade de medida da grandeza quantidade de matéria são idênticos, isto é: mol e mol, respectivamente.

Ao utilizar o termo mol, deve-se especificar quais são as entidades elementares em questão (átomos, moléculas, íons, etc).

**O mol, como símbolo de unidade, não aceita plural.**

Exemplos: 10,5 m (e não 10,5 ms), 7,2 L (e não 7,2 Ls); 5,0 mol (e não 5,0 mols).

**Como nome da unidade, o plural deve ser empregado da seguinte forma:**

Uma solução contém 3 mols de íons cloreto.

---

*"O mol é a quantidade de matéria de um sistema que contém tantas entidades elementares quanto são os átomos contidos em 12 g de carbono-12."*

O conceito de mol está intimamente ligado a Constante de Avogrado ( $N_A$ ), como segue:

$$\begin{aligned} \text{Massa de 1 mol de átomos de } C^{12} &= N_A \times (\text{massa de um átomo de } C^{12}) \\ 12 \text{ g/mol} &= N_A \times 12\text{u} \end{aligned}$$

$$N_A = \frac{12\text{g/mol}}{12\text{u}} = \frac{1\text{g/mol}}{1\text{u}} = \frac{1\text{g/mol}}{(1,66054 \times 10^{-24} \text{g})} = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Um mol de átomos, um mol de moléculas ou um mol de qualquer coisa contém a constante de Avogrado desses objetos:

$$1 \text{ mol de átomos de } C^{12} = 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de } C^{12}$$

$$1 \text{ mol de moléculas de } H_2O = 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas de } H_2O$$

### *Massa molar*

A massa em gramas de 1 mol de certa substância é chamada de **massa molar**. Um mol é sempre o mesmo número ( $6,02 \times 10^{23}$ ), mas um mol de diferentes substâncias terá diferentes massas. A massa molar (em g/mol) de uma substância é sempre numericamente igual a sua massa molecular (em u), independentemente da substância conforme mostra os exemplos abaixo:

$$1 \text{ átomo de } C^{12} \text{ tem massa de } 12 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol de } C^{12} \text{ tem massa de } 12 \text{ g}$$

$$1 \text{ molécula de } H_2O \text{ tem massa de } 18,0 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol de } H_2O \text{ tem massa de } 18,0 \text{ g}$$

$$1 \text{ unidade de NaCl tem massa de } 58,5 \text{ g} \rightarrow 1 \text{ mol de NaCl tem massa de } 58,5 \text{ g}$$

## *Resumo*

O modelo atômico de Dalton foi baseado na proposição de que os átomos são indivisíveis, imutáveis, e aparentemente sem estrutura, e este foi o sucesso na explicação de muitas características de transformações químicas.

A massa atômica de um elemento é a média ponderal das massas de seus átomos de ocorrência natural, expressa na escala na qual a massa de um átomo de C<sup>12</sup> é fixada como exatamente igual a 12 u.

Uma molécula é um conjunto electricamente neutro de dois ou mais átomos unidos por pares compartilhados de elétrons (ligações covalentes) que se comportam como uma única partícula.

A massa molecular de uma substância é a soma das massas atômicas de seus átomos constituintes.

O mol é a quantidade de matéria de um sistema que contém tantas entidades elementares quanto são os átomos contidos em 12 g de carbono-12. O conceito de mol está intimamente ligado a Constante de Avogrado -  $6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

A massa em gramas de 1 mol de certa substância é chamada de massa molar.

# Questões - Módulo I

01) Quais das propriedades abaixo são as mais indicadas para verificar se é pura uma certa amostra sólida de uma substância conhecida?

- a) Cor e densidade
- b) Ponto de fusão e densidade
- c) Cor e dureza
- d) Cor e ponto de fusão
- e) Densidade e dureza

02) Das transformações abaixo qual não é considerado uma reação química:

- a) Evaporação da água.
- b) Combustão do gás de cozinha.
- c) Ingestão de um antiácido.
- d) Formação de ferrugem.
- e) Corrosão de uma placa de ferro.

03) Um professor realizou várias experiências (a 20° e 1 atm) e organizou a seguinte tabela:

Substância	PF (°C)	PE (°C)	Densidade (g/cm <sup>3</sup> )	Solubilidade em água a 20°
A	115	200	2,0	insolúvel
B	-10	15	0,4	insolúvel
C	-30	60	0,8	solúvel
D	-300	-188	0,6	insolúvel
E	12	95	1,2	insolúvel

De acordo com a tabela, indique a afirmativa incorreta:

- a) O estado físico da substância D, à temperatura ambiente, é gasoso.
- b) Se misturarmos a substância B com a substância D, a temperatura ambiente, forma-se uma mistura homogênea.
- c) A substância mais volátil, á temperatura ambiente, é A.
- d) Se misturarmos as substâncias A, C e água, forma-se um sistema difásico.
- e) O processo mais adequado para separarmos uma mistura da substância C com água, à temperatura ambiente, é destilação simples.

04) A tabela a seguir apresenta exemplos de substâncias químicas com seus pontos de fusão (PF) e ebulição (PE) a pressão de 1atm.

Substância	PF (°C)	PE (°C)
Clorofórmio	-63	61
Fenol	43	182
Água	0	100
Éter Etilico	-116	34
Pentano	-130	36

Em um dia muito quente, cuja temperatura é de 38°C e pressão 1atm, as substâncias que se apresentam no estado líquido são:

- a) Éter etílico e pentano
- b) Clorofórmio e água
- c) Fenol e pentano
- d) Água e éter etílico
- e) Éter etílico e clorofórmio

05) Qual das alternativas abaixo representa um sistema heterogêneo?

- a) Uma mistura de dois líquidos com mesma densidade
- b) Uma substância composta em um único estado físico
- c) Uma mistura de duas substâncias constituindo uma única fase
- d) Uma substância pura em diferentes estados físicos
- e) Uma substância pura e um único estado físico

06) Julgue os itens:

- I. A fusão é acompanhada de um aumento da organização molecular.
- II. O iodo é uma substância capaz de sublimar e re-sublimar.
- III. Ao sofrer vaporização, a molécula do vapor resultante da transformação física, apresenta constituição molecular diferente que a do líquido original.
- IV. O estado gasoso, para uma mesma substância, normalmente é mais energético.
- V. A solidificação, geralmente, é acompanhada de um aumento de densidade.

São corretos:

- a) I, III, IV
- b) II, IV, V
- c) II, III, IV, V
- d) I, III, V
- e) Todas estão corretas

07) Um químico tem:

- I. Uma mistura de água, óleo e areia
- II. uma mistura de gelo, água e álcool
- III. Uma barra de ouro 18K
- IV. Água pura

Qual o número de fases encontrado em cada item, respectivamente:

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

08) Se o número 23,75432678 for arredondado de maneira a possuir somente 04 números significativos, o resultado será:

- a) 23,75
- b) 23,76
- c) 23,74
- d) 23,754
- e) 23,755

09) A poluição de algumas praias brasileiras é crítica. Sobre o mar é correto afirmar:

- a) O sal (cloreto de sódio) dissolvido em suas águas é proveniente da decomposição de materiais orgânicos da fauna marinha.
- b) As águas do mar morto são mais densas que as do litoral brasileiro devido à alta concentração salina



- c) Pode-se separar os sais de suas águas por decantação.
- d) O cloreto de sódio dissolvido produz uma solução molecular alcalina, que é neutralizada pelas algas marinhas.
- e) Durante um derramamento de petróleo, que traz conseqüências ambientais incalculáveis, esta mistura de hidrocarbonetos, altamente miscível com a água do mar, produz uma mistura homogênea.

**10) Entre as transformações citadas a seguir, aquela que não representa um fenômeno químico é:**

- a) cozimento do ovo.
- b) queima do carvão.
- c) amadurecimento de uma fruta.
- d) azedamento do leite.
- e) formação de orvalho.

**11) Quantos algarismos significativos o número  $34,6 \times 10^{-12}$  possui?**

- a) 05
- b) 03
- c) 04
- d) 02
- e) 15

**12) A altura de uma peça de madeira é de 72,0 polegadas. Esta altura em centímetros é de:**

Dados: 1 pol – 2,54 cm

- a) 100 cm
- b) 140 cm
- c) 200 cm
- d) 190 cm
- e) 183 cm

# *Módulo II*

---

*Estequiometria Aritmética Química*

# Aula 6

## 11. Fórmulas químicas

A fórmula química é geralmente usada para representar uma substância. Uma fórmula pode nos passar informações **qualitativas** e **quantitativas**.

Qualitativamente podemos ver quais são os tipos de átomos que compõem o composto. Além disso, a fórmula simplesmente representa o nome do composto.

Quantitativamente, a fórmula pode indicar o número de cada tipo de átomo em uma molécula. Também pode ser usada para expressar a quantidade de matéria dos átomos que constituem o composto.

### Fórmula molecular

É a fórmula química que indica o número e o tipo de átomos em uma molécula. Emprega símbolos e subíndices. Uma molécula de sacarose consiste em 12 átomos de carbono, 22 átomos de hidrogênio e 11 átomos de oxigênio, como são mostrados na fórmula molecular  $C_{12}H_{22}O_{11}$ . A fórmula molecular também especifica a quantidade de matéria de cada elemento na molécula, logo, em 1 mol de moléculas de sacarose há 12 mols de átomos de carbono, 22 mols de átomos de hidrogênio e 11 mols de átomos de oxigênio. A tabela 06 mostra algumas fórmulas moleculares.

Substância	Fórmula Molecular
Etileno	$C_2H_4$
Benzeno	$C_6H_6$
Amônia	$NH_3$
Nicotina	$C_{10}H_{14}N_2$

Tabela 06: Fórmulas moleculares de alguns compostos.

### Fórmula mínima ou empírica

Fornece o número relativo de átomos de diferentes elementos em um composto, sendo que tais números são expressos como uma razão mais simples. Os subín-

lices em uma fórmula mínima são sempre os menores números inteiros proporcionais possíveis. A **fórmula mínima** da glicose, a qual consiste em átomos de carbono, hidrogênio e oxigênio em uma proporção de 1:2:1, é  $\text{CH}_2\text{O}$ . A fórmula molecular de uma substância é sempre um múltiplo inteiro de sua fórmula mínima. Por exemplo, a fórmula molecular da glicose  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , é seis vezes sua fórmula mínima. A tabela 07 mostra algumas fórmulas moleculares e mínimas. No caso de substâncias que não são compostas de moléculas (por exemplo, sais), estas são representadas por fórmulas mínimas e não fórmulas moleculares.

Tabela 07: As fórmulas moleculares e mínimas

Substância	Fórmula Molecular	Fórmula Mínima
Água	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{O}$
Etileno	$\text{C}_2\text{H}_4$	$\text{CH}_2$
Benzeno	$\text{C}_6\text{H}_6$	$\text{CH}$
Amônia	$\text{NH}_3$	$\text{NH}_3$
Nicotina	$\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2$	$\text{C}_5\text{H}_7\text{N}$
Cloreto de Sódio		$\text{NaCl}$
Nitrato da Sódio		$\text{NaNO}_3$
Carbeto de Silício		$\text{SiC}$

### *Fórmula estrutural*

A fórmula molecular de uma substância indica sua composição, mas não mostra como os átomos se unem para formar moléculas. A **fórmula estrutural** de uma substância mostra quais átomos estão ligados a quais em uma molécula. A fórmula estrutural pode ser expressa de maneira bidimensional, em perspectiva para dar mais noção de aparência tridimensional.

### *Fórmula unitária*

É utilizada para substâncias não-moleculares. O grupo de átomos mostrado na fórmula empírica é chamado de **fórmula unitária**, e esta massa, a massa de fórmula. Por exemplo, a fórmula empírica do cloreto de cálcio, que não é um composto molecular, é  $\text{CaCl}_2$ . Assim, uma fórmula unitária de cloreto de cálcio consiste em um átomo de cálcio e dois átomos de cloro.

## 12. Cálculos a partir das fórmulas químicas

### Composição percentual a partir das fórmulas moleculares

Para calcular a **composição percentual** de um composto precisamos conhecer a fórmula molecular, a massa molecular do composto, a massa atômica de cada elemento no qual estamos interessados e do número de cada átomo de cada elemento na fórmula química:

$$\% \text{ do elemento} = \frac{(\text{número de átomos do elemento}) (\text{massa atômica do elemento})}{(\text{massa molecular do composto})} = 100\%$$

**Exemplo:** Calcule a composição percentual da nicotina,  $C_{10}H_{14}N_2$ , sabendo que as massas atômicas dos elementos químicos são C (12,0107u); H (1,00794u); N (14,0067u).

$$\begin{aligned} \text{Massa molecular do composto} &= 10 (12,0107 \text{ u}) + 14 (1,00794 \text{ u}) + 2 (14,0067 \text{ u}) \\ &= 162,2316 \text{ u} \end{aligned}$$

$$\%C = \frac{(10)(12,0107u)}{162,2316u} \times 100\% = 74,0\%$$

$$\%H = \frac{(14)(1,00794u)}{162,2316u} \times 100\% = 8,7\%$$

$$\%N = \frac{(2)(14,0067u)}{162,2316u} \times 100\% = 17,3\%$$

### Fórmulas mínimas a partir de análises

A fórmula mínima de uma substância diz o número relativo de átomos de cada elemento que ela contém. Assim, a fórmula química da água,  $H_2O$ , indica que a água contém 2 átomos de hidrogênio e 1 átomo de oxigênio. Essa razão também se aplica a nível molar; logo, 1 mol de água contém 2 mols de átomos de hidrogênio e 1 mol de átomos de oxigênio. A razão da quantidade de matéria de cada elemento em um composto dá os índices inferiores da fórmula mínima do composto. Portanto, o conceito de mol fornece uma maneira de calcular as fórmulas mínimas das substâncias químicas.

**Exemplo:** O elemento químico mercúrio forma um composto com o cloro que tem 73,9% de mercúrio e 26,1% de cloro em massa. Determine a fórmula mínima deste composto sabendo que: 1 mol de Hg possui 200,59g e 1 mol de Cl possui 35,453g.

As informações fornecidas permitem fazer a seguinte correlação:  
Em 100g de composto teremos 73,9g de mercúrio e 26,1g de cloro, logo

$$(73,9g \text{ de Hg}) \left( \frac{1 \text{ mol de Hg}}{200,59g \text{ de Hg}} \right) = 0,368 \text{ mol de Hg}$$

$$(26,1g \text{ de Cl}) \left( \frac{1 \text{ mol de Cl}}{35,453g \text{ de Cl}} \right) = 0,736 \text{ mol de Cl}$$

Dividindo a maior quantidade de matéria pela menor para obter uma razão molar:

$$\left( \frac{0,736 \text{ mol de Cl}}{0,368 \text{ mol de Hg}} \right) \div \left( \frac{0,368 \text{ mol de Hg}}{0,368 \text{ mol de Hg}} \right) = \frac{2,0 \text{ mol de Cl}}{1 \text{ mol de Hg}}$$

Então, podemos concluir que a fórmula mínima para o composto é  $\text{HgCl}_2$ .

### *Fórmula molecular a partir de fórmula mínima*

Podemos obter a fórmula molecular a partir da fórmula mínima se conhecermos a **massa molecular** do composto. Os índices inferiores da fórmula molecular de uma substância são sempre números múltiplos inteiros dos índices inferiores da sua fórmula mínima. O múltiplo é encontrado comparando a massa da fórmula mínima com a massa molecular.

**Exemplo:** O mesitileno, hidrocarboneto encontrado em pequenas quantidades no petróleo, tem uma fórmula mínima  $\text{C}_3\text{H}_4$ . A massa molecular, determinada experimentalmente, para essa substância é 121u. Qual é a fórmula molecular do mesitileno? Sabendo que as massas atômicas dos elementos químicos são C (12,0107u) e H (1,00794u).

A partir da fórmula mínima calculamos a massa molecular da fórmula,  $\text{C}_3\text{H}_4$ :

$$3 (12,0107u) + 4 (1,00794u) = 40,1u$$

Dividindo a massa molecular obtida experimentalmente pela massa molecular calculada pela fórmula mínima, temos:

$$\frac{\text{massa molecular experimental}}{\text{massa molecular calculada}} = \frac{121,0u}{40,1u} = 3,0$$

Apenas números inteiros têm sentido físicos, porque temos que lidar com átomos inteiros. Portanto, multiplicamos cada índice inferior da fórmula mínima por 3 para dar a fórmula molecular,  $C_9H_{12}$ .

## Resumo

A fórmula química é geralmente usada para representar uma substância. Uma fórmula pode nos passar informações qualitativas e quantitativas.

Qualitativamente podemos ver quais são os tipos de átomos que compõem o composto. Quantitativamente, a fórmula pode indicar o número de cada tipo de átomo em uma molécula.

Fórmula molecular é a fórmula química que indica o número e o tipo de átomos em uma molécula.

Fórmula mínima ou empírica fornece o número relativo de átomos de diferentes elementos em um composto, sendo que tais números são expressos como uma razão mais simples.

A fórmula estrutural de uma substância mostra quais átomos estão ligados a quais em uma molécula, bem como mostra a disposição espacial destes átomos.

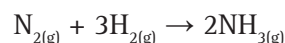
A fórmula unitária é utilizada para substâncias não-moleculares. O grupo de átomos mostrado na fórmula empírica é chamado de fórmula unitária.

Vários cálculos a partir das fórmulas químicas podem ser realizados. Pode-se obter a fórmula molecular a partir de sua fórmula mínima, a composição percentual de uma substância a partir da sua fórmula molecular e a fórmula mínima a partir de análises experimentais.

# Aula 7

## 13. Equações químicas

As reações químicas são representadas pelas **equações químicas**. Quando a molécula de nitrogênio reage com a molécula de hidrogênio para formar amônia, escrevemos a equação química para essa reação conforme é mostrado abaixo:



À esquerda desta equação estão os **reagentes**, as moléculas de nitrogênio e hidrogênio, e à direita o **produto**, amônia. Os números diante das fórmulas químicas são os **coeficientes estequiométricos**. Os subíndices indicam quantos átomos formam as moléculas.

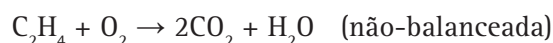
A equação química acima está **balanceada**. Uma equação balanceada deve mostrar, entre outras coisas, que os *átomos são conservados na reação*; todos os átomos nos reagentes devem ter correspondentes nos produtos. Uma equação química balanceada obedece à lei da conservação da massa, que mostra que durante uma reação química não há ganho nem perda de massa.

Durante o balanceamento os subíndices não são alterados. Para exemplificar o processo de balanceamento, vamos considerar a reação entre os compostos eteno ( $\text{C}_2\text{H}_4$ ) e oxigênio ( $\text{O}_2$ ) gerando como produtos os compostos dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) e água ( $\text{H}_2\text{O}$ ). A equação não-balanceada é:



Balanceando primeiro o elemento que aparece em menor número de fórmulas químicas de cada lado da reação, temos o elemento carbono nesta situação, então pegaremos a molécula de eteno para análise.

Uma molécula de eteno contém número de átomos de carbono diferente que uma molécula de dióxido de carbono, logo um coeficiente adequado será o número 2 para a molécula de dióxido de carbono, logo a equação ficaria:



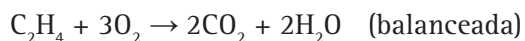
Agora o número de átomos de carbono está igual em ambos os lados, mas os de oxigênio e hidrogênio não. Temos cinco átomos de oxigênio e dois



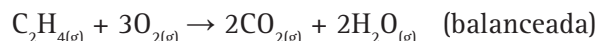
átomos de hidrogênio no lado dos produtos e quatro de hidrogênio e dois de oxigênio no lado dos reagentes. Para balancear os átomos de hidrogênio colocaremos o número 2 para a molécula de água, logo:



Com o número de átomos de carbono e hidrogênio igual em ambos os lados, faltam agora balancear os átomos de oxigênio e para isso colocaremos o número 3 para a molécula de oxigênio. Com isto, o balanceamento estará completo, pois igualaremos os números de átomos antes e após a reação:



Informações adicionais podem ser colocadas nas equações químicas balanceadas para indicar o estado físico de cada reagente e produtos. As anotações (g), (l), (s) e (aq) são usadas para os estados gasoso, líquido, sólido e aquoso respectivamente. Portanto a equação pode ser escrita

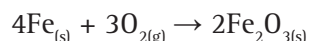


As condições sob as quais a reação ocorre podem aparecer acima ou abaixo da seta da reação. O símbolo  $\Delta$  é, em geral, colocado abaixo da seta para indicar o uso de aquecimento.

O método usado para o balanceamento desta equação é denominado **método de tentativa e erro**. Esse método funciona para a maioria das equações químicas.

### *Os significados de uma equação química*

Qualitativamente, uma equação química descreve quais são os reagentes e produtos de uma reação. Por exemplo,



Representa uma reação na qual o ferro reage com o oxigênio para formar o óxido de ferro.

Quantitativamente, uma equação química balanceada especifica uma relação numérica das quantidades dos reagentes e produtos de uma reação. A Tabela 08 estabelece essas relações.

Tabela 08: Relações quantitativas entre reagentes e produtos.

$4 \text{ Fe}_{(s)}$	+	$3 \text{ O}_{2(g)}$	→	$2 \text{ Fe}_2\text{O}_{3(s)}$
4 átomos		3 moléculas		2 fórmulas unitárias
4 ( $6,02 \times 10^{23}$ átomos)		3 ( $6,02 \times 10^{23}$ moléculas)		2 ( $6,02 \times 10^{23}$ fórmulas unitárias)
4 mol		3 mol		2 mol

Os coeficientes em uma equação química balanceada podem ser interpretados tanto como o número relativo de moléculas (ou fórmulas unitárias) em uma reação quanto como a quantidade relativa de matéria.

As quantidades 4 mols de ferro, 3 mols de oxigênio e 2 mols de óxido de ferro, dadas pelos coeficientes, são chamadas de quantidades estequiometricamente equivalentes. A relação entre essas quantidades pode ser representada



Onde o símbolo  $\cong$  significa ‘estequiometricamente equivalente a’. A equação química mostra 4 mols de Fe e 3 mols de  $\text{O}_2$  formando 2 mols de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . Essas relações estequiométricas podem ser usadas para fazer a conversão entre quantidades de reagentes e produtos em uma reação química.

### Cálculos estequiométricos

Estabelecido as equivalências estequiométricas entre reagentes e produtos, podemos obter os fatores unitários

$$\frac{4 \text{ átomos de Fe}}{3 \text{ moléculas de O}_2}$$

$$\frac{4 \text{ átomos de Fe}}{2 \text{ fórmulas unitárias de Fe}_2\text{O}_3}$$

$$\frac{3 \text{ moléculas de O}_2}{2 \text{ fórmulas unitárias de Fe}_2\text{O}_3}$$

E trabalhando com o conceito de mol

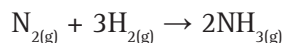
$$\frac{4 \text{ mol de átomos de Fe}}{3 \text{ mol de moléculas de O}_2}$$

$$\frac{4 \text{ mol de átomos de Fe}}{2 \text{ mol de fórmulas unitárias de Fe}_2\text{O}_3}$$

$$\frac{3 \text{ mol de moléculas de O}_2}{2 \text{ mol de fórmulas unitárias de Fe}_2\text{O}_3}$$

Fatores unitários como estes podem ser usados para calcular quantidades de reagentes consumidos e produtos formados em reações químicas.

**Exemplo:** Nitrogênio gasoso ( $N_2$ ) e hidrogênio gasoso ( $H_2$ ) combinam-se sob condições apropriadas para formar o composto amônia ( $NH_3$ ), de acordo com a equação química balanceada



Quantas (a) moléculas de hidrogênio gasoso são consumidas e (b) moléculas de amônia são formadas quando  $4,2 \times 10^{21}$  moléculas de nitrogênio gasoso reagem?

(a) A equação indica que uma molécula de  $N_2$  reage com 3 moléculas de  $H_2$ . Assim o número de moléculas de  $H_2$  consumido é

$$4,20 \times 10^{21} \text{ moléculas de } N_2 \times \frac{3 \text{ moléculas de } H_2}{1 \text{ molécula de } N_2} = 1,26 \times 10^{22} \text{ moléculas de } H_2$$

(b) A equação indica que uma molécula de  $N_2$  reage com 2 moléculas de  $NH_3$ . Assim o número de moléculas de  $NH_3$  formado é

$$4,20 \times 10^{21} \text{ moléculas de } N_2 \times \frac{2 \text{ moléculas de } NH_3}{1 \text{ molécula de } N_2} = 8,40 \times 10^{21} \text{ moléculas de } NH_3$$

## *A análise de combustão*

Os químicos têm desenvolvido um número de diferentes técnicas experimentais para determinar as fórmulas mínimas dos compostos. Uma dessas técnicas é a análise por combustão, a mais utilizada para compostos que contêm principalmente carbono e hidrogênio como seus elementos constituintes.

Quando um composto contendo carbono e hidrogênio sofre combustão completa, todo o carbono no composto é convertido em  $CO_2$  e todo o hidrogênio, em  $H_2O$ . As quantidades de  $CO_2$  e  $H_2O$  produzidas são determinadas pela medida do aumento da massa de  $CO_2$  e  $H_2O$  absorvidos por substâncias absorvedoras.

**Exemplo:** O álcool etílico é composto de C, H e O. A combustão completa de 0,2000g de álcool produz 0,3830g de  $CO_2$  e 0,2350g de  $H_2O$ . Determine a fórmula mínima do álcool etílico, sabendo que as massas molares dos elementos são: C (12,0 g/mol); H (1,0 g/mol) e O (16,0 g/mol).

Primeiro temos que calcular as massas molares dos compostos  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$

$$MM_{\text{CO}_2} = 1(12,0\text{g/mol}) + 2(16,0\text{g/mol}) = 44,0\text{g/mol}$$

$$MM_{\text{H}_2\text{O}} = 2(1,0\text{g/mol}) + 16,0\text{g/mol} = 18,0\text{g/mol}$$

Calculando a massa de carbono obtida a partir da massa de  $\text{CO}_2$

$$\begin{aligned} \text{Gramas de C} &= (0,3830\text{g de CO}_2) \left( \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{44,0\text{g de CO}_2} \right) \left( \frac{1 \text{ mol de C}}{1 \text{ mol de CO}_2} \right) \\ &\times \left( \frac{12,0\text{g de C}}{1 \text{ mol de C}} \right) = 0,1045\text{g de C} \end{aligned}$$

Calculando a massa de hidrogênio obtida a partir da massa de  $\text{H}_2\text{O}$

$$\begin{aligned} \text{Gramas de H} &= (0,2350\text{g de H}_2\text{O}) \left( \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{18,0\text{g de H}_2\text{O}} \right) \left( \frac{2 \text{ mol de H}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}} \right) \\ &\times \left( \frac{1\text{g de H}}{1 \text{ mol de H}} \right) = 0,0261\text{g de H} \end{aligned}$$

Sabendo a massa total do composto analisado, podemos calcular a massa de oxigênio

$$\text{Massa de O} = \text{massa de amostra} - (\text{massa de C} + \text{massa de H})$$

$$\text{Massa de O} = 0,2000\text{g} - (0,1045\text{g} + 0,0261\text{g})$$

$$\text{Massa de O} = 0,0694\text{g}$$

Com os dados de massa de cada elemento (C, H e O), podemos calcular as quantidades de matéria:

$$\text{Quantidade de matéria de C} = (0,1045\text{g de C}) \left( \frac{1 \text{ mol de C}}{12,0\text{g de C}} \right) = 0,0087 \text{ mol de C}$$

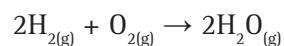
$$\text{Quantidade de matéria de H} = (0,0261\text{g de H}) \left( \frac{1 \text{ mol de H}}{1,0\text{g de H}} \right) = 0,0261 \text{ mol de H}$$

$$\text{Quantidade de matéria de O} = (0,0694\text{g de O}) \left( \frac{1 \text{ mol de O}}{16,0\text{g de O}} \right) = 0,0043 \text{ mol de O}$$

Para encontrar a fórmula mínima dividimos todas as quantidades pelo menor dos números, no caso, 0,0043. A razão em quantidade de matéria C:H:O obtida é 2,02:6,06:1. Os dois primeiros números são muito próximos dos números 2 e 6, fornecendo uma fórmula mínima  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ .

## Cálculos com reagentes limitantes

Os coeficientes em uma equação química balanceada indicam a relação de números de mols das espécies dos reagentes e produtos. A razão entre a quantidade de matéria de moléculas de hidrogênio e oxigênio na reação



é 2:1. Esta razão é chamada **razão estequiométrica** dos reagentes. Se um dos reagentes estiver presente além da razão estequiométrica, o excesso permanecerá sem reagir. O reagente que é totalmente consumido na reação é denominado **reagente limitante**.

Exemplo: 2,5 mols de moléculas de hidrogênio são postos a reagir com 1,0 mol de moléculas de oxigênio. Determine a quantidade de água formada e o reagente limitante.

	$2\text{H}_{2(\text{g})}$	+	$\text{O}_{2(\text{g})}$	$\rightarrow$	$2\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$
Quantidade de matéria	2,5 (excesso)		1,0 (limitante)		0
Varição	-2,0		-1,0		+2,0
Quantidade de matéria após a reação	0,5		0		2,0

Como a reação obedece à proporção de 2:1 entre os reagentes percebe-se que o hidrogênio está em excesso, ficando 0,5 mol sem reagir. Logo o reagente limitante é o oxigênio e são formados 2,0 mols de água.

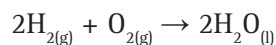
## Rendimentos teórico, real e percentual

A quantidade de produto formada calculada quando todo o reagente limitante foi consumido é chamada **rendimento teórico**. A quantidade de produto de fato obtida em uma reação é chamada **rendimento real**. O **rendimento percentual** relaciona o rendimento real com o rendimento teórico.

$$\text{Rendimento percentual} = \frac{\text{rendimento real}}{\text{rendimento teórico}} \times 100\%$$

Exemplo: 16,0 g de gás hidrogênio são colocados para reagir com 96 g de gás oxigênio. São obtidos 99 g de água no estado líquido. Calcule o rendimento teórico e percentual.

A reação balanceada é



É preciso determinar o reagente limitante, para isso vamos calcular a quantidade de matéria de cada substância

$$\text{Quantidade de matéria de H}_2 = (16,0\text{g de H}_2) \left( \frac{1 \text{ mol de H}_2}{2,0\text{g de H}_2} \right) = 8,0 \text{ mol de H}_2$$

$$\text{Quantidade de matéria de O}_2 = (96,0\text{g de O}_2) \left( \frac{1 \text{ mol de O}_2}{32,0\text{g de O}_2} \right) = 3,0 \text{ mol de O}_2$$

A razão dos reagentes é

$$\frac{\text{Quantidade de matéria de moléculas de H}_2}{\text{Quantidade de matéria de moléculas de O}_2} = \frac{8,0 \text{ mol}}{3,0 \text{ mol}} = 2,67 \cong 2,7 \text{ (real)}$$

Que é maior que a razão estequiométrica

$$\frac{\text{Quantidade de matéria de moléculas de H}_2}{\text{Quantidade de matéria de moléculas de O}_2} = \frac{2 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = 1 \text{ (estequiométrica)}$$

O numerador na razão real do reagente é maior do que a razão estequiométrica, por estar presente mais molécula de hidrogênio do que é necessário para reagir com todas as moléculas de oxigênio. Logo, o reagente limitante é o composto oxigênio. Logo, pela equação química balanceada podemos ver que a proporção entre o composto oxigênio e a água é de 1:2, logo, o rendimento teórico de água é

$$\begin{aligned} \text{Rendimento teórico de H}_2\text{O} &= (96,0\text{g de O}_2) \left( \frac{1 \text{ mol de O}_2}{32,0\text{g O}_2} \right) \left( \frac{2 \text{ mol de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de O}_2} \right) \\ &\quad \times \left( \frac{36,0\text{g de H}_2\text{O}}{2 \text{ mol de H}_2\text{O}} \right) = 108,0\text{g de H}_2\text{O} \end{aligned}$$

O rendimento real é de 99,0 g de água, logo o rendimento percentual será

$$\text{Rendimento percentual} = \frac{\text{rendimento real}}{\text{rendimento teórico}} \times 100\%$$

$$\text{Rendimento percentual} = \frac{99,0\text{g}}{108,0\text{g}} \times 100\% = 91,7\%$$

## *Resumo*

As reações químicas são representadas de forma concisa pelas equações químicas. Os números diante das fórmulas químicas são os coeficientes estequiométricos. Os índices inferiores indicam quantos átomos formam as moléculas.

O método usado para o balanceamento desta equação é denominado método de tentativa e erro. Esse método funciona para a maioria das equações químicas.

Qualitativamente, uma equação química descreve quais são os reagentes e produtos de uma reação.

Quantitativamente, uma equação química balanceada especifica uma relação numérica das quantidades dos reagentes e produtos de uma reação.

Fatores unitários como estes podem ser usados para calcular quantidades de reagentes consumidos e produtos formados em reações químicas.

Os químicos têm desenvolvido um número de diferentes técnicas experimentais para determinar as fórmulas mínimas dos compostos. Uma dessas técnicas é a análise por combustão, usada para determinar fórmulas mínimas.

O reagente que é totalmente consumido na reação é denominado reagente limitante.

A quantidade de produto formada calculada quando todo o reagente limitante foi consumido é chamado rendimento teórico. A quantidade de produto de fato obtida em uma reação é chamada rendimento real. O rendimento percentual relaciona o rendimento real com o rendimento teórico.

# Aula 8

## 14. Concentração em quantidade de matéria

Antes de começarmos a estudar concentração de soluções, é importante sabermos a definição de alguns termos usados como soluto, solvente e solução. **Soluto** é o componente da solução que está em menor quantidade, **solvente** é o componente da solução que está em quantidade maior e **solução** é um sistema homogêneo resultante da mistura do soluto com o solvente.

O comportamento das soluções depende não só da natureza dos solutos, mas também de suas concentrações. O termo **concentração** designa a quantidade de soluto dissolvido em uma determinada quantidade de solvente ou solução.

**Concentração em quantidade de matéria (c)** expressa a concentração da solução como a **quantidade de matéria (n)** do soluto em um litro de solução:

$$\text{Concentração em quantidade de matéria} = \frac{\text{quantidade de matéria em soluto}}{\text{volume da solução em litros}}$$

Em muitos livros mais antigos, o termo **molaridade** é ainda muito empregado, mas a IUPAC recomenda o uso da expressão **Concentração em quantidade de matéria**. A expressão **quantidade de matéria** deve ser usada no lugar de **número de mol**.

**Exemplo:** Uma solução tem um volume de 0,250L e contém 26,8g de cloreto de cálcio,  $\text{CaCl}_2$ . Qual é a concentração em quantidade de matéria (c) da solução? Dado as massas molares: Ca = 40,1g/mol; Cl = 35,5 g/mol.

Calculando a massa molar do sal  $\text{CaCl}_2$ :

$$MM_{\text{CaCl}_2} = 40,1\text{g/mol} \times 2(35,5\text{g/mol}) = 111,1\text{g/mol}$$

Agora, vamos calcular a quantidade de matéria do sal:

$$n_{\text{CaCl}_2} = 26,8\text{g de CaCl}_2 \times \frac{1,0 \text{ mol CaCl}_2}{111,1\text{g de CaCl}_2} = 0,241\text{mol}$$

Então, aplicando a definição de concentração em quantidade de matéria,

$$c = \frac{n_{\text{soluto}}}{\text{volume da solução}} = \frac{0,241\text{mol}}{0,250\text{L}} = 0,964\text{mol/L}$$



## *A concentração de um eletrólito*

Quando um composto iônico se dissolve, a concentração relativa dos íons produzidos na solução depende da fórmula química desses compostos. Uma solução de concentração 1,0 mol/L de NaCl contém 1,0 mol/L de íons Na<sup>+</sup> e 1,0 mol/L de íons Cl<sup>-</sup>. De maneira análoga, uma solução 1,0 mol/L de Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> possui 2,0 mol/L de íons Na<sup>+</sup> e 1,0 mol/L de íons SO<sub>4</sub><sup>-</sup>.

## *Diluição*

Concentrado e diluído são dois termos usados para descrever as soluções. Uma **solução concentrada** apresenta uma concentração alta de soluto; uma **solução diluída** apresenta uma concentração baixa. A palavra **diluição** é usada quando uma solução pode ser mais diluída pela adição de mais solvente. Por exemplo, o ácido clorídrico é comprado como uma solução de concentração 12 mol/L (HCl concentrado), portanto podemos preparar outras soluções de concentração mais baixa adicionando água a esta solução mais concentrada.

**Exemplo:** Preparar uma solução de CuSO<sub>4</sub> de volume final 250mL e concentração 0,10 mol/L a partir de uma solução estoque cuja concentração é 1,00 mol/L de CuSO<sub>4</sub>.

Temos que calcular qual o *volume da solução estoque* que vamos usar para preparar a solução diluída. *Quando o solvente é adicionado à solução, a quantidade de matéria do soluto permanece inalterada.* Partindo desta afirmação e utilizando o conceito de **concentração em quantidade de matéria**, podemos escrever:

$$c_{conc} = \frac{\text{quantidade de matéria da solução concentrada}}{\text{volume da solução concentrada em litros}}$$

$$c_{dil} = \frac{\text{quantidade de matéria da solução diluída}}{\text{volume da solução diluída em litros}}$$

A quantidade de matéria não é alterada, ou seja:

“Quantidade de matéria antes da diluição = quantidade de matéria depois da diluição”

Logo, podemos expressar a seguinte igualdade:

$$c_{conc} \times V_{conc} = c_{dil} \times V_{dil}$$

A concentração em quantidade de matéria de uma solução mais concentrada ( $c_{conc}$ ) é sempre maior do que concentração em quantidade de matéria de uma solução diluída ( $c_{dil}$ ). Uma vez que o volume da solução aumenta com a diluição,  $V_{dil}$  é sempre maior do que  $V_{conc}$ . Portanto,

$$1,000 \text{ mol} / L \times V_{conc} = 0,100 \text{ mol} / L \times 0,250L$$

$$V_{conc} = \frac{0,100 \text{ mol} / L \times 0,250L}{1,000 \text{ mol} / L} = 0,025L \text{ ou } 25mL$$

### *Estequiometria de soluções e análise química*

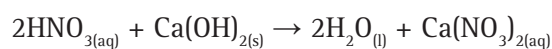
Os coeficientes em uma equação balanceada fornecem a quantidade relativa de matéria de reagentes e produtos. Para usar esta informação, devemos converter as quantidades de substâncias envolvidas em quantidade de matéria. Trabalhando com soluções de concentrações em quantidade de matéria conhecidas, usaremos a concentração e o volume para determinar a quantidade de matéria ( $n = c \times V$ ).

**Exemplo:** Quantos gramas de  $\text{Ca(OH)}_2$  são necessários para neutralizar 25,0 mL de 1,00 mol/L de  $\text{HNO}_3$ ?

Primeiro vamos calcular a quantidade de matéria existente em 25,0 mL de ácido nítrico

$$n_{\text{ácido}} = c_{\text{ácido}} \times V_{\text{ácido}} = 0,0250L \times 1,0 \text{ mol/L} = 0,025 \text{ mol ou } 2,50 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

A reação de neutralização ocorre da seguinte maneira



Portanto, 2 mols de ácido reagem com 1 mol de base, conseqüentemente,

$$\text{Massa de Ca(OH)}_2 = (2,50 \times 10^{-2} \text{ mol de HNO}_3)$$

$$\times \left( \frac{1 \text{ mol de Ca(OH)}_2}{2 \text{ mol de HNO}_3} \right) \left( \frac{74,1 \text{ g de Ca(OH)}_2}{1 \text{ mol de Ca(OH)}_2} \right) = 0,9263 \text{ g de Ca(OH)}_2$$

## Titulação

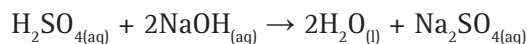
Para determinar a concentração de determinado soluto em uma solução, uma **titulação** pode ser realizada. Esta técnica envolve a combinação de uma amostra de solução com uma solução reagente de concentração conhecida, chamada **solução padrão**. Uma titulação bem comum nos laboratórios é a **titulação ácido-base** ou de **neutralização**, na qual a concentração de um ácido em uma solução aquosa é determinada pela adição vagarosa de uma solução básica de concentração conhecida na solução do ácido (o inverso também pode ocorrer).

Uma solução do ácido é comumente transferida para um erlenmeyer, utilizando-se uma *pipeta* e, assim, seu volume é conhecido. A solução da base é usualmente transferida por um tubo de medição chamada *bureta*, e a adição desta solução é interrompida no ponto em que a quantidade de matéria de íons  $\text{H}^+$  do ácido é igual à quantidade de matéria de íons  $\text{OH}^-$  da base, que foram misturados. A isto denominamos de **ponto de equivalência**. A mudança de cor do **indicador** indica o **ponto final** da titulação. A *bureta* permite medir o volume de base adicionado, e esse volume, juntamente com a concentração da solução de base e o volume de ácido, permite calcular a concentração da solução de ácido.

O ponto final não pode ser confundido com o ponto de equivalência da titulação. O ponto final depende da mudança de coloração do indicador para ser visualizado, e o ponto de equivalência não. No ponto de equivalência, *à razão da quantidade de matéria de ácidos no início para a quantidade de matéria da base que foi adicionada é igual à razão estequiométrica*.

**Exemplo:** 25,00 mL de uma solução de ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , de concentração desconhecida, é titulada com uma solução de hidróxido de sódio, NaOH, de concentração 0,120 mol/L. São necessários 38,14 mL de solução de base para atingir o ponto de equivalência. Calcular a concentração da solução ácida.

A equação química que representa esta reação de neutralização é:



Calculando a quantidade de matéria da base usada para alcançar o ponto de equivalência:

$$\begin{aligned}n_{\text{NaOH}} &= c_{\text{NaOH}} \times V_{\text{NaOH}} = 0,120 \text{ mol/L} \times 0,03814\text{L} \\ &= 4,577 \times 10^{-3} \text{ mol de NaOH}\end{aligned}$$

A razão estequiométrica (ácido para base) é de 1:2, ou seja, 1 mol de ácido para 2 mols de base, logo a quantidade de matéria do ácido é:

$$\begin{aligned}n_{\text{H}_2\text{SO}_4} &= \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \times 4,577 \times 10^{-3} \text{ mol de NaOH}}{2 \text{ mols de NaOH}} \\ &= 2,288 \times 10^{-3} \text{ mol de H}_2\text{SO}_4\end{aligned}$$

Então, para encontrar a concentração em quantidade de matéria do ácido original, dividimos esta quantidade de matéria pelo volume da solução original na qual foi dissolvido.

$$\begin{aligned}c_{\text{H}_2\text{SO}_4} &= \frac{\text{quantidade de matéria do H}_2\text{SO}_4}{\text{volume em litros da solução de H}_2\text{SO}_4 \text{ titulada}} \\ &= \frac{2,288 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0,0250\text{L}} = 0,09514 \text{ mol/L}\end{aligned}$$

## *Resumo*

Soluto é o componente da solução que está em menor quantidade, solvente é o componente da solução que está em quantidade maior e solução é um sistema homogêneo resultante da mistura do soluto com o solvente.

O termo concentração designa a quantidade de soluto dissolvido em uma determinada quantidade de solvente ou solução.

Concentração em quantidade de matéria (c) expressa a concentração da solução como a quantidade de matéria (n) do soluto em um litro de solução.

Quando um composto iônico se dissolve, a concentração relativa dos íons produzidos na solução depende da fórmula química desses compostos.

Uma solução concentrada apresenta uma concentração alta de soluto; uma solução diluída apresenta uma concentração baixa. A palavra diluição é usada quando uma solução pode ser mais diluída pela adição de mais solvente.

Convertendo as quantidades de substâncias envolvidas, em uma solução, em quantidade de matéria, podemos estabelecer relações estequiométricas entre as substâncias participantes.

Titulação envolve combinar uma amostra de solução, de concentração desconhecida, com uma solução reagente de concentração conhecida, chamada solução padrão.

## Questões - Módulo II

01) Uma pessoa em um dia de festa consome aproximadamente o conteúdo de 03 garrafas de cerveja, contendo cada uma delas 9,2 g de álcool. Sabe-se que a eliminação desse álcool pelo organismo humano ocorre através de uma reação de combustão à velocidade de 4,6 g/hora. O tempo necessário para eliminação de todo álcool do organismo e a massa necessária de oxigênio para consumir todo o álcool na reação de combustão correspondem a:

Dados as massas molares: C (12,0107 g/mol); O (15,9994 g/mol); H( 1,00794 g/mol)

- a) 5 horas e 50,0g
- b) 6 horas e 57,5g
- c) 6 horas e 50,0g
- d) 5 horas e 60,0g
- e) 5 horas e 57,6g

02) Os elementos fósforo e oxigênio formam dois compostos diferentes. No primeiro composto, para uma massa total de 6,00 g, existem 3,38 g de fósforo. No segundo, para 10,00 g de massa total, existem 4,36 g de fósforo. A partir desses dados, quais são as fórmulas mínimas de ambos os compostos?

Dados as massas molares: P (30,973762 g/mol); O (15,9994 g/mol)

- a)  $P_2O_3$  e  $P_2O_5$
- b)  $P_2O_5$  e  $P_2O_3$
- c)  $P_2O$  e  $P_2O_4$
- d)  $P_4O_3$  e  $P_5O_4$
- e)  $P_5O_7$  e  $P_4O_8$

03) Uma amostra de minério de carbonato de cálcio, pesando 2,0 g, ao ser tratada com ácido clorídrico em excesso, produziu  $1,5 \cdot 10^{-2}$  mol de dióxido de carbono. Qual a porcentagem em massa de carbonato de cálcio na amostra?

Dados as massas molares: Ca (40,078 g/mol); O (15,9994 g/mol); C (12,0107 g/mol)

- a) 55%
- b) 45%
- c) 75%
- d) 65%
- e) 85%

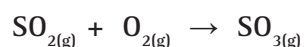
04) Dissolveu-se 19,6 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  em água até atingir o volume de 200mL de solução. 25mL dessa solução exigiram, em uma titulação, 15,6mL de solução de NaOH de concentração 0,10 mol/L. A pureza do  $\text{H}_2\text{SO}_4$  analisado, supondo que as impurezas não reagem com NaOH, é de aproximadamente:

Dados as massas molares: S (32,065 g/mol); O (15,9994 g/mol); H (1,00794 g/mol)

- a) 2,4%
- b) 3,1%
- c) 5,5%
- d) 4,2%
- e) 6,3%

05) 200,00 gramas de dióxido de enxofre reagem com 52,00 gramas de gás oxigênio para formar 180,00 gramas de trióxido de enxofre, segundo a reação abaixo. Com os dados fornecidos podemos dizer que o reagente limitante é o gás:

Dados as massas molares: S (32,065 g/mol); O (15,9994 g/mol)



- a) oxigênio.
- b) dióxido de enxofre.
- c) trióxido de enxofre.
- d) oxigênio e o dióxido de enxofre.
- e) não há reagente limitante.

06) Com base nas Leis Ponderais e no quadro apresentado abaixo (valores expressos em gramas), os valores de X, Y, W e Z são respectivamente:

	A	+	B	→	C	+	excesso
1ª reação	0,4		1,5		1,9		–
2ª reação	2,0		X		Y		–
3ª reação	2,8		11,7		W		Z

- a) 7,5g; 9,5g; 13,6g e 1,2g
- b) 7,5g; 12,3g; 9,2g e 1,2g
- c) 1,2g; 13,3g; 9,5g e 7,5g
- d) 1,2g; 9,2g; 12,3g e 7,5g
- e) 7,5g; 15,1g; 20,2g e 7,5g

07) A equação química:  $2 \text{Mg(OH)}_2 + x \text{HCl} \rightarrow 2 \text{MgCl}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$  fica estequiometricamente correta se  $x$  for igual a:

- a) 4
- b) 1
- c) 3
- d) 5
- e) 6

08) O Estradiol, hormônio feminino, possui em sua fórmula molecular 18 átomos de carbono, 24 de hidrogênio e 2 de oxigênio. Uma amostra contendo  $3,0 \cdot 10^{20}$  átomos de hidrogênio deve possuir um número de átomos de carbono correspondente a:

- a)  $6,55 \cdot 10^{23}$
- b)  $3,9 \cdot 10^{20}$
- c)  $6,02 \cdot 10^{21}$
- d)  $12,04 \cdot 10^{23}$
- e)  $2,25 \cdot 10^{20}$

09) Uma solução de hidróxido de sódio apresenta concentração  $20 \text{ g.L}^{-1}$ . Calcule a massa de base presente em 200 mL dessa solução.

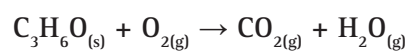
- a) 3,0 g
- b) 4,0 g
- c) 1,5 g
- d) 5,0 g
- e) 6,0 g

10) O cheiro característico do abacaxi é provocado pelo butirato de etila ( $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ ). A combustão completa de 2,78mg de butirato de etila descrita abaixo pela equação química não balanceada, produz 6,32mg de gás dióxido de carbono e 2,58mg de



água. Considerando um sistema fechado, calcule a quantidade de matéria do gás oxigênio utilizado na queima.

Dados as massas molares: C (12,0107 g/mol); O (15,9994 g/mol); H (1,00794 g/mol)



- a)  $2,40 \cdot 10^{-3}$  mol
- b)  $2,73 \cdot 10^{-4}$  mol
- c)  $5,00 \cdot 10^{-3}$  mol
- d)  $2,16 \cdot 10^{-4}$  mol
- e)  $4,26 \cdot 10^{-3}$  mol

# *Módulo III*

---

*Estrutura Atômica e a Tabela Periódica*

# Aula 9

---

## *15. A natureza elétrica da matéria*

As conclusões de Dalton sobre a natureza da matéria estavam baseadas em experiências químicas a nível macroscópico. À medida que os cientistas desenvolviam métodos de investigação mais detalhados, o átomo, que se supunha indivisível, mostrou sinais de ser uma estrutura mais complexa.

Willian Crookes desenvolveu o primeiro experimento que deu indícios de que o átomo poderia ser constituído de partículas ainda menores. Utilizando um tubo de descarga de gás, ligado a uma fonte de alta voltagem, descobriu que, à medida que se diminuía a pressão interna deste tubo, surgia um feixe luminoso que partia do catodo (eletrodo negativo) em direção ao anodo (eletrodo positivo), e neste eletrodo aparecia uma incandescência esverdeada. Todos estes resultados podiam ser obtidos usando qualquer metal como eletrodo e qualquer gás no tubo. Ele investigou as propriedades dos raios, os quais ele denominou de raios catódicos, mostrando que eles se propagam em linhas retas, causando fosforescência nos objetos sobre os quais são aplicados.

Foi Sir J. J. Thomson, em 1887, que descobriu a natureza subatômica dos raios catódicos e provou que são feixes de elétrons, isto é, partículas carregadas negativamente. Thomson conclui isto observando que estes raios sofriam um desvio quando submetidos a um campo elétrico. Através de seus experimentos ele chegou a uma relação entre a carga do elétrons ( $e$ ) e sua massa ( $m$ ). O coulomb (C) é a unidade de carga elétrica no SI:

$$\frac{e}{m} = 1,76 \times 10^8 \frac{C}{g}$$

### *As partículas positivas*

Em 1886, Eugene Goldstein, provocando descargas elétricas em um tubo de Crookes a pressão reduzida e usando um cátodo perfurado, observou a formação de um feixe luminoso – raios canais – no sentido oposto aos raios catódicos e pela observação da direção da deflexão do raio canal em um campo elétrico ou magnético ele determinou que esses raios era constituídos por partículas positivas.

## *A carga do elétron*

Se hoje pode ser considerado relativamente fácil, no início do século XX medir a carga de um elétron parecia praticamente impossível. Em 1909, Robert Andrews Millikan, para tanto, analisou o comportamento que as gotículas de óleo com carga elétrica manifestavam quando submetidas a duas influências simultâneas: a da gravidade e a um campo elétrico. A medida que adquiriam mais carga, as gotículas sofriam variações em seu movimento de queda, chegando a deter-se ou até a elevar-se. Medindo cuidadosamente a quantidade de carga que provocava a menor alteração possível, Millikan concluiu ser ela exatamente a carga de um elétron,  $-1,60 \times 10^{-19}$  C. De fato, constatou que todos os demais valores de carga que se podiam adicionar à gotícula eram múltiplos daquele valor unitário. De posse do valor da carga do elétron ele pode então calcular a massa do elétron utilizando a relação obtida por Thomson:

$$\text{Massa do elétron} = \frac{1,60 \times 10^{-19} \text{ C}}{1,76 \times 10^8 \text{ C/g}} = 9,10 \times 10^{-28} \text{ g}$$

Logo, a carga de um elétron é  $-1,60 \times 10^{-19}$  C, e a do próton é  $+1,60 \times 10^{-19}$  C. A quantidade  $1,60 \times 10^{-19}$  C é chamada de carga eletrônica. As cargas atômicas e sub-atômicas são expressas normalmente em múltiplos desta carga em vez de coulombs. Assim, a carga do elétron é 1-, e a do próton 1+. *Os átomos têm um número igual de elétrons e prótons; logo, eles têm uma carga elétrica líquida neutra.* A tabela 09 compara as cargas e massas das partículas nucleares.

*Tabela 09: Comparação entre prótons, nêutrons e elétrons.*

Partícula	Carga (C)	Massa (u)
Elétron	$-1,60 \times 10^{-19}$	$5,48 \times 10^{-4}$
Próton	$+1,60 \times 10^{-19}$	1,0073
Neutron	0	1,0087

## *O espectrômetro de massa*

Descendente do dispositivo empregado por J. J. Thomson o espectrômetro de massa é utilizado para determinar as massas e abundâncias isotópicas dos átomos. A espectrometria de massas é uma técnica em que os átomos são primeiramente transformados em íons. Em seguida estes íons são acelerados e passam por uma fenda. O feixe resultante passa por dois magnetos que o faz sofrer um desvio. Para íons de mesma carga, o grau de desvio depende da massa, e quanto maior a massa menor o desvio. Desta maneira os íons são separados de acordo com sua massa.

## *Resumo*

Willian Crookes desenvolveu o primeiro experimento que deu indícios de que o átomo poderia ser constituído de partículas ainda menores, que denominou de raios catódicos, cujo comportamento independia do material usado.

J. J. Thomson descobriu a natureza subatômica dos raios catódicos e provou que são feixes de elétrons, isto é, partículas carregadas negativamente.

Goldstein, provocando descargas elétricas em um tubo de Crookes a pressão reduzida e usando um cátodo perfurado, observou a formação dos raios canais e determinou que esses raios era constituídos por partículas positivas.

Robert Millikan, analisando o comportamento das gotículas de óleo com carga elétrica submetidas a ação da gravidade e de um campo elétrico, calculou a carga de um elétron,  $-1,60 \times 10^{-19}$  C e de posse do valor da carga do elétron ele pode então calcular a massa do elétron –  $9,10 \times 10^{-28}$  g – utilizando a relação obtida por Thomson.

# Aula 10

---

## *16. O átomo nuclear*

As evidências que o átomo era composto por partículas ainda menores, positivas e negativas, eram aceitas pelos cientistas da época. O próximo passo seria entender como estas partículas estavam unidas no átomo. Ao examinar o desenvolvimento do modelo do átomo nuclear, devemos lembrar que partículas de mesma carga tendem a se repelir enquanto as de cargas diferentes tendem a se atrair.

Em 1898, J. J. Thomson sugeriu que o átomo poderia ser uma esfera carregada positivamente na qual os elétrons estariam incrustados. O modelo denominado de “pudim de ameixa” teve vida curta e mais tarde foi modificado pelo próprio Thomson que postulou que os elétrons estavam arranjados em anéis e circundavam completamente em órbitas a esfera positiva.

Ernest Rutherford, em 1910, mostrou através de resultados experimentais que o modelo de Thomson era inconsistente. Trabalhando com a dispersão de partículas  $\alpha$ , que possuem carga positiva, que passavam por uma folha de ouro, observou que quase todas ao passar pela folha de ouro não sofriam dispersão. Uma pequena porcentagem dispersava-se na ordem de um grau, o que era coerente com o modelo de Thomson. Mas, foi também observada uma pequena quantidade de partículas que se dispersavam em ângulos grandes e até algumas foram refletidas para trás, na direção de onde provinham. Rutherford compreendeu que os elétrons carregados negativamente estavam distribuídos na maior parte do átomo e a carga positiva compreendendo a maior parte da massa estava concentrada em um minúsculo núcleo no centro do átomo.

Em 1914, Rutherford demonstrou a existência de uma partícula que tem uma massa muito maior do que o elétron e tem a carga igual em grandeza à de um elétron, mas de sinal oposto. Rutherford sugeriu que a carga positiva do núcleo atômico deve-se à presença de um número destas partículas que ele denominou prótons. Estudos experimentais subseqüentes concluíram que embora os prótons contivessem toda a carga do núcleo, eles sozinhos não respondiam por toda sua massa.

## O nêutron

Foi James Chadwick, em 1932, que descobriu uma partícula que tinha aproximadamente a mesma massa de um próton, mas não era carregada eletricamente. Por ser uma partícula eletricamente neutra, Chadwick a denominou de nêutron.

Um átomo individual é geralmente identificado especificando o seu número atômico ( $Z$ ) e o seu número de massa ( $A$ ). O número atômico é o número de prótons no núcleo e o número de massa é o número de núcleons (prótons mais nêutrons) no núcleo. O número de nêutrons pode ser determinado fazendo a diferença entre o número de massa e o número atômico, ou seja,  $A - Z$ .

## Isótopos

A descoberta dos nêutrons esclareceu muitas dúvidas a respeito das massas atômicas e da existência de isótopos. Isótopos são átomos de um elemento químico cujos núcleos têm o mesmo número atômico  $Z$  mas diferentes números de massas,  $A$ .

O número atômico corresponde ao número de prótons em um átomo. Por esse motivo, os isótopos de um certo elemento contêm o mesmo número de prótons.

Os isótopos são designados pelo nome do elemento seguido por um hífen e pelo número de núcleons (prótons e nêutrons) no núcleo atômico (ex: ferro-57, urânio-238, hélio-3). Na forma simbólica, o número de núcleons é escrito como um prefixo seguido do símbolo químico (ex.  $^{57}\text{Fe}$ ,  $^{238}\text{U}$ ,  $^3\text{He}$ ).

A grande maioria dos elementos é encontrada na natureza como uma mistura de isótopos. O oxigênio ocorre na natureza como uma mistura de 0,04% de oxigênio-17, 99,76% de oxigênio-16 e 0,2% de oxigênio-18.

## Cálculo da massa atômica de um elemento químico

O valor de massa atômica que obtemos quando consultamos a tabela periódica é a média ponderal dos números de massa de todos os isótopos daquele elemento químico e as abundâncias relativas de cada um destes isótopos é considerada no cálculo.

---

*O átomo pode ser descrito possuindo um núcleo central, muito pequeno, mas que contém a maior parte da massa do átomo, sendo este núcleo circundado por uma grande região extranuclear contendo os elétrons. O núcleo contém prótons e nêutrons. O número de elétrons, em um átomo, é igual ao de prótons. A soma das massas dos elétrons em um átomo é praticamente desprezível em comparação com a massa dos prótons e nêutrons.*

**Exemplo:** O oxigênio ocorre na natureza como uma mistura de 0,04% de oxigênio-17, 99,76% de oxigênio-16 e 0,2% de oxigênio-18. Calcule a massa atômica do oxigênio.

$$\text{Massa atômica} = \frac{(17u \times 0,04) + (16u \times 99,76) + (18u \times 0,2)}{100} = 16,004u$$

## Resumo

J. J. Thomson sugeriu que o átomo poderia ser uma esfera carregada positivamente na qual os elétrons estariam incrustados.

Rutherford propôs que os elétrons carregados negativamente estavam distribuídos na maior parte do átomo e a carga positiva compreendendo a maior parte da massa estava concentrada em um minúsculo núcleo no centro do átomo.

Em 1914, Rutherford demonstrou a existência de uma partícula que tem uma massa muito maior do que o elétron e tem a carga igual em grandeza à de um elétron, mas de sinal oposto que ele denominou prótons, mas eles sozinhos não respondiam por toda a massa do núcleo.

James Chadwick descobriu uma partícula que tinha aproximadamente a mesma massa de um próton, mas não era carregada eletricamente a qual denominou de nêutron.

O número atômico é o número de prótons no núcleo e o número de massa é o número de núcleons (prótons mais nêutrons) no núcleo.

Isótopos são átomos de um elemento químico cujos núcleos têm o mesmo número atômico Z mas diferentes massas atômicas, A.



# Aula 11

## 17. A radiação eletromagnética

Os componentes do átomo haviam sido descobertos e modelos atômicos foram propostos. O modelo planetário de Rutherford apresentava os elétrons girando em torno de um núcleo que por sua vez era composto de prótons e nêutrons. Porém, o modelo planetário do átomo não respondia a algumas perguntas fundamentais, pois estava fundamentado na mecânica clássica. Estes questionamentos eram com relação ao por que do elétron não colidir com o núcleo. Ambos possuíam cargas opostas e o fato deste elétron possuir uma órbita estável em torno do núcleo caía em contradição quando olhado sob a lei do eletromagnetismo que diz que toda carga sujeita a uma aceleração tem que emitir continuamente radiação eletromagnética. Com a emissão de radiação o elétron deveria colidir com o núcleo, ou seja, o modelo planetário do átomo de Rutherford, bem como o modelo de Thomson, eram modelos imperfeitos e mostravam um átomo instável.

Para que possamos conhecer a estrutura do átomo é necessário perturbá-lo. Esta perturbação ocorre quando se faz incidir radiação eletromagnética sobre ele. A energia radiante, ou radiação eletromagnética apresenta movimento ondulatório e possui comprimento de onda ( $\lambda$ ) e frequência ( $\nu$ ). O produto do comprimento de onda e a frequência é igual à velocidade da luz ( $c$ ), ou

$$\lambda\nu = c$$

A frequência é expressa em ciclos por segundo, cuja unidade é o Hertz (Hz) e o comprimento de onda pode ser expresso em unidades de comprimento. A velocidade da luz no vácuo é igual a  $3,00 \times 10^8$  m/s. A Tabela 10 expressa os comprimentos de onda para a radiação eletromagnética.

*O comprimento de onda é a distância entre cristas sucessivas e a frequência corresponde ao número de cristas que passam em um dado ponto por segundo.*

Unidade	Símbolo	Comprimento (m)	Tipo de radiação
Angstrom	Å	$10^{-10}$	Raios-x
Nanômetro	nm	$10^{-9}$	Ultravioleta, visível
Mícron	$\mu\text{m}$	$10^{-6}$	Infravermelho
Milímetro	mm	$10^{-3}$	Infravermelho
Centímetro	cm	$10^{-2}$	Microondas
Metro	m	1	TV, rádio

*Tabela 10: Unidades de comprimentos de onda para a radiação eletromagnética*

## O espectro atômico

A luz branca é uma forma de energia sensível a visão humana e que faz parte das ondas eletromagnéticas, dependendo da frequência, as ondas eletromagnéticas podem ser raios gamas, infravermelho, ultravioleta ou ondas de rádio. A Figura 03 mostra o espectro visível contínuo.

Figura 03: O espectro visível contínuo.



Nem todas as fontes de energia produzem espectros contínuos. Quando se aplica uma alta diferença de potencial em um tubo de Crookes preenchido com gás sob pressão o resultado é uma emissão de luz que quando passa por um prisma, ou grade de difração, resulta em um espectro de linhas, ou seja, um espectro contendo apenas radiações de comprimentos de onda específicos. As linhas do espectro são separadas por regiões pretas, que correspondem a comprimentos de onda ausentes de luz. Cada substância gasosa submetida as condições acima citadas produz seu próprio espectro de linhas.

J. J. Balmer trabalhando com o espectro de linhas do hidrogênio na região do visível e utilizando a equação de Rydberg calculou com um grau de exatidão excelente a posição das linhas espectrais do hidrogênio. A equação que obtém as linhas espectrais nas séries de Balmer esta escrita abaixo.

$$\frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

onde:

$n$  = número inteiro, maior ou igual a 3

$R$  = constante de Rydberg ( $1,0974 \times 10^{-2} \text{ nm}^{-1}$ )

$\lambda$  = comprimento de onda

Os comprimentos de onda das linhas também podem ser obtidas da equação que gera os comprimentos de onda de todas as linhas naquelas séries. As equações diferentes podem ser combinadas em uma única equação, a equação de Rydberg:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

onde  $n_1$  e  $n_2$  são números inteiros. A Tabela 11 resume algumas séries.

$n_1$	$n_2$	Nome	Região do espectro
1	$2 \rightarrow \infty$	Séries de Lyman	Ultravioleta
2	$3 \rightarrow \infty$	Séries de Balmer	Visível
3	$4 \rightarrow \infty$	Séries de Paschen	Infravermelho

Tabela 11: Algumas séries espectrais do hidrogênio.

## *A Teoria de Bohr do átomo de hidrogênio*

Dois físicos alemães Max Planck e Albert Einstein de maneira independente mostraram que as radiações eletromagnéticas comportavam-se como se fossem pacotes de energia chamados fótons e mostraram que cada fóton possuía uma energia que é proporcional à frequência da radiação, ou seja,  $E_{\text{fóton}} = h\nu$ , na qual  $h$  é a constante de Planck que possui o valor de  $6,63 \times 10^{-34}$  J.s.

O modelo planetário do atômico proposto por Rutherford constituiu um átomo instável e Niels Bohr tendo como base os trabalhos de Planck e Einstein propôs um modelo atômico que explicava o espectro de linhas do átomo de hidrogênio. Através de sua teoria Bohr conseguiu deduzir a equação de Rydberg bem como calcular a constante R. Para tanto, ele propôs três postulados:

1. Os elétrons em um átomo só podem possuir certas quantidades específicas de energia.
2. Um elétron em um estado de energia específico não irradiará energia, portanto, não se moverá em direção do núcleo.
3. Um elétron só absorverá ou emitirá energia quando ele mudar de um estado de energia para outro sendo esta energia absorvida ou emitida como fóton ( $E = h\nu$ ).

O modelo de Bohr usava o conceito de órbita circular para o elétron em torno do núcleo, porém esta órbita era específica, estável e estabelecia um nível de energia quantizado para o elétron.

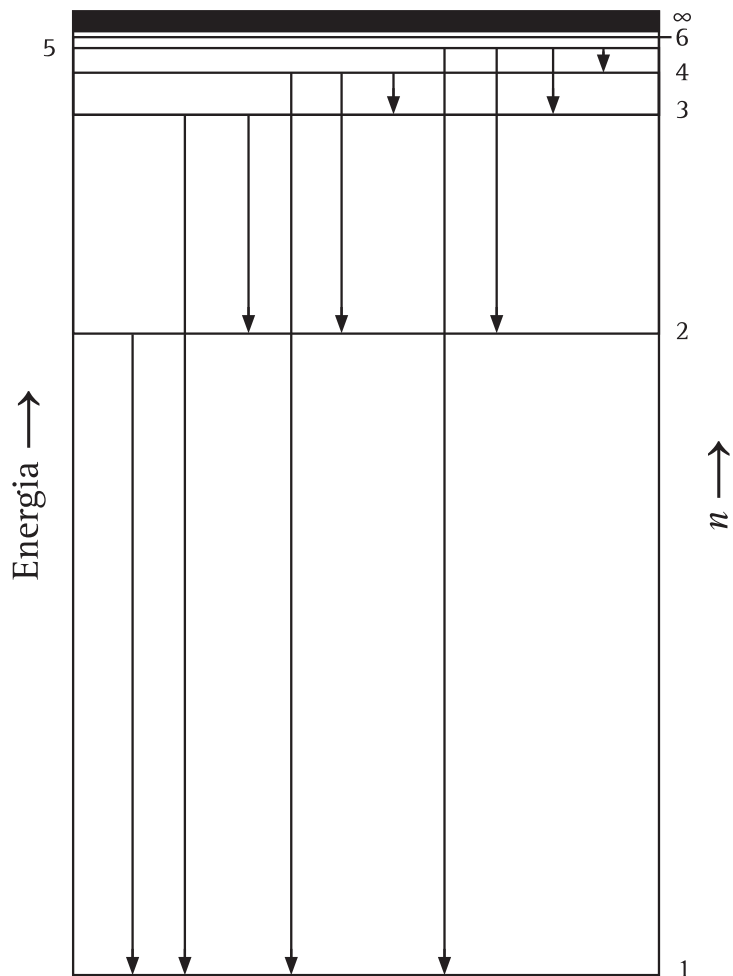
Cada um dos níveis energéticos corresponde a uma órbita possível do elétron em volta do núcleo. As consequências deste modelo são as seguintes:

- A energia do elétron no átomo é quantizada, ou seja, não pode ter qualquer valor.
- A emissão ou absorção de energia pelos átomos se explicam pela passagem do elétron entre dois dos estados energéticos permitidos.
- O raio de menor órbita é de 53 pm. O núcleo é dez mil vezes menor que o átomo.

- O número inteiro  $n$ , ou número quântico principal, é suficiente para especificar a órbita do elétron e sua energia. Se  $n$  aumenta, o elétron gira mais longe do núcleo e com mais energia.

Embora o modelo de Bohr explicasse o espectro de linhas do átomo de hidrogênio, ele não foi capaz de explicar os espectros de átomos mais pesados. Segundo Bohr, o elétron era uma partícula que descrevia uma órbita em torno do núcleo, segundo vários experimentos realizados, apresenta também propriedades ondulatórias. A Figura 04 mostra o diagrama dos níveis de energia de um átomo hipotético em um processo de emissão.

Figura 04: Diagrama dos níveis de energia de um átomo hipotético em um processo de emissão.



## *Resumo*

A radiação eletromagnética apresenta movimento ondulatório e possui comprimento de onda ( $\lambda$ ) e frequência ( $\nu$ ). O produto do comprimento de onda e a frequência é igual à velocidade da luz ( $c$ ), ou  $\lambda\nu = c$ .

O comprimento de onda é a distância entre cristas sucessivas e a frequência corresponde ao número de cristas que passam em um dado ponto por segundo.

A luz branca é uma forma de energia sensível a visão humana e que faz parte das ondas eletromagnéticas, dependendo da frequência, as ondas eletromagnéticas podem ser raios gama, infravermelho, ultravioleta ou ondas de rádio.

J. J. Balmer trabalhando com o espectro de linhas do hidrogênio na região do visível e utilizando a equação de Rydberg calculou com um grau de exatidão excelente a posição das linhas espectrais do hidrogênio.

Max Planck e Albert Einstein mostraram que as radiações eletromagnéticas comportavam-se como se fossem pacotes de energia que foram chamados de fótons.

A energia do elétron no átomo é quantizada, ou seja, não pode ter qualquer valor.

O número inteiro  $n$ , ou número quântico principal, é suficiente para especificar a órbita do elétron e sua energia.

# Aula 12

## 18. A mecânica ondulatória

A mecânica clássica não conseguia explicar o comportamento de pequenas partículas, tais como os elétrons. Também não conseguia explicar o porquê da energia radiante, sob determinadas circunstâncias experimentais, apresentar comportamento ondulatório ou de partícula. Essas limitações abriram caminho para o desenvolvimento da mecânica quântica.

A dualidade partícula-onda foi proposta por Louis de Broglie que sugeriu que o elétron, em seu movimento ao redor do núcleo, tinha associado a ele um comprimento de onda. Tal relação está descrita abaixo:

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

onde:

m = massa da partícula

v = velocidade da partícula

mv = momento

A descoberta das propriedades ondulatórias da matéria levou a novos questionamentos. Poderia haver a possibilidade de se determinar simultaneamente a posição e o momento do elétron?

Werner Heisenberg desenvolveu uma relação que mostrava a existência de uma limitação natural, em nossa capacidade de estabelecer tal intuito. O princípio da incerteza de Heisenberg estabelece *que é impossível conhecer simultaneamente e com certeza a posição e o momento de uma partícula, tal como um elétron*. Heisenberg relacionou matematicamente a incerteza da posição ( $\Delta x$ ) e o momento exatos ( $\Delta mv$ ) para uma quantidade envolvendo a constante de Planck:

$$\Delta x \cdot \Delta mv \geq \frac{h}{4\pi}$$

A hipótese de De Broglie e a incerteza de Heisenberg estabeleceram as bases para uma nova teoria de estrutura atômica que reconhecia a natureza ondulatória do elétron descrevendo perfeitamente a sua energia e definindo sua localização em termos de probabilidade.

## Os níveis eletrônicos de energia

Erwin Schrodinger propôs uma equação que incorporava o comportamento ondulatório do elétron bem como o de partícula. A resolução da equação leva a uma série de funções matemáticas chamadas *funções de onda* ( $\Psi$ ) que descrevem o comportamento ondulatório do elétron. O quadrado da função de onda, a *densidade de probabilidade* ( $\Psi^2$ ) representa a probabilidade de encontrar o elétron em uma determinada região em torno do núcleo.

As soluções para a equação de Schrodinger são chamadas de orbital (que são funções de onda). Cada orbital descreve uma distribuição específica de densidade eletrônica no espaço, logo cada orbital tem energia e forma específicas.

O modelo de Bohr introduziu o número quântico principal ( $n$ ), além deste outros três são usados pela mecânica ondulatória. Vamos agora estudar todos os quatro números quânticos.

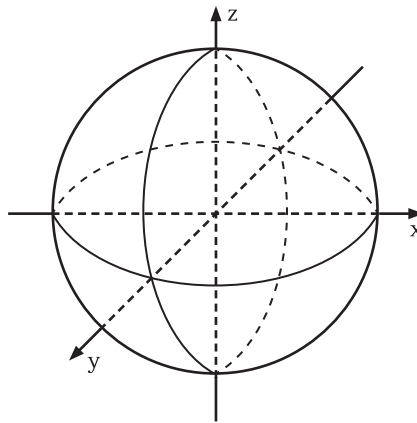
1. Número quântico principal ( $n$ ): fornece o nível de energia do elétron. Pode ter valores positivos e inteiros (1, 2, 3,...). Um aumento de  $n$  significa que o elétron está mais distante do núcleo e com energia maior.
2. Número quântico azimutal ( $l$ ): define o formato do orbital. Pode ter valores inteiros de 0 a  $n-1$  para cada valor de  $n$ . O valor de  $l$  para cada orbital pode ser assinalado por letras s, p, d e f, correspondendo aos valores de  $l$  de 0, 1, 2 e 3, respectivamente.
3. Número quântico magnético ( $m_l$ ): descreve a orientação do orbital no espaço. Pode ter valores inteiros entre  $l$  e  $-l$ , inclusive zero.
4. Número quântico de spin ( $m_s$ ): escreve a rotação do elétron em torno de seu próprio eixo. Pode ter apenas valores iguais a  $-1/2$  ou  $+1/2$ .

O princípio de exclusão de Pauli afirma que dois elétrons em um átomo não podem ter os mesmos quatro números quânticos. A colocação de mais um elétron no mesmo orbital implica em assinalar diferentes valores de  $m_s$  para os elétrons, ou seja, spins opostos. Portanto podemos concluir que um orbital pode receber no máximo dois elétrons.

## Os orbitais e suas características

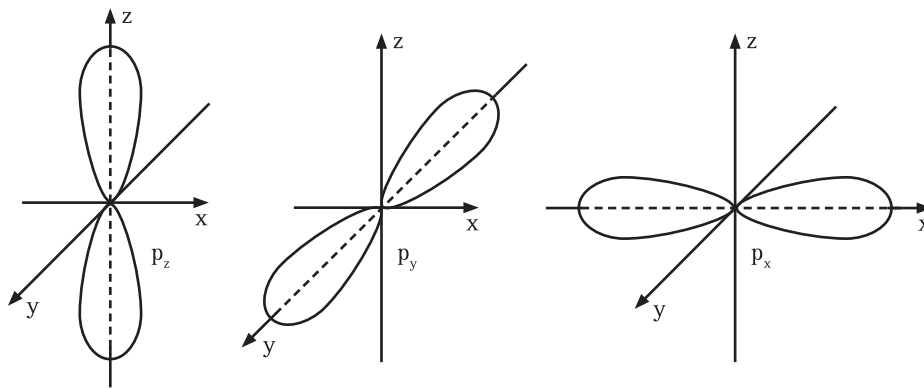
Os orbitais correspondem aos estados individuais que podem ser ocupados por um elétron em um átomo. Os orbitais s ( $l = 0$ ;  $m_s = 0$ ) são esféricos ao redor do núcleo. Para qualquer valor de  $n$  há um orbital s. A Figura 05 mostra este orbital.

Figura 05: O orbital s



Os orbitais p ( $l = 1$ ;  $m_s = -1, 0, +1$ ) não possuem a densidade eletrônica distribuída esfericamente em torno do núcleo. Possuem dois lóbulos em forma de alêrtes. A partir de  $n = 2$  há orbitais p. A Figura 06 mostra estes orbitais.

Figura 06: Os orbitais  $p_z$ ,  $p_y$  e  $p_x$ .



Os orbitais d ( $l = 2$ ;  $m_s = -2, -1, 0, +1, +2$ ) possuem formas e orientações no espaço diferentes. A partir de  $n = 3$  há orbitais d. Os orbitais  $d_{xy}$ ,  $d_{xz}$  e  $d_{yz}$  situam-se nos planos  $xy$ ,  $xz$  e  $yz$ . Os lóbulos do orbital  $d_{x^2-y^2}$  se situam no plano  $xy$ , mas ao longo dos eixos  $x$  e  $y$ . O orbital  $d_{z^2}$  possui dois lóbulos ao longo do eixo  $z$  e um lóbulo no plano  $xy$ .

Quando  $n$  é maior ou igual a quatro, existem os orbitais f ( $l = 3$ ;  $m_s = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ ).

A Tabela 12 mostra os orbitais atômicos e os seus números quânticos.

Tabela 12: Os orbitais atômicos e os números quânticos.

Orbital	n	l	m
s	1, 2, 3,...	0	0
p	2, 3, 4,...	1	-1, 0, +1
d	3, 4, 5,...	2	-2, -1, 0, +1, +2
f	4, 5, 6,...	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3



## *Resumo*

A dualidade partícula-onda foi proposta por Louis de Broglie que sugeriu que o elétron, em seu movimento ao redor do núcleo, tinha associado a ele um comprimento de onda

Werner Heisenberg desenvolveu o princípio da incerteza de Heisenberg que estabelece que é impossível conhecer simultaneamente e com certeza a posição e o momento do elétron.

A equação de Schrodinger incorpora o comportamento ondulatório do elétron bem como o de partícula. As funções de onda ( $\Psi$ ) descrevem o comportamento ondulatório do elétron. A densidade de probabilidade ( $\Psi^2$ ) representa a probabilidade de encontrar o elétron em uma determinada região em torno do núcleo.

As soluções para a equação de Schrodinger são chamadas de orbital. Existem três números quânticos que descrevem o orbital e um número quântico que descreve o elétron.

O princípio de exclusão de Pauli afirma que dois elétrons em um átomo não podem ter os mesmos quatro números quânticos.

# Aula 13

## 19. A tabela periódica e as configurações eletrônicas

A tabela periódica lista os elementos químicos em **períodos** e **grupos**. Nos períodos os elementos são colocados em ordem crescente de número atômico e nas colunas verticais chamadas grupos são colocados os elementos químicos que apresentam semelhança nas propriedades químicas. A tabela periódica é mostrada abaixo.

Figura 07: A tabela periódica com os símbolos dos elementos e seus números atômicos.

	1																	18	
n=1	H 1																		He 2
n=2	Li 3	Be 4											B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10	
n=3	Na 11	Mg 12																	
n=4	K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36	
n=5	Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54	
n=6	Cs 55	Ba 56	La 57	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86	
n=7	Fr 87	Ra 88	Ac 89	Rf 104	Db 105	Sg 106	Bh 107	Hs 108	Mt 109	Ds 110	Rg 111								

Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68	Tm 69	Yb 70	Lu 71
Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No 102	Lr 103

O primeiro período ( $n = 1$ ) estão os elementos onde os elétrons entram no nível s. No segundo período ( $n = 2$ ) e terceiro ( $n = 3$ ) ocorre o preenchimento dos subníveis s e p. No quarto período ( $n = 4$ ) é iniciado com o preenchimento do subnível s, mas este preenchimento é interrompido pois a partir do grupo 3 começa a ocorrer o preenchimento do subnível d de um nível de energia mais interno ( $n - 1$ ) d, e este comportamento se repete nos quinto ( $n = 5$ ), sexto ( $n = 6$ ) e sétimo ( $n = 7$ ) períodos até que todo o subnível d fique totalmente preenchido.

Os elementos pertencentes aos grupos 1, 2, 13 - 18 são chamados de **representativos**, enquanto que os elementos pertencentes aos grupos 3 - 12 são chamados de **transição**. Os elementos de transição podem ser divididos em elementos do **grupo d** e elementos do **grupo f** (lantânídeos e actínídeos).

O preenchimento dos orbitais pelos elétrons obedece a **regra de Hund** e ao **procedimento de Aufbau**.

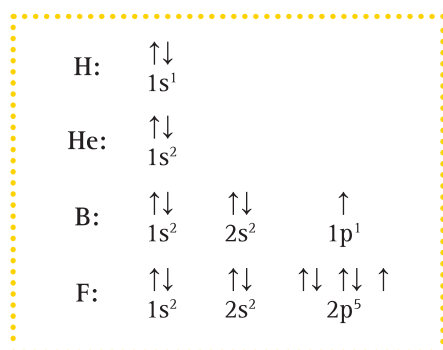
*Regra de Hund: os elétrons em um mesmo subnível tendem a ficar desemparelhados, com o mesmo número quântico de spin.*

*Procedimento de Aufbau: os orbitais são preenchidos em ordem crescente de energia, com não mais de dois elétrons por orbital.*

A seqüência abaixo mostra a distribuição em ordem crescente de energia para alguns orbitais atômicos:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s \dots$$

Os exemplos abaixo mostram a distribuição eletrônica para alguns átomos:



### *Varição de propriedades com a estrutura atômica*

Determinadas propriedades dos elementos químicos variam à medida que percorremos a tabela através de uma linha (período) ou através de uma coluna (grupo) e estas variações se repetem conforme avançamos pelos períodos. Algumas propriedades periódicas serão estudadas agora.

### *Raio atômico*

O raio atômico **diminui** à medida que percorremos o **período** da esquerda para a direita. O aumento da carga nuclear e o acréscimo do elétron no mesmo nível de energia fazem com que os elétrons sejam mais fortemente atraídos pelo núcleo resultando na diminuição do raio. O efeito no quarto, quinto e sexto períodos é moderado devido à inclusão dos elétrons em um nível de energia interno o que faz com que estes elétrons protejam parcialmente os elétrons de valência da atração nuclear.

O raio atômico **aumenta** conforme se percorre o **grupo** de cima para baixo na tabela. Há o aumento da carga nuclear, porém ocorre o aumento no número total de elétrons nos níveis de energia causando um aumento na distância dos elétrons de valência em relação ao núcleo resultando no aumento do raio atômico. Porém do quinto para o sexto período quando analisamos o raio a partir do grupo 3 em diante este aumento se torna insignificante. Isto se deve à contração lantanídica que faz com que o raio atômico dos elementos praticamente

fique inalterado. Como exemplo, se comparamos o raio atômico do elemento zircônio (0,145 nm) com o do háfnio (0,144 nm) a diferença é mínima.

### *Energia de ionização*

Energia de ionização é a energia mínima necessária para remover um elétron de um átomo isolado e no estado fundamental. Quando percorremos o período a energia de ionização aumenta. Contudo ocorrem irregularidades. No segundo período a energia de ionização do berílio é maior do que a do boro. Isto se deve, pois o elétron do boro se encontra no orbital 2s enquanto que no boro se encontra no 2p. Um elétron 2s se encontra mais atraído pelo núcleo do que um elétron 2p o que reduz a energia de ionização do boro. Neste mesmo período, a energia de ionização do oxigênio é menor do que a do nitrogênio. Neste caso, o elétron a ser retirado ocupa um orbital 2p que já possui um elétron. A repulsão intereletrônica entre eles facilita a saída do elétron diminuindo a energia de ionização.

Quando percorremos o grupo de cima para baixo a energia de ionização diminui. O aumento da carga nuclear no grupo é compensado pelo efeito blindagem devido ao número de níveis internos com conseqüente aumento do raio atômico.

### *Afinidade eletrônica*

Afinidade eletrônica é definida como a quantidade de energia,  $\Delta H$ , envolvida no processo em que um átomo isolado, no seu estado fundamental, recebe um elétron, formando um íon negativo. As afinidades eletrônicas tornam-se mais negativas, ou seja, mais energia é liberada, quando se percorre o período do grupo 1 ao 17, mas este comportamento não é uniforme.

Elementos do grupo 1 têm pouca tendência em ganhar elétrons. As afinidades eletrônicas dos elementos berílio e magnésio (grupo 2) são positivas mostrando que ao ganhar elétrons absorvem energia. Este comportamento se deve, pois os elétrons deverão ser acionados no subnível p que é parcialmente blindado da atração nuclear pelos níveis mais internos reduzindo a atração entre o núcleo e o elétron.

As afinidades eletrônicas dos elementos nitrogênio e fósforo são menos negativas do que os dos elementos que os precedem, e isto se é devido ao semipreenchimento do subnível p que faz com que haja uma repulsão intereletrônica sobre o elétron que entra neste subnível.

As afinidades eletrônicas dos elementos do grupo 17 (halogênios) são altamente negativas, pois a adição de um elétron no nível de valência completa o octeto.

## *Resumo*

A tabela periódica lista os elementos químicos em períodos e grupos.

Os elementos pertencentes aos grupos 1, 2, 13 – 18 são chamados de representativos.

Os elementos pertencentes aos grupos 3 – 12 são chamados de transição. Os elementos de transição podem ser divididos em elementos do grupo d e elementos do grupo f.

O preenchimento dos orbitais pelos elétrons obedece à regra de Hund e ao procedimento de Aufbau.

O raio atômico diminui à medida que percorremos o período da esquerda para a direita e aumenta conforme se percorre o grupo de cima para baixo na tabela.

Quando percorremos o período a energia de ionização aumenta e diminui quando percorremos o grupo de cima para baixo.

As afinidades eletrônicas tornam-se mais negativas, mais energia é liberada, quando se percorre o período do grupo 1 ao 17, mas este comportamento não é uniforme.

## Questões - Módulo III

01) “As gotículas são carregadas ionizando-se o ar no interior da câmara por meio de raios- X. Desse modo, alguns elétrons ou íons colidem com as gotículas e são capturados por elas”.

A descrição acima corresponde à experiência que demonstrou de maneira conclusiva a natureza da carga elétrica e também mediu a carga de um elétron isolado. Essa experiência foi realizada por:

- a) R.A. Millikan
- b) L. de Broglie
- c) A.L. Lavoisier
- d) Wener Heisenberg
- e) Ernest Rutherford

02) Isótopos, isóbaros e isótonos, respectivamente, apresentam semelhança no que diz respeito aos números de:

- a) elétrons, nêutrons e prótons.
- b) elétrons, número de massa e prótons.
- c) prótons, número de massa e nêutrons.
- d) prótons, elétrons e número de massa.
- e) elétrons, número de massa e nêutrons.

03) Determine os números quânticos do elétron de valência do elemento Potássio:

- a)  $n = 3, l = 2, m_l = +1, m_s = - 1/2$
- b)  $n = 4, l = 1, m_l = 0, m_s = + 1/2$
- c)  $n = 3, l = 1, m_l = +1, m_s = +1/2$
- d)  $n = 3, l = 1, m_l = +1, m_s = - 1/2$
- e)  $n = 4, l = 0, m_l = 0, m_s = - 1/2$

04) Considere as afirmativas abaixo sobre o átomo de Ba e seu íon  $Ba^{2+}$  e assinale a INCORRETA.

- a) O Ba é um metal alcalino terroso.
- b) O íon  $Ba^{2+}$  tem raio iônico maior que o íon  $Sr^{2+}$ .
- c) O íon  $Ba^{2+}$  tem 56 prótons e 56 elétrons.
- d) A formação do íon  $Ba^{2+}$  se deve à perda de 2 elétrons pelo átomo de Ba.
- e) O raio iônico do íon  $Ba^{2+}$  é menor que o raio atômico do Ba.

05) Determine os números quânticos do elétron mais externo do elemento cobre.

- a)  $n = 3, l = 2, m_l = +1, m_s = -1/2$
- b)  $n = 4, l = 1, m_l = 0, m_s = +1/2$
- c)  $n = 3, l = 1, m_l = +1, m_s = +1/2$
- d)  $n = 3, l = 1, m_l = +1, m_s = -1/2$
- e)  $n = 4, l = 0, m_l = 0, m_s = +1/2$

06) Os números quânticos descrevem as energias dos elétrons nos átomos e são de enorme relevância quando se trata de descrever a posição dos elétrons nos átomos. Analisando as afirmações abaixo a respeito dos números quânticos, marque a opção errada:

- a) O número máximo de orbitais em um nível de energia é dado pelo quadrado do número quântico principal.
- b) O número quântico azimutal determina a forma do orbital e, para um dado valor de  $n$ , pode assumir os valores inteiros 0, 1, 2, 3... até  $n-1$ .
- c) Em um mesmo nível de energia é possível elétrons terem energias diferentes.
- d) O número máximo de elétrons em um subnível é dado por  $4l+2$ , onde  $l$  é o número quântico azimutal.
- e) O número máximo de elétrons em um orbital do tipo  $d$  é 10.

07) No texto:

“Um sistema atômico apresenta configuração eletrônica representada por  $1s^2 2s^1$ . Isso nos diz que existem \_\_\_ elétrons no sistema distribuídos em \_\_\_ níveis de energia, e num total de \_\_\_ orbitais.”

A alternativa que completa corretamente o texto é:

- a) 3, 2, 3
- b) 2, 3, 3
- c) 3, 3, 2
- d) 3, 2, 2
- e) 2, 2, 3

08) Marque a opção abaixo que completa corretamente o quadro:

Partículas	Símbolo	Localização	Carga
	p	núcleo	
nêutron		núcleo	0
elétron	e		-1

- a) nêutron; e; núcleo; (0)
- b) próton; n; eletrosfera; (0)
- c) nêutron; n; núcleo; (-1)
- d) próton; n; eletrosfera; (+1)
- e) elétron; p; núcleo; (-1)

09) Em relação aos átomos dos elementos X e Y, sabe-se que:

- I - X possui número atômico 35.
- II - X e Y são isótopos.
- III - Y tem número de massa 81.

Então, o número de nêutrons do átomo Y é:

- a) 48
- b) 46
- c) 44
- d) 42
- e) 40

10) Em Goiânia, 1987 ocorreu um grave acidente por contaminação com material radioativo, quando uma blindagem do átomo de Césio foi destruída. Sobre o átomo de  $^{137}\text{Cs}_{55}$  é correto afirmar que apresenta:

- a) número de prótons igual ao de um átomo de  $^{137}\text{Ba}_{56}$
- b) número de nêutrons igual ao de um átomo de  $^{138}\text{Ba}_{56}$
- c) número atômico igual ao de um átomo de  $^{137}\text{Xe}_{54}$
- d) número de elétrons igual ao de um átomo de  $^{137}\text{I}_{53}$
- e) número de nêutrons igual ao de um átomo de  $^{133}\text{Cs}_{55}$



# *Módulo IV*

---

*Ligação Química: Conceitos Gerais*

# Aula 14

## 20. Estruturas de Lewis e a regra do octeto

O que sempre aguçou a curiosidade dos pesquisadores foi como os átomos se combinavam para formar os compostos químicos. Entender a forma de atuação das forças que agem entre esses átomos era de fundamental importância. As mais fortes destas forças, denominadas **ligações químicas**, são forças que unem átomos formando moléculas, agrupamentos de átomos ou sólidos iônicos.

Quando os átomos realizam uma ligação química, eles perdem, ganham ou compartilham elétrons. Entre os elementos químicos, os gases nobres são os mais inertes e são encontrados na natureza como átomos isolados. Todos os gases nobres, com exceção do hélio, possuem oito elétrons na camada de valência. Este comportamento levou a formulação da **regra do octeto**: *os átomos quando participam de uma reação química ganham, perdem ou compartilham elétrons com o intuito de obter a configuração dos gases nobres, ou seja, ficar com oito elétrons na camada de valência.*

Com base no comportamento dos gases nobres, G. N. Lewis desenvolveu uma metodologia para tentar explicar como os átomos interagem entre si. As estruturas de Lewis nos ajudam a entender como as ligações químicas são efetuadas entre os átomos. Para um átomo, a estrutura de Lewis consiste de seu símbolo químico rodeado pelos elétrons de valência, que podem ser representados por pontos. Para o átomo de lítio a estrutura de Lewis é:



Um átomo de flúor possui sete elétrons na camada de valência; sua estrutura de Lewis é:



É importante ressaltar que os elétrons colocados em pares em torno do símbolo químico são os que estão emparelhados em um orbital no átomo, enquanto que os isolados são os desemparelhados.

Os íons também possuem suas estruturas de Lewis. Para o íon flúor a estrutura de Lewis é:



e para o cátion lítio:



Sabendo como representar os átomos através das estruturas de Lewis podemos agora utilizar estas estruturas para representar compostos químicos. Para o composto fluoreto de lítio a estrutura de Lewis é:



A formação da molécula de flúor ( $\text{F}_2$ ) pode ser representada de maneira semelhante:



Há exceções à regra do octeto. O cloreto de alumínio ( $\text{AlCl}_3$ ), o pentacloreto de fósforo ( $\text{PCl}_5$ ) e o hexafluoreto de enxofre ( $\text{SF}_6$ ) são alguns exemplos de compostos que não obedecem a esta regra.

## *Resumo*

Ligações químicas são as forças que unem átomos formando moléculas, agrupamentos de átomos ou sólidos iônicos.

Os gases nobres são os mais inertes e são encontrados na natureza como átomos isolados.

A regra do octeto diz que os átomos tendem a alcançar a configuração eletrônica dos gases nobres para se tornarem mais estáveis.

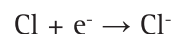
As estruturas de Lewis nos ajudam a entender como as ligações químicas são efetuadas entre os átomos.

# Aula 15

## 21. A ligação iônica

A ligação iônica ocorre quando um metal de baixa energia de ionização reage com um não-metal de alta afinidade eletrônica.

Quando, por exemplo, um metal do grupo 1 entra em contato com um elemento do grupo 17, há transferência de um elétron do metal para o halogênio, com a formação de um íon metálico e um íon negativo de um não-metal. A interação entre os íons de cargas opostas possui caráter eletrostático. As equações abaixo mostram este processo:



As ligações iônicas são mais comumente encontradas nos sólidos iônicos onde os cátions e ânions formam um arranjo regular. Por exemplo, o sal cloreto de sódio (NaCl) é formado pelos cátions sódio ( $\text{Na}^+$ ) e ânions cloreto ( $\text{Cl}^-$ ) que se arranjam de maneira tridimensional no espaço.

Nesta estrutura do sólido cada íon sódio está rodeado por seis íons cloretos, e cada íon cloreto está rodeado por seis íons sódio constituindo assim um composto eletricamente neutro.

Muitos compostos formam ligações iônicas. Ânions compostos como o carbonato ( $\text{CO}_3^{2-}$ ), nitrato ( $\text{NO}_3^-$ ) ou sulfato ( $\text{SO}_4^{2-}$ ) podem realizar ligações iônicas com cátions metálicos.

A ligação iônica faz com que a energia necessária para separar os íons de sinal contrário seja alta, portanto os pontos de fusão e ebulição são altos para os sólidos iônicos. Estes sólidos apresentam alta dureza, são quebradiços e não são bons condutores de eletricidade e calor.

### *Fatores que influem na formação dos compostos iônicos*

De maneira geral todas as reações ocorrem quando os produtos formados são mais estáveis que os reagentes. Esta estabilidade pode ser avaliada pela energia liberada durante o processo que ocorre a pressão constante, e quando isto ocorre o processo é dito energeticamente favorável ( $\Delta H < 0$ ).

A formação de um composto iônico pode ser estudada pelo ciclo de Born-Haber que nos ajuda a analisar os fatores que contribuem para a estabilidade dos compostos iônicos. Considerando a formação do sal cloreto de sódio todo o processo pode ser dividido em algumas etapas:

Etapa	Processo	$\Delta H$ , kJ.mol <sup>-1</sup>	
1ª	$\text{Na}_{(s)} \rightarrow \text{Na}_{(g)}$	+108	energia absorvida
2ª	$\frac{1}{2}\text{Cl}_{2(g)} \rightarrow \text{Cl}_{(g)}$	+121	energia absorvida
3ª	$\text{Na}_{(g)} \rightarrow \text{Na}^+_{(g)} + e^-$	+495	energia absorvida
4ª	$\text{Cl}_{(g)} + e^- \rightarrow \text{Cl}^-_{(g)}$	-348	energia liberada
5ª	$\text{Na}^+_{(g)} + \text{Cl}^-_{(g)} \rightarrow \text{NaCl}_{(s)}$	-787	energia liberada
Equação Global	$\text{Na}_{(s)} + \frac{1}{2}\text{Cl}_{2(g)} \rightarrow \text{NaCl}_{(s)}$	-411	energia liberada

A primeira etapa representa a **sublimação** de um mol de átomos de sódio. A segunda etapa é a **dissociação** de meio mol de moléculas de cloro. A terceira etapa é a **ionização** de um mol de átomos de sódio. A quarta etapa é a obtenção de um mol de íons cloreto, **afinidade eletrônica**. A quinta etapa representa a formação de um mol do sal cloreto de sódio, **energia reticular**. A equação global fornece o calor de formação do sal e representa a rota direta a partir da reação do sódio metálico com a molécula gasosa de cloro.

O ciclo de Born-Haber é de grande ajuda para o entendimento do processo de formação de sólidos iônicos. A energia liberada na quinta etapa é muito maior se comparada à energia liberada no processo direto, ou seja, a menor energia dos produtos se comparada aos dos reagentes é explicada pela energia liberada na formação do sal a partir dos íons gasosos.

## *Resumo*

A ligação iônica ocorre quando um metal de baixa energia de ionização reage com um não-metal de alta afinidade eletrônica.

A interação entre os íons de cargas opostas possui caráter eletrostático.

Na estrutura do sal cloreto de sódio cada íon sódio está rodeado por seis íons cloretos, e cada íon cloreto está rodeado por seis íons sódio constituindo assim um composto eletricamente neutro.

Sólidos iônicos, em geral, apresentam pontos de fusão e ebulição altos, apresentam alta dureza, são quebradiços e não são bons condutores de eletricidade e calor.

A formação de um composto iônico pode ser explicada pelo ciclo de Born-Haber que nos ajuda a analisar os fatores que contribuem para a estabilidade dos compostos iônicos.

# Aula 16

## 22. A ligação covalente

Átomos tendem a compartilhar elétrons de modo que suas camadas eletrônicas externas sejam preenchidas e eles adquiram uma distribuição eletrônica mais estável. A ligação covalente ocorre quando os átomos que participam da ligação química possuem a mesma tendência de ganhar e perder elétrons, logo ocorre um *compartilhamento* destes elétrons entre os átomos.

Esse tipo de ligação tende a ser mais forte que outros tipos de ligações, como a iônica. Ao contrário das ligações iônicas, nas quais os íons são mantidos unidos por atração coulômbica não direcional, ligações covalentes são altamente direcionais.

A molécula de hidrogênio é o exemplo mais simples de ligação covalente. A uma certa distância um do outro, ocorrem interações eletrostáticas entre os átomos. Ocorre repulsão entre os núcleos, bem como entre os elétrons, enquanto há atração entre os núcleos e os elétrons. Para que ocorra a formação da ligação covalente tem que haver um balanço entre as forças de repulsão e atração. A molécula se torna estável quando as forças atrativas superam as repulsivas.

A formação da molécula de hidrogênio a partir dos átomos pode ser representada como:



Cada átomo de hidrogênio adquire um segundo elétron, obtendo a configuração do átomo de hélio (He).

### *Ligações múltiplas*

Em algumas moléculas os átomos podem compartilhar mais de um par de elétrons. Uma ligação com dois pares de elétrons é denominada ligação dupla e com três pares, ligação tripla. No dióxido de carbono, há uma ligação dupla entre os dois átomos de oxigênio e o átomo de carbono:



E o compartilhamento de três pares de elétrons na molécula de nitrogênio:



## Polaridade da ligação

Quando um dos átomos que participam da ligação covalente possui eletro-negatividade maior, este irá exercer uma atração maior sobre os elétrons ligantes maior que o outro.

Eletro-negatividade é definida como a habilidade de um átomo em atrair elétrons para si em uma molécula.

Uma ligação covalente polar é aquela na qual os elétrons estão mais atraídos pelo átomo mais eletronegativo.

Na molécula de ácido fluorídrico, o flúor é mais eletronegativo e atrai a nuvem eletrônica afastando-a do átomo de hidrogênio, menos eletronegati-vo. Toda molécula como a do ácido fluorídrico, na qual o centro das cargas positivas não coincide com o centro de cargas negativas, denomina-se molécula polar.

Quando duas cargas de mesma magnitude mas de sinais contrários são separadas por uma distância, é gerado um dipolo. O momento de dipolo ( $\mu$ ) é a medida quantitativa do dipolo. Se duas cargas iguais e contrárias,  $Q^+$  e  $Q^-$ , são separadas por uma distância  $r$ , a magnitude do momento de dipolo é:

$$\mu = Q \times r$$

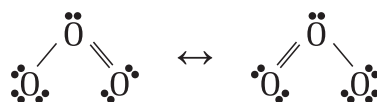
Tomando como exemplo a molécula de ácido clorídrico, a distância internuclear é de  $1,27\text{\AA}$ . Supondo as cargas nos átomos de hidrogênio e cloro iguais a  $+1$  e  $-1$ , respectivamente o momento de dipolo ( $\mu$ ) seria:

$$u = Q \times r = 1,60 \times 10^{-19} \text{C} \times 1,27 \text{\AA} = 2,032 \text{C} \times \text{\AA} \times \frac{1,0 \times 10^{-10} \text{m}}{1,00 \text{\AA}} \times \frac{1 \text{D}}{3,34 \times 10^{-30} \text{C} \times \text{m}} = 6,08 \text{D}$$

## Ressonância

Algumas vezes não podemos representar uma molécula ou íon por uma única estrutura. Tomando como exemplo a molécula de ozônio,  $\text{O}_3$ , cada átomo de oxigênio contribui com seis elétrons no nível de valência, logo a molécula possui dezoito elétrons no nível de valência. Há uma ligação dupla na molécula de ozônio para que o octeto seja obtido para cada átomo. Porém esta ligação dupla não fica localizada entre um par de átomos, ele é compartilhada por todos. A Figura 08 mostra as estruturas de ressonância para a molécula de ozônio.

Figura 08: Formas de ressonância para a molécula de ozônio.





A molécula de ozônio possui duas ligações O—O equivalentes cujos comprimentos são intermediários entre os das ligações simples e dupla. Deve ficar claro que nenhuma das duas estruturas acima representa adequadamente a molécula, pois não meio de desenhar meias ligações.

## *Resumo*

Ligações químicas são as forças que unem átomos formando moléculas, agrupamentos de átomos ou sólidos iônicos.

Com o objetivo de obter uma distribuição eletrônica estável, os átomos tendem a compartilhar elétrons entre si preenchendo suas camadas eletrônicas externas.

A ligação covalente ocorre quando os átomos compartilham elétrons entre si.

A molécula se torna estável quando as forças atrativas superam as repulsivas.

Uma ligação com dois pares de elétrons é denominada ligação dupla e com três pares, ligação tripla.

Eletronegatividade é definida como a habilidade de um átomo em atrair elétrons para si em uma molécula.

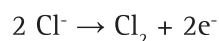
Quando duas cargas de mesma magnitude mas de sinais contrários são separadas por uma distância, é gerado um dipolo. O momento de dipolo ( $\mu$ ) é a medida quantitativa do dipolo.

Estruturas de ressonância surgem quando o arranjo dos átomos em um composto não é descrito de maneira adequada por uma única estrutura.

# Aula 17

## 23. Oxidação e redução

Oxidação é o processo no qual uma substância ou espécie perde elétrons em alguma reação. São exemplos de oxidação:



No primeiro exemplo o metal lítio perde um elétron, ou seja, o lítio foi oxidado. No segundo exemplo, cada ânion cloreto parece perder um elétron na formação da molécula de cloro, pois cada átomo de cloro tem a metade do compartilhamento no par da ligação.

Redução é o processo no qual uma substância ou espécie ganha elétrons em alguma reação. São exemplos de redução:



### *Números de oxidação*

O número de oxidação de um átomo em uma substância é a carga real do átomo se ele for um íon monoatômico, ou de outra forma, é a carga hipotética atribuída ao átomo usando um conjunto de regras.

- 1) Na sua forma elementar o número de oxidação de um átomo é sempre zero. Portanto, na molécula de hidrogênio cada átomo possui número de oxidação zero.
- 2) Para qualquer íon monoatômico o número de oxidação é igual à carga do íon. O íon potássio ( $\text{K}^+$ ) tem número de oxidação +1.
- 3) Em geral, os não-metais têm número de oxidação negativo:
  - a) O número de oxidação do oxigênio é normalmente -2, tanto em compostos iônicos como em moleculares. Nos peróxidos o número de oxidação é -1.
  - b) O número de oxidação do hidrogênio é +1 quando ligado a não-metais, e -1 quando ligado a metais.

- c) Os halogênios, em geral, possuem números de oxidação -1 na maioria dos compostos binários e quando se ligam ao oxigênio, possuem estados de oxidação positivos. O flúor possui número de oxidação -1 em todos os compostos.
- 4) Em compostos neutros a somatória dos números de oxidação é zero. Nos íons poliatômicos a somatória dos números de oxidação é igual à carga do íon.

### *Nomenclatura dos compostos químicos*

Os nomes sistemáticos dos compostos químicos obedecem a um conjunto de regras estabelecidas pela IUPAC. O nome sistemático é geralmente ligado a sua fórmula.

Fórmula	Metal	Não-Metal	Nome
NaCl	Sódio	Cloro	Cloreto de sódio
CaO	Cálcio	Oxigênio	Óxido de cálcio
CaI <sub>2</sub>	Cálcio	Iodo	Iodeto de cálcio
Li <sub>3</sub> N	Lítio	Nitrogênio	Nitreto de lítio
NaH	Sódio	Hidrogênio	Hidreto de sódio
CaC <sub>2</sub>	Cálcio	Carbono	Carbeto de cálcio

*Tabela 13: Nomes de alguns compostos binários metal-não-metal.*

Fórmula	Elementos	Nome
SO <sub>2</sub>	Enxofre, oxigênio	Dióxido de enxofre
SO <sub>3</sub>	Enxofre, oxigênio	Trióxido de enxofre
N <sub>2</sub> O	Nitrogênio, oxigênio	Óxido de dinitrogênio
PCl <sub>5</sub>	Fósforo, Cloro	Pentacloreto de fósforo
IF	Iodo, flúor	Fluoreto de iodo
IF <sub>5</sub>	Iodo, flúor	Pentafluoreto de iodo

*Tabela 14: Nomes de alguns compostos binários não-metal-não-metal.*

Fórmula	Elementos	Nome
NaNO <sub>3</sub>	Sódio, nitrogênio e oxigênio	Nitrato de sódio
NaNO <sub>2</sub>	Sódio, nitrogênio e oxigênio	Nitrito de sódio
K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Potássio, enxofre e oxigênio	Sulfato de potássio
K <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Potássio, enxofre e oxigênio	Sulfito de potássio
Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Sódio, carbono e oxigênio	Carbonato de sódio
K <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Potássio, fósforo e oxigênio	Fosfato de potássio

*Tabela 15: Nomes de alguns compostos ternários contendo oxigênio.*

Tabela 16: Nomes de alguns ácidos e bases.

ÁCIDOS		BASES	
Fórmula	Nome	Fórmula	Nome
Binários		LiOH	Hidróxido de lítio
HCl	Ácido clorídrico	NaOH	Hidróxido de sódio
HBr	Ácido bromídrico	KOH	Hidróxido de Potássio
H <sub>2</sub> S	Ácido sulfídrico	Mg(OH) <sub>2</sub>	Hidróxido de magnésio
Ternários com oxigênio		Ca(OH) <sub>2</sub>	Hidróxido de cálcio
HNO <sub>3</sub>	Ácido nítrico		
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Ácido carbônico		
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Ácido sulfúrico		
H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub>	Ácido fosfórico		

## Resumo

A ligação iônica ocorre quando um metal de baixa energia de ionização reage com um não-metal de alta afinidade eletrônica.

Oxidação é o processo no qual uma substância ou espécie perde elétrons em alguma reação.

Redução é o processo no qual uma substância ou espécie ganha elétrons em alguma reação.

O número de oxidação de um átomo em uma substância é a carga real do átomo se ele for um íon monoatômico, ou de outra forma, é a carga hipotética atribuída ao átomo.

Nomenclatura química sistemática fornece uma maneira de nomear substâncias químicas relacionando o nome da substância com sua fórmula.

# Questões - Módulo IV

01) A regra do octeto não é adequada para explicar a formação da molécula de oxigênio pois:

- a) não há compartilhamento de elétrons entre os átomos.
- b) os átomos não ficam com oito elétrons cada um.
- c) o caráter paramagnético da molécula não é mostrado.
- d) a ligação entre os átomos é iônica.
- e) um átomo fica com mais elétrons que o outro.

02) Uma ligação covalente polar é aquela em que:

- a) apresenta os elétrons igualmente compartilhados entre os átomos.
- b) o átomo menos eletronegativo atrai mais os elétrons para si.
- c) a densidade de carga eletrônica tem disposição uniforme entre os átomos.
- d) todos os átomos possuem a mesma tendência em atrair elétrons.
- e) um dos átomos exerce maior atração pelos elétrons ligantes que o outro.

03) O alúmen de ferro amoniacal é um sal duplo de fórmula:



São cristais de cor malva geralmente mais puros do que o sulfato férrico. Sua solubilidade em água fria é de aproximadamente 10%; o sal anidro e suas soluções, as quais têm um tom amarelo pardo claro, são perfeitamente estáveis. O número de oxidação do nitrogênio neste composto é:

- a) -5
- b) +5
- c) -3
- d) +3
- e) +2

04) As ligações químicas nas substâncias  $\text{K}_{(s)}$ ,  $\text{HCl}_{(g)}$ ,  $\text{KCl}_{(s)}$  e  $\text{Cl}_{2(g)}$ , são respectivamente:

- a) iônica, covalente polar, metálica, covalente apolar.
- b) covalente apolar, covalente polar, metálica, covalente apolar.
- c) metálica, covalente polar, iônica, covalente apolar.
- d) metálica, covalente apolar, iônica, covalente polar.
- e) covalente apolar, covalente polar, iônica, metálica.

05) Os números de oxidação corretos dos elementos cloro, manganês, enxofre e nitrogênio nos compostos cujas fórmulas químicas são respectivamente:  $\text{KClO}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{MnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{NaNO}_2$  estão devidamente colocados na alternativa:

- a) +3, +7, -2, +5
- b) +5, +6, +2, -3
- c) +1, +7, +2, -5
- d) +2, +7, +2, -3
- e) +3, +6, -2, +3

06) Utilizando a tabela abaixo, para as substâncias  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{NCl}_3$  e  $\text{HCl}$ , o caráter da ligação química é, respectivamente:

Elemento	Eletronegatividade de Pauling
N	3,04
Cl	3,16
S	2,58
H	2,20
K	0,82

- a) iônica, covalente, iônica.
- b) iônica, covalente, covalente.
- c) covalente, covalente, covalente.
- d) iônica, iônica, covalente.
- e) covalente, iônica, covalente.

07) A alternativa que contém um composto binário é a letra:

- a)  $\text{Mg}_3\text{N}_2$ .
- b)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
- c)  $\text{CaSO}_4$ .
- d)  $\text{LaOCl}$ .
- e)  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .

08) A ordem de ligação entre os átomos de carbono nas moléculas abaixo é respectivamente:



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

09) Durante uma reação química de oxi-redução a substância A perde elétrons para a substância B. É correto dizer que a substância:

- a) A sofreu oxidação e a substância B é o agente oxidante.
- b) B é o agente redutor e a substância A é o agente oxidante.
- c) B é o agente redutor e a substância A sofreu oxidação.
- d) A sofreu redução e a substância B é o agente oxidante.
- e) B atua como agente redutor e oxidante para diminuir a energia de ativação.

10) Calcule a energia reticular, em kJ/mol, para o sal fluoreto de potássio a partir das informações dadas abaixo:

Étapas	Processo	$\Delta H$ , kJ/mol
N	$\text{K}_{(s)} \rightarrow \text{K}_{(g)}$	+89,2
Cl	$1/2\text{F}_{2(g)} \rightarrow \text{F}_{(g)}$	+158
S	$\text{K}_{(g)} \rightarrow \text{K}^+_{(g)} + \text{e}^-$	+419
H	$\text{F}_{(g)} + \text{e}^- \rightarrow \text{F}^-_{(g)}$	-333
K	$\text{K}^+_{(g)} + \text{F}^-_{(g)} \rightarrow \text{KF}_{(s)}$	?
Total	$\text{K}_{(s)} + 1/2\text{F}_{2(g)} \rightarrow \text{KF}_{(s)}$	-492,8

- a) - 800.
- b) + 800.
- c) + 826.
- d) - 826.
- e) + 820.

# *Módulo V*

---

*Ligação Covalente e Estrutura Molecular*



# Aula 18

## 24. Geometria molecular e o método RPENV

As estruturas de Lewis nos fornecem uma visão bidimensional dos compostos. Para que possamos entender como os átomos se distribuem em um composto é necessário sabermos os ângulos e as distâncias de ligação entre eles. São estes ângulos e distâncias que permitirão obter uma visão espacial do composto em três dimensões.

### O método RPENV

Permite avaliar a orientação mais estável dos pares eletrônicos ao redor do átomo central em uma molécula e com isto, obter a geometria da molécula. Para tanto são necessárias algumas suposições:

- 1) Os pares eletrônicos em torno do átomo central tendem a se orientar de maneira a minimizar a energia total, diminuindo a repulsão entre eles.
- 2) repulsão entre pares eletrônicos compartilhados é mínima, e repulsão entre pares eletrônicos isolados é máxima.
- 3) As forças de repulsão decrescem com o aumento do ângulo entre os pares eletrônicos. São máximas a  $90^\circ$ , mais fracas a  $120^\circ$  e mínimas a  $180^\circ$ .

Uma definição importante é a do número estérico do átomo central. Quando o átomo central não forma ligações duplas, o número estérico é o número total de pares eletrônicos, isolados ou não, ao redor do átomo central. Se houver ligações múltiplas, o número estérico é definido como a soma do número de átomos ligados a ele mais o número de pares isolados. Para a molécula de tricloreto de fósforo abaixo (para maior clareza os elétrons isolados dos átomos de cloro não estão mostrados):



Logo, o número estérico é igual 4 e pela Tabela 17 o arranjo para esta molécula seria o tetraédrico. A Tabela 17 mostra os cinco arranjos geométricos fundamentais.

Tabela 17: Os cinco arranjos geométricos fundamentais

Tabela 17: Os cinco arranjos geométricos fundamentais

Número estérico	Arranjo	Ângulos entre pares
2	Linear	180°
3	Trigonal plano	120°
4	Tetraédrico	109,5°
5	Trigonal bipiramidal	90°, 120°
6	Octaédrico	90°

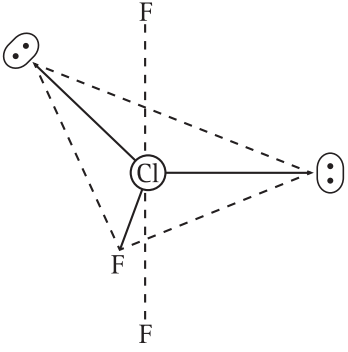
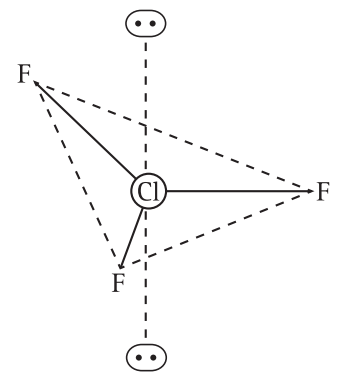
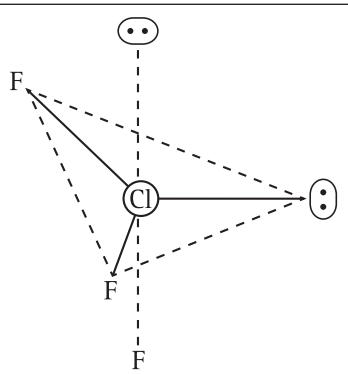
A questão agora seria qual a posição que o par eletrônico isolado ocuparia no arranjo geométrico. Isto se deve, pois este par eletrônico isolado efetua uma repulsão sobre os demais pares eletrônicos causando um desvio da geometria ideal. Este par eletrônico poderia ocupar uma posição axial ou equatorial na molécula. Para tanto é necessário avaliar os ângulos existentes entre os pares eletrônicos nos possíveis arranjos geométricos teoricamente possíveis para a molécula. Tomando como exemplo a molécula de trifluoreto de cloro os próximos passos são:

- 1) Fazer a estrutura de Lewis para a molécula.
- 2) Determinar o número estérico do átomo central.
- 3) Orientar os pares eletrônicos nas posições apropriadas ao redor do átomo central.
- 4) Colocar cada átomo ligado nos vértices da figura geométrica. Avaliar o número de repulsões a 90° entre pares eletrônicos isolados e entre pares eletrônicos isolados e ligados. A estrutura mais estável é a que apresentar o menor número de repulsões a 90° entre pares eletrônicos isolados. *Se caso ainda houver mais possibilidades*, avaliar as repulsões entre pares eletrônicos isolados e ligados, a estrutura mais estável é a que apresentar o menor número de repulsões entre pares eletrônicos isolados e ligados.

A estrutura de Lewis para a molécula de trifluoreto de cloro é dada abaixo (para maior clareza os elétrons isolados dos átomos de flúor não estão mostrados):



Pela estrutura de Lewis acima, podemos ver que o número estérico do átomo central é igual a 5. A Tabela 17 nos fala que o arranjo é trigonal piramidal. O quadro abaixo mostra os possíveis arranjos dos pares eletrônicos para a molécula de trifluoreto de cloro e a avaliação das repulsões em ângulos de 90° destes pares eletrônicos:

	Estrutura	Repulsão em ângulos de 90°	
		Par isolado - par isolado	Par isolado - par ligado
I		0	4
II		0	6
III		1	3

Pela análise dos ângulos podemos perceber que a estrutura III é a menos provável, pois possui um ângulo de 90° entre pares de elétrons isolados. A estrutura I é a mais provável por apresentar a menor quantidade de ângulos de 90° entre pares de elétrons isolados e pares ligados e por não apresentar ângulo de 90° entre pares de elétrons isolados. A tabela 18 mostra as possíveis geometrias em função do número estérico e do número de pares isolados.

*Tabela 18: Arranjos e geometrias espaciais em função do número estérico e do número de pares isolados.*

Número estérico	Número de pares isolados	Geometria molecular
2	0	Linear
3	0	Trigonal plana
4	0	Tetraédrica
4	1	Pirâmide triangular
4	2	Angular
5	0	Bipirâmide triangular
5	1	Gagorra
5	2	T
5	3	Linear
6	0	Octaédrica
6	1	Pirâmide tetragonal
6	2	Quadrado planar

## *Resumo*

Ligações químicas são as forças que unem átomos formando moléculas, agrupamentos de átomos ou sólidos iônicos.

Para que possamos entender como os átomos se distribuem em um composto é necessário sabermos os ângulos e as distâncias de ligação entre eles.

O modelo RPENV é o método para determinar a orientação mais estável dos pares eletrônicos ao redor do átomo central numa molécula e conseqüentemente sua geometria espacial.

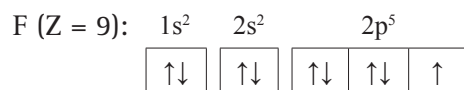
Os pares ligantes e não-ligantes de elétrons definem a região onde há probabilidade de encontrá-los entre os átomos.

A magnitude das repulsões entre os pares de elétrons depende do fato de serem ligantes ou não-ligantes e dos ângulos de ligação entre os pares de elétrons

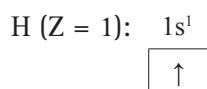
# Aula 19

## 25. Teoria da ligação de valência - TLV

Na teoria de ligação de valência, os orbitais atômicos de um átomo são usados para realizar uma ligação química com um ou mais átomos, com o par de elétrons ligados ocupando simultaneamente ambos os orbitais. Para que isto ocorra há a sobreposição dos orbitais atômicos que permite que elétrons de spins contrários compartilhem a mesma região do espaço entre os núcleos formando a ligação covalente. É necessária, pela TLV, a presença de elétrons desemparelhados nos orbitais atômicos dos átomos para que haja a formação da ligação química. Portanto, explicando a formação da molécula de ácido fluorídrico (HF) pela TLV, podemos ver que o átomo de oxigênio possui número atômico ( $Z$ ) igual a 8 e a distribuição dos elétrons nos orbitais atômicos fica:



Podemos verificar que no subnível  $p$  do segundo nível de energia possui 01 elétron desemparelhado. Da mesma forma, a distribuição eletrônica do átomo de hidrogênio fica:



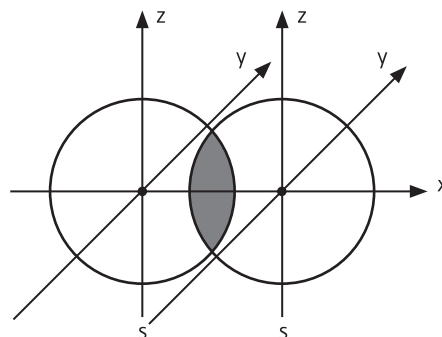
Portanto, pela TLV a formação da molécula de HF ocorre pela sobreposição do orbital atômico  $p_x$  do átomo de flúor com o orbital atômico  $s$  do átomo de hidrogênio.

### Ligação simples

A ligação simples pode ser formada pela sobreposição dos seguintes orbitais atômicos:  $s-s$ ;  $s-p_x$ ;  $p_x-p_x$ . A sobreposição destes orbitais produz uma densidade de probabilidade eletrônica situada entre os núcleos simétrica ao redor do eixo de ligação e o resultado desta sobreposição tem sempre simetria axial ou cilíndrica. Uma ligação simples é sempre uma ligação sigma ( $\sigma$ ).

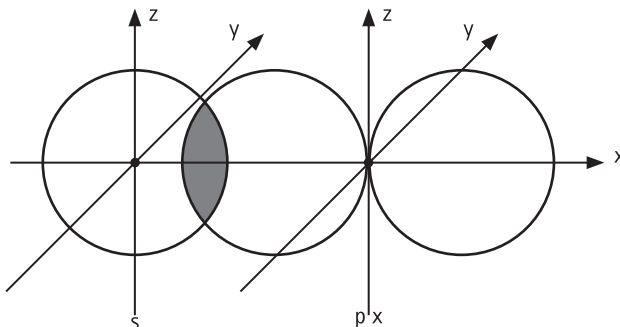
Na molécula de hidrogênio dois orbitais atômicos 1s se sobrepõem para formar a ligação  $\sigma$ . Com isto os elétrons, antes desemparelhados, ficam emparelhados na região de sobreposição sendo atraídos igualmente por ambos os núcleos. A Figura 09 mostra a sobreposição dos dois orbitais atômicos s esféricos.

Figura 09: A sobreposição dos orbitais atômicos s formando a ligação simples.



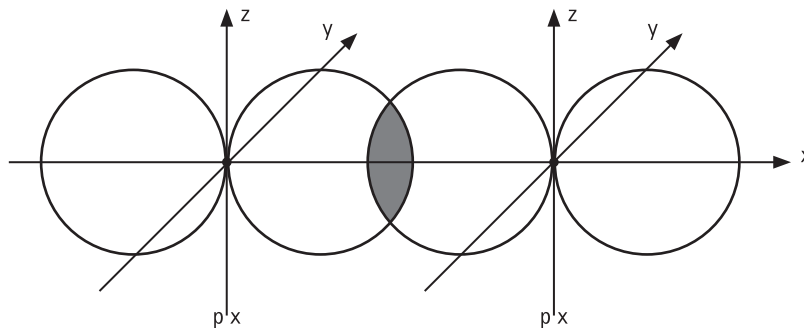
Na molécula de ácido clorídrico, um orbital atômico 1s do átomo de hidrogênio se sobrepõe a um orbital atômico  $3p_x$  do átomo de cloro. Ambos os orbitais estão sobre o eixo fazendo com que a sobreposição seja efetiva. O átomo de cloro possui distribuição eletrônica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  e o elétron que participa da formação da ligação covalente e o elétron que está desemparelhado no orbital  $3p_x$ . A Figura 10 mostra a sobreposição dos dois orbitais atômicos s e  $p_x$ .

Figura 10: A sobreposição dos orbitais atômicos s e  $p_x$  formando a ligação simples.



Uma ligação simples também pode ser formada pela sobreposição de dois orbitais atômicos  $p_x$ . Na molécula de cloro ocorre este tipo de interação onde dois orbitais atômicos  $3p_x$  se sobrepõem formando a ligação covalente. A Figura 11 mostra este tipo de interação.

Figura 11: A sobreposição dos orbitais atômicos  $p_x$  formando a ligação simples.



## Ligações múltiplas

Quando ocorre sobreposição do tipo  $p_y-p_y$  e  $p_z-p_z$  há formação de ligações múltiplas. Estas ligações são caracterizadas pela sobreposição lateral destes orbitais e são denominadas ligações  $\pi$  ( $\pi$ ). Estas ligações não possuem simetria axial e podem ser classificadas entre ligações duplas e triplas. A ligação dupla é composta por uma ligação  $\sigma$  e uma ligação  $\pi$  e a tripla é formada por uma ligação  $\sigma$  e duas ligações  $\pi$ . Figura 12 a interação lateral entre orbitais atômicos p.

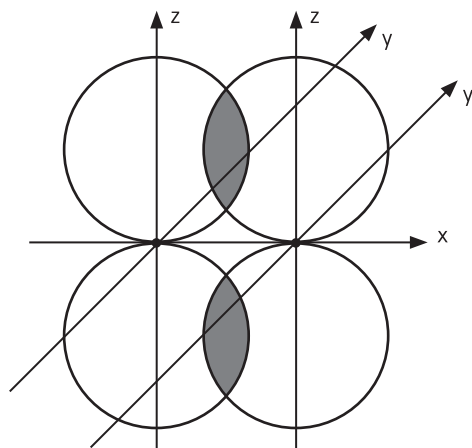


Figura 12: A sobreposição lateral dos orbitais atômicos p formando a ligação  $\pi$ .

### Resumo

A ligação iônica ocorre quando um metal de baixa energia de ionização reage com um não-metal de alta afinidade eletrônica.

Na TLV, os orbitais atômicos de um átomo são usados para realizar uma ligação química com um ou mais átomos, com o par de elétrons ligados ocupando simultaneamente ambos os orbitais.

A ligação simples pode ser formada pela sobreposição dos seguintes orbitais atômicos:  $s-s$ ;  $s-p_x$ ;  $p_x-p_x$ .

Quando ocorre sobreposição do tipo  $p_y-p_y$  e  $p_z-p_z$  há formação de ligações múltiplas. Estas ligações são caracterizadas pela sobreposição lateral destes orbitais e são denominadas ligações  $\pi$  ( $\pi$ ).

Ligações simples, duplas e triplas possuem, respectivamente, um, dois e três pares de elétrons ligados e compartilhados entre dois átomos.

# Aula 20

## 26. Orbitais híbridos

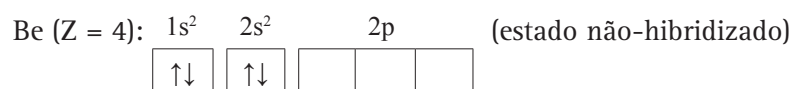
A TLV explicava a formação de moléculas cujos átomos constituintes possuíam elétrons desemparelhados em seus orbitais atômicos, porém há moléculas cujos átomos não possuíam elétrons desemparelhados e a TLV não conseguia explicar suas formações.

Para explicar a existência destas moléculas, foi criado o conceito de orbitais híbridos que são o resultado da *mistura* de orbitais atômicos. O processo de *misturar* os orbitais atômicos é denominado hibridização e o número de orbitais híbridos formados é igual ao número de orbitais atômicos que os formaram. A energia destes orbitais híbridos é intermediária se comparada com as energias dos orbitais atômicos que os formaram. Quem sofre hibridização são os orbitais atômicos do átomo central. As funções de onda atômicas são adicionadas e subtraídas gerando novas funções de onda que descrevem os orbitais híbridos.

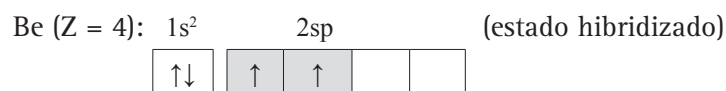
### Orbitais híbridos *sp*

São formados pela combinação de 01 orbital atômico *s* e 01 orbital atômico  $p_x$ . A Figura 13 mostra os dois orbitais híbridos *sp*. Estes orbitais estão a  $180^\circ$  um do outro conferindo uma estrutura linear à molécula. A hibridização explica como o átomo de berílio forma a molécula de  $\text{BeCl}_2$ .

O átomo de berílio possui número atômico igual a 4, logo a distribuição dos elétrons nos orbitais atômicos fica:



Podemos notar que não há elétrons desemparelhados e para que o átomo de berílio possa efetuar duas ligações químicas é necessário que haja elétrons desemparelhados. Para tanto, o átomo metálico pode utilizar orbitais atômicos do subnível *p* do segundo nível de energia promovendo 01 elétron do subnível *s* para um dos orbitais do subnível *p*, logo após esta operação, temos:





É importante ressaltar que 01 orbital s e 01 orbital p do átomo de berílio se combinaram formando 02 orbitais híbridos do tipo sp.

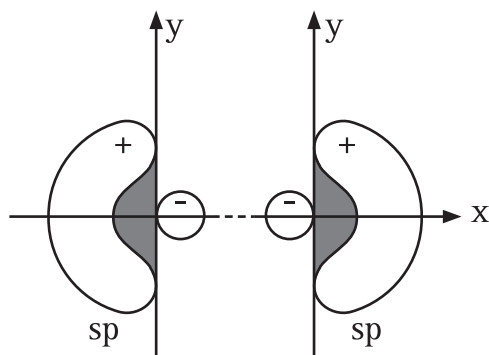
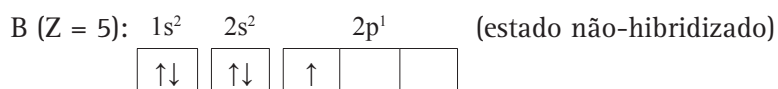


Figura 13: Os dois orbitais híbridos sp.

Os sinais + e - que aparecem nos lóbulos dos orbitais são os sinais algébricos das funções de onda híbridas do elemento central.

### Orbitais híbridos $sp^2$

São formados pela combinação de 01 orbital atômico s e 02 orbitais atômicos  $p_x$  e  $p_y$ . A Figura 14 mostra os orbitais híbridos  $sp^2$ . Na formação da molécula de  $BCl_3$  estes orbitais estão a  $120^\circ$  um do outro conferindo uma estrutura trigonal plana a molécula. O átomo de boro possui número atômico igual a 5, logo a distribuição dos elétrons nos orbitais atômicos fica:

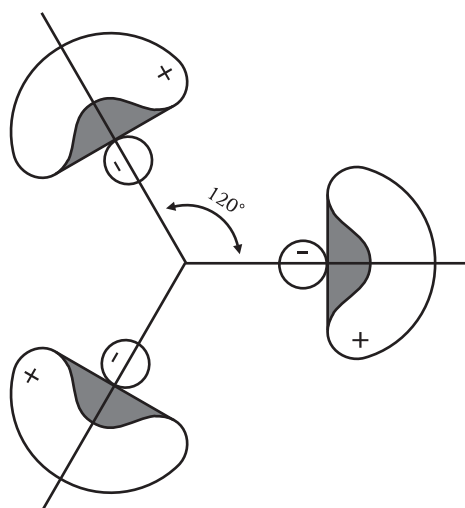


Para que o átomo de boro possa efetuar 03 ligações químicas é necessário que haja a promoção de 01 elétron do subnível s para um orbital do subnível p. Dessa maneira o átomo de boro, no estado hibridizado, fica com 03 elétrons desemparelhados:



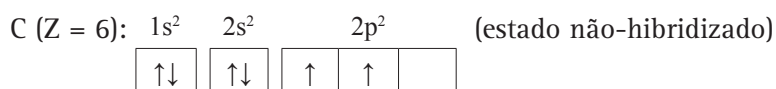
E de novo, podemos ver que 01 orbital atômico do tipo s, mais 02 orbitais atômicos do tipo p se combinaram formando 03 orbitais híbridos do tipo  $sp^2$ .

Figura 14: Os três orbitais híbridos  $sp^2$ .

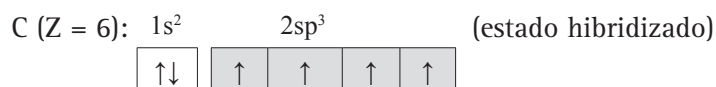


### Orbitais híbridos $sp^3$

São formados pela combinação de 01 orbital atômico s e 03 orbitais atômicos  $p_x$ ,  $p_y$  e  $p_z$ . A Figura 15 mostra os orbitais híbridos  $sp^3$ . Na molécula de  $CCl_4$  estes orbitais estão a  $109,5^\circ$  um do outro conferindo uma estrutura tetraédrica à molécula. O átomo de carbono possui número atômico igual 6, logo a distribuição dos elétrons nos orbitais atômicos fica:



Para que o átomo de carbono possa efetuar 04 ligações químicas é necessário que haja a promoção de 01 elétron do subnível s para um orbital do subnível p. Dessa maneira o átomo de carbono, no estado hibridizado, fica com 04 elétrons desemparelhados:



Da mesma maneira que nos exemplos anteriores, podemos ver que 01 orbital atômico do tipo s, mais 03 orbitais atômicos do tipo p se combinaram formando 04 orbitais híbridos do tipo  $sp^3$ .

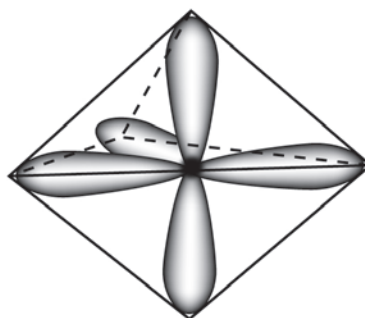
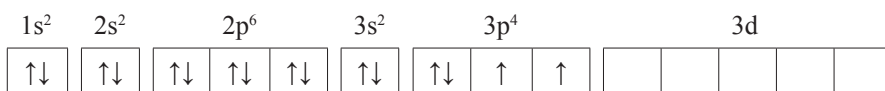


Figura 15: Os quatro orbitais híbridos  $sp^3$ .

### Hibridização com os orbitais d

Alem da combinação entre orbitais s e p, há possibilidade da combinação destes orbitais com os orbitais d. Uma combinação importante é a que gera os orbitais híbridos  $sp^3d^2$  (06 orbitais híbridos). Estes orbitais estão direcionados aos vértices de um octaedro regular. A Figura 16 mostra o octaedro e os orbitais híbridos.

Um exemplo interessante é a formação da molécula de hexafluoreto de enxofre ( $SF_6$ ). O átomo de enxofre possui número atômico igual 16 ( $Z = 16$ ), logo a distribuição dos elétrons nos orbitais atômicos no estado não-hibridizado fica:

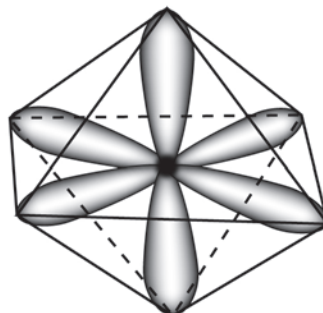


Para que o átomo de enxofre possa fazer 06 ligações químicas é necessário a promoção de 01 elétron do orbital s e 01 elétron do orbital p para dois orbitais do subnível d, Dessa maneira o átomo de enxofre, no estado hibridizado, fica com 06 elétrons desemparelhados:



Logo, podemos ver que 01 orbital atômico do tipo s, mais 03 orbitais atômicos do tipo p e dois orbitais atômicos do tipo d se combinam formando 06 orbitais híbridos do tipo  $sp^3d^2$ .

Figura 16: Os seis orbitais híbridos  $sp^3d^2$ .



## Resumo

Os orbitais híbridos são formados a partir da combinação das funções de onda atômicas do átomo central através da adição e subtração destas funções.

A energia destes orbitais híbridos é intermediária se comparada com as energias dos orbitais atômicos que os formaram.

Orbitais híbridos  $sp$  são formados pela combinação de 01 orbital atômico s e 01 orbital atômico  $p_x$ . Estes orbitais estão a  $180^\circ$  um do outro conferindo uma estrutura linear à molécula.

Orbitais híbridos  $sp^2$  são formados pela combinação de 01 orbital atômico s e 02 orbitais atômicos  $p_x$  e  $p_y$ . Estes orbitais estão a  $120^\circ$  um do outro conferindo uma estrutura trigonal plana a molécula.

Orbitais híbridos  $sp^3$  são formados pela combinação de 01 orbital atômico s e 03 orbitais atômicos  $p_x$ ,  $p_y$  e  $p_z$ . Estes orbitais estão a  $109,5^\circ$  um do outro conferindo uma estrutura tetraédrica à molécula.

Orbitais do tipo d também podem sofrer hibridização com os orbitais s e p.

# Aula 21

---

## *27. Teoria dos orbitais moleculares – TOM*

Na teoria dos orbitais moleculares todos os elétrons dos átomos participam na formação da molécula, mas os elétrons de valência têm uma maior contribuição na estabilização da ligação química. Os orbitais moleculares podem ser explicados pela combinação matemática dos orbitais atômicos dos átomos constituintes, que consistem de uma adição e uma subtração das funções de onda dos orbitais atômicos. Nesta aula só serão abordados orbitais moleculares gerados a partir dos orbitais atômicos *s* e *p* e moléculas diatômicas homonucleares.

Da formação e preenchimento dos orbitais moleculares pelos elétrons são dadas os seguintes aspectos:

- o número de orbitais moleculares formados é igual ao número dos orbitais atômicos constituintes;
- os orbitais moleculares de menor energia são preenchidos primeiro segundo o princípio de Aufbau;
- cada orbital molecular pode receber no máximo 02 elétrons obedecendo ao princípio de Pauli;
- os elétrons tendem sempre a ocupar os orbitais moleculares de maneira desemparelhada segundo a regra de Hund;
- os orbitais moleculares são mais facilmente formados quando os orbitais atômicos possuem energias semelhantes;
- o orbital molecular ligante é aquele que possui entre dois núcleos elevada probabilidade eletrônica, o orbital molecular antiligante é aquele que possui probabilidade eletrônica baixa ou nula entre dois núcleos;
- para cada orbital molecular ligante existe um orbital molecular antiligante;
- a energia de um orbital molecular antiligante é maior do que a do orbital molecular ligante correspondente;
- a ligação química é estável quando o número de elétrons nos orbitais moleculares ligantes é maior que os dos orbitais moleculares antiligantes.

## Orbitais moleculares sigma ( $\sigma$ )

São denominados orbitais moleculares  $\sigma$  aqueles que estão centrados e são simétricos ao redor do eixo de ligação. Podem ser gerados pela combinação entre dois orbitais atômicos s ou pela combinação entre dois orbitais atômicos  $p_x$ . As Figuras 17 e 18 mostram os orbitais moleculares  $\sigma_s$  e  $\sigma_x$  ligantes e  $\sigma_s^*$  e  $\sigma_x^*$  antiligantes.

Figura 17: Os orbitais moleculares  $\sigma_s$  e  $\sigma_s^*$  (antiligante).

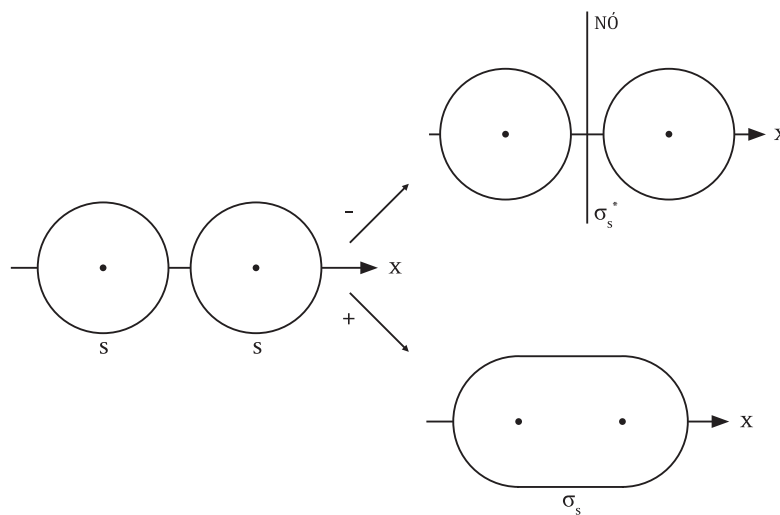
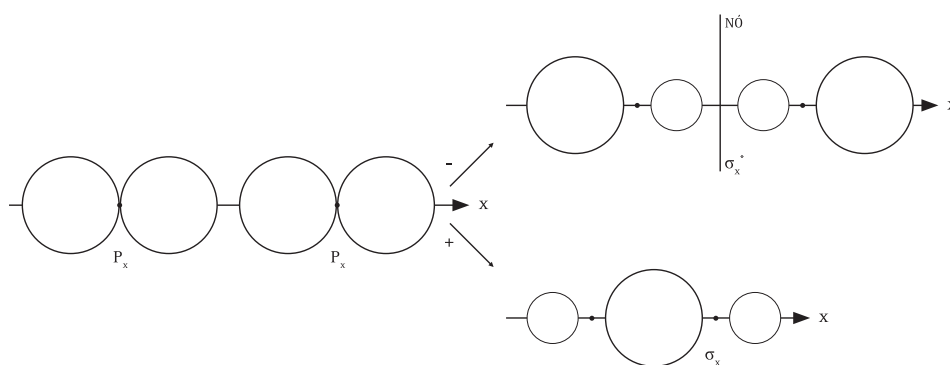


Figura 18: Os orbitais moleculares  $\sigma_x$  e  $\sigma_x^*$  (antiligante).



## Orbitais moleculares pi ( $\pi$ )

Os orbitais moleculares  $\pi$  são formados a partir da combinação dos orbitais atômicos  $p_y$ - $p_y$  e  $p_z$ - $p_z$ . A sobreposição é lateral e os orbitais moleculares formados não são simétricos em relação ao eixo de ligação. A combinação dos orbitais atômicos  $p_y$ - $p_y$  gera os orbitais moleculares  $\pi_y$  que possuem

probabilidades máximas nas direções  $-y$  e  $+y$ , acima e abaixo do plano  $xz$ . De maneira similar, os orbitais moleculares  $\pi_z$  possuem probabilidades máximas acima e abaixo do plano  $xy$ . A Figura 19 mostra os orbitais moleculares  $\pi_y$  e  $\pi_y^*$  (antiligante).

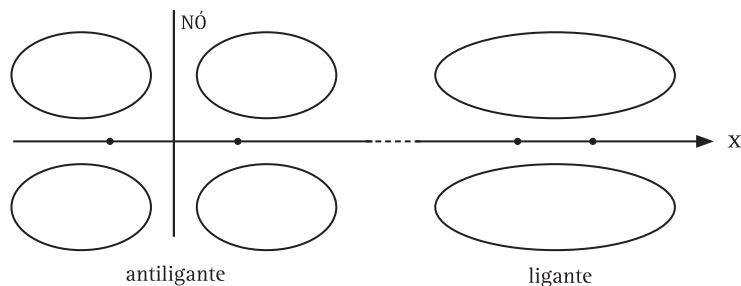


Figura 19: Os orbitais moleculares  $\pi_y^*$  (antiligante) e  $\pi_y$  (ligante).

Os orbitais moleculares ligantes  $\pi_y$  e  $\pi_z$  estão degenerados, ou seja, possuem a mesma energia e a mesma situação serve para os orbitais moleculares antiligantes  $\pi_y^*$  e  $\pi_z^*$ .

### Preenchimentos dos orbitais moleculares

Como já foi citado, o preenchimento dos orbitais moleculares obedece aos princípios de Aufbau e Pauli e a regra de Hund. A Figura 20 mostra o diagrama com os orbitais atômicos e moleculares da molécula de  $O_2$ . Nas moléculas de  $B_2$ ,  $C_2$  e  $N_2$  os orbitais moleculares  $\pi_y$  e  $\pi_z$  possuem energia menor que o orbital  $\sigma_x$ . Isto se deve ao caráter s.

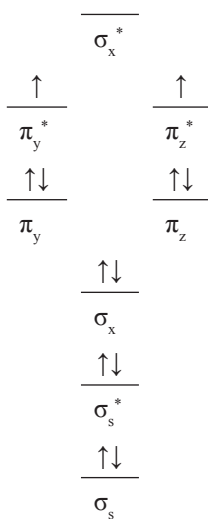


Figura 20: Diagrama dos orbitais moleculares para a molécula de oxigênio.

## Ordem de ligação

Para saber se o efeito estabilizador dos orbitais moleculares ligantes está prevalecendo sobre o efeito desestabilizador dos orbitais moleculares antiligantes, fazemos uso do cálculo da ordem de ligação que é definida como:

$$\text{Ordem de ligação} = \frac{\text{número de elétrons ligantes} - \text{número de elétrons antiligantes}}{2}$$

Se o efeito estabilizador dos orbitais moleculares ligantes prevalecer o valor da ordem de ligação será diferente de zero, caso o efeito desestabilizador prevalecer o valor será igual a zero. O caráter da ligação química pode ser determinado pela ordem de ligação. A Tabela 19 correlaciona a ordem de ligação e o caráter da ligação química.

Tabela 19: A ordem de ligação e o caráter da ligação química.

Ordem de ligação	Caráter da ligação química
1	Simples
2	Dupla
3	Tripla
1,5	Intermediária entre simples e dupla
2,5	Intermediária entre dupla e tripla



## *Resumo*

Na TOM todos os elétrons dos átomos participam na formação da molécula, mas são os elétrons de valência que possuem contribuição maior na estabilização da ligação química.

Orbitais moleculares sigma ( $\sigma$ ) são aqueles que estão centrados e simétricos ao redor do eixo de ligação.

Orbitais moleculares pi ( $\pi$ ) são aqueles cuja sobreposição é lateral e os orbitais formados não são simétricos em relação ao eixo de ligação.

O orbital molecular ligante é aquele que possui entre dois núcleos elevada probabilidade eletrônica, o orbital molecular antiligante é aquele que possui probabilidade eletrônica baixa ou nula entre dois núcleos.

A ordem de ligação informa se o efeito estabilizador dos elétrons nos orbitais moleculares ligantes se sobrepõe ao efeito desestabilizador dos elétrons nos orbitais antiligantes. Se a ordem de ligação for diferente de zero a molécula existe se for igual a zero a molécula não existe.

# Questões - Módulo V

01) Sobre a geometria e o ângulo de ligação entre os átomos da molécula de metano podemos dizer que:

- a) a geometria é linear e o ângulo é de  $180^\circ$ .
- b) a geometria é tetraédrica e o ângulo é de  $109,5^\circ$ .
- c) a geometria é piramidal trigonal e o ângulo é de  $107^\circ$ .
- d) a geometria é octaédrica e o ângulo é de  $90^\circ$ .
- e) a geometria é trigonal plano e o ângulo é de  $120^\circ$ .

02) A Teoria dos Orbitais Híbridos explica a formação da molécula de metano através da hibridização dos orbitais atômicos do átomo de carbono. Com relação ao número e tipo dos orbitais híbridos formados pode-se afirmar que são:

- a) 03 orbitais do tipo  $sp^3$  e um  $sp^2$ .
- b) 03 orbitais do tipo  $sp^2$  e um  $sp^3$ .
- c) 02 orbitais do tipo  $sp^3$ , um  $sp^2$  e um  $sp$ .
- d) 02 orbitais do tipo  $sp^3$ , dois  $sp^2$ .
- e) 04 orbitais do tipo  $sp^3$ .

03) Relacione as colunas no que diz respeito à geometria molecular dos seguintes compostos:

I.	$PCl_5$
II.	$BF_3$
III.	$SF_6$
IV.	$CH_4$
V.	$BeCl_2$

( )	Octaédrica
( )	Linear
( )	Trigonal plana
( )	Tetraédrica
( )	Bipirâmide trigonal

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

04) Os íons a seguir,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{NO}_2^-$  e  $\text{CO}_3^{2-}$  apresentam respectivamente, geometria:

- a) tetraédrica, linear, triangular, trigonal plana.
- b) trigonal plana, tetraédrica, angular, pirâmide trigonal.
- c) angular, bipirâmide trigonal, tetraédrica.
- d) tetraédrica, pirâmide trigonal, angular, trigonal plana.
- e) tetraédrica, trigonal plana, angular, linear.

05) A explicação para a formação do composto hexafluoreto de enxofre é dada pelo conceito de hibridização dos orbitais atômicos. A alternativa que expressa corretamente os orbitais híbridos formados e a geometria do composto é a:

- a)  $\text{sp}^3\text{d}^2$ , octaédrica.
- b)  $\text{sp}^3\text{d}^3$ , quadrado planar.
- c)  $\text{sp}^2\text{d}^2$ , pirâmide trigonal.
- d)  $\text{sp}^3$ , tetraédrica.
- e)  $\text{sp}^2\text{d}^3$ , octaédrica.

06) Assinale a alternativa correta:

- a) Na molécula  $\text{BF}_3$ , o boro sofre hibridização dos orbitais s e p, do tipo  $\text{sp}^3$ .
- b) A molécula  $\text{BeH}_2$  é linear, e o berílio apresenta hibridização do tipo sp.
- c) Na molécula de  $\text{CH}_4$ , o carbono sofre hibridização do tipo  $\text{sp}^2$ .
- d) O silício pode apresentar hibridização  $\text{sp}^2$  e estrutura tetraédrica quando ligado a átomos de hidrogênio.
- e) A molécula de oxigênio apresenta ligação química do tipo iônica.

07) Sejam as moléculas:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{BCl}_3$ . Os valores dos ângulos entre as ligações das moléculas acima são:  $104,30^\circ$ ,  $180^\circ$  e  $120^\circ$ . As configurações espaciais destas moléculas são respectivamente:

- a) tetraédrica, linear e trigonal plana.
- b) angular, linear e trigonal plana.
- c) linear, angular e tetraédrica.
- d) angular, trigonal plana e linear.
- e) trigonal plana, linear e tetraédrica.

08) De acordo com a Teoria dos Orbitais Moleculares é correto dizer:

- a) Para cada orbital molecular ligante não há um orbital anti-ligante correspondente.
- b) São gerados orbitais moleculares ligantes independentemente da diferença de energia entre os orbitais atômicos.
- c) O orbital anti-ligante estabiliza a ligação química.
- d) Os elétrons ocupam os orbitais moleculares partindo dos de energia maior para os de energia menor.
- e) A ordem de ligação pode oferecer informação quanto à existência da molécula bem como sobre o caráter da ligação química.

09) Sobre a Teoria da Ligação de Valência (TLV) é incorreto dizer que:

- a) Depois da formação da ligação covalente os elétrons são compartilhados entre os núcleos dos átomos.
- b) Ligação simples pode ser formada pela sobreposição de orbitais atômicos do tipo s.
- c) Ligação múltipla pode ser formada pela sobreposição de orbitais atômicos do tipo  $p_y - p_y$ .
- d) A molécula de  $\text{BeCl}_2$  forma ligação simples pela sobreposição de orbitais do tipo s e  $p_x$ .
- e) Uma ligação simples é o resultado da sobreposição lateral de dois orbitais  $p_y$ .

10) A distribuição dos elétrons nos orbitais moleculares da molécula de oxigênio formados pela combinação dos orbitais atômicos 2s,  $2p_x$ ,  $2p_y$  e  $2p_z$  é:

- a)  $(\sigma_s)^2 (\sigma_s^*)^2 (\sigma_x)^2 (\pi_y)^2 (\pi_z)^2 (\pi_y^*)^2 (\pi_z^*)^2$
- b)  $(\sigma_s)^2 (\sigma_s^*)^2 (\pi_y)^2 (\pi_z)^2 (\sigma_x)^2 (\pi_y^*)^1 (\pi_z^*)^1$
- c)  $(\sigma_s)^2 (\sigma_s^*)^2 (\sigma_x)^2 (\pi_y)^2 (\pi_z)^2 (\pi_y^*)^1 (\pi_z^*)^1$
- d)  $(\sigma_s)^2 (\sigma_s^*)^2 (\sigma_x)^2 (\pi_y)^2 (\pi_z)^2 (\pi_y^*)^2 (\pi_z^*)^1$
- e)  $(\sigma_s)^2 (\sigma_s^*)^2 (\sigma_x)^2 (\pi_y)^2 (\pi_z)^2 (\pi_y^*)^2$

# *Módulo VI*

---

*Reações Químicas em Solução*

# Aula 22

---

## *28. Terminologia, eletrólitos e equilíbrio químico*

### *Terminologia*

Quando se estuda reação química em solução, vários termos são usados sendo necessário entender os seus significados. Estas reações são realizadas empregando-se soluções, e estas, são compostas pelo solvente e pelo soluto. Solvente é a substância que está em maior proporção em uma solução e a substância que está em menor proporção é o soluto. Apesar de muitas substâncias poderem atuar como solventes, neste capítulo o solvente em questão é a água.

A relação entre as quantidades de soluto e o volume da solução denomina-se concentração. Concentrado e diluído são termos usados para a indicação qualitativa da concentração de um soluto em uma solução.

Uma solução está **saturada** quando contém tanto soluto dissolvido quanto ela pode conter. Quando contém menos soluto dissolvido quanto ele pode conter a solução se encontra **insaturada**. A solubilidade do soluto é a quantidade necessária deste para formar uma solução saturada em uma quantidade de solvente. A temperatura é um fator que influencia na solubilidade sendo necessário especificá-la.

A situação de **supersaturação** ocorre quando uma solução contém mais soluto que o ordinariamente necessário para a saturação. É uma situação de instabilidade e qualquer perturbação provoca a precipitação do excesso de soluto. A Figura 21 mostra as curvas de solubilidade de dois sais.

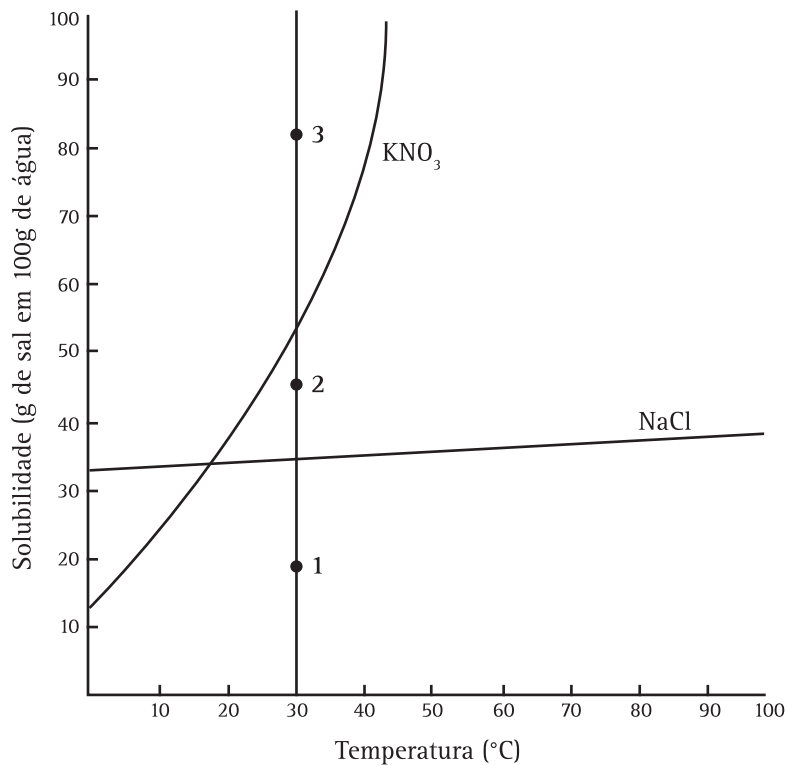
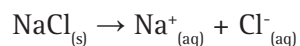


Figura 21: Curvas de solubilidade dos sais  $KNO_3$  e  $NaCl$ .

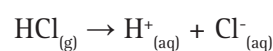
Analisando as curvas de solubilidade para os dois sais a  $30^\circ C$ , no ponto 1, ambas as soluções estão insaturadas, ou seja, há menos soluto dissolvido quanto a solução pode conter. No ponto 2, a solução de  $KNO_3$  continua insaturada, mas a solução de  $NaCl$  está em uma situação de supersaturação. No ponto 3, a solução de  $KNO_3$  agora também se encontra supersaturada. Pelas curvas pode-se perceber que a solubilidade do sal  $NaCl$  sofre pouca variação com o aumento da temperatura, enquanto que a do  $KNO_3$  varia de maneira acentuada.

## Eletrólitos

São substâncias que se dissociam ou ionizam em solução produzindo íons, formando soluções condutoras de eletricidade. A dissolução do sal cloreto de sódio em água é um exemplo de formação de eletrólitos:



A ionização do ácido clorídrico em água é outro exemplo de formação de eletrólitos:



Eletrólitos fortes: substâncias que se dissociam ou ionizam em íons completamente.

ex:  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{HCl}$ .

Eletrólitos fracos: substâncias que se dissociam ou ionizam muito fracamente em íons.

ex:  $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{H}_3\text{CCOOH}$  (ácido acético).

Não-eletrólitos: substâncias que não se dissociam em íons, quando dissolvidos em água.

ex: açúcar

É importante ressaltar que compostos iônicos (ex.:  $\text{NaCl}$ ) sofrem dissociação quando em solução, pois as substâncias que os compõem já são íons e alguns compostos moleculares (ex.:  $\text{H}_3\text{CCOOH}$ ) quando em contato com algum solvente sofrem ionização, há rompimento das ligações covalentes com geração de íons.

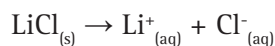
### *Equilíbrio químico*

Quando se trabalha com eletrólitos fracos o conceito de equilíbrio químico é de extrema importância. Pegando como exemplo a solução aquosa do sal acetato de prata (eletrólito fraco), a representação química é dada pela equação abaixo:



A notação acima indica que a velocidade de formação das espécies dissociadas é igual à velocidade de formação da espécie não-dissociada. Como a substância é um eletrólito fraco o grau de dissociação é pequeno e a posição de equilíbrio está deslocada na direção da espécie não-dissociada. Todo equilíbrio químico é um equilíbrio dinâmico.

Para um eletrólito forte a posição de equilíbrio está quase completamente deslocada para as espécies dissociadas e a representação pode ser escrita omitindo a seta reversa, logo a equação química pode ser escrita da seguinte maneira:





## *Resumo*

Soluções são compostas pelo solvente e pelo soluto.

Solvente é a substância que está em maior proporção em uma solução.

Soluto é a substância que está em menor proporção.

Concentração é a relação entre as quantidades de soluto e o volume da solução e os termos concentrado e diluído são usados para a indicação qualitativa da concentração de um soluto em uma solução.

Eletrólitos são substâncias que se dissociam ou ionizam em solução produzindo íons, formando soluções condutoras de eletricidade e podem ser classificados em fortes e fracos. Substâncias não-eletrólitas não formam íons em solução.

Eletrólitos fracos em solução se encontram em equilíbrio químico e este equilíbrio é dinâmico.

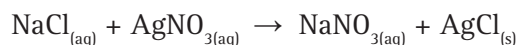
# Aula 23

## *29. Reações iônicas, preparação de sais inorgânicos por reações de metátese e ácidos e bases em solução aquosa.*

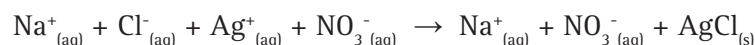
### *Reações iônicas*

São reações que ocorrem entre íons em solução. Estas reações podem ser representadas pelas equações químicas moleculares, iônicas e representativas.

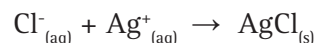
Reações de metátese ou dupla troca são reações onde há uma troca das espécies aniônicas e catiônicas entre as substâncias envolvidas gerando outras substâncias como produtos. O exemplo abaixo mostra este tipo de reação.



A equação química molecular acima mostra que o cátion sódio troca com o cátion prata formando os produtos nitrato de sódio e cloreto de prata. A equação química iônica para esta reação é mostrada abaixo.



O sal cloreto de prata é insolúvel, logo, houve uma transformação química e este sal pode ser separado do meio através de uma filtração. A equação química representativa para esta reação é mostrada abaixo.



Conhecendo a solubilidade dos compostos que podem ser formados podemos saber se haverá reação química entre os íons ou não. Para tanto as regras de solubilidade são de grande importância.

Além de compostos insolúveis no meio, reações de metátese podem formar eletrólitos fracos ou substâncias gasosas. As regras de solubilidade tendo como solvente a água são listadas abaixo.

- 1) Todos os ácidos orgânicos são solúveis.
- 2) Todos os compostos de metal alcalino são solúveis.

Exceção:  $\text{Li}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Li}_3\text{PO}_4$  e  $\text{LiF}$  são insolúveis;  $\text{LiOH}$  é fracamente solúvel.

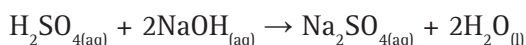
- 3) Todos os sais de amônia são solúveis.

- 4) Todos os nitratos ( $\text{NO}_3^-$ ) são solúveis.
- 5) A maioria dos acetatos ( $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ ) são solúveis.  
Exceção:  $\text{AgC}_2\text{H}_3\text{O}_2$  e  $\text{Hg}_2(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$  são insolúveis.
- 6) A maioria dos sulfatos ( $\text{SO}_4^{2-}$ ) são solúveis.  
Exceção:  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$  e  $\text{Hg}_2^{2+}$  são insolúveis.
- 7) A maioria dos haletos comuns ( $\text{X}^-$ ) são solúveis.  
Exceção:  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$  e  $\text{I}^-$  de  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Pb}^{2+}$  e  $\text{Hg}_2^{2+}$  são insolúveis.  
 $\text{I}^-$  de  $\text{Hg}_2^{2+}$  é insolúvel.  
 $\text{F}^-$  de  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$  e  $\text{Pb}^{2+}$  são insolúveis.
- 8) A maioria dos carbonatos ( $\text{CO}_3^{2-}$ ), cromatos ( $\text{CrO}_4^{2-}$ ), oxalatos ( $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ ), fosfatos ( $\text{PO}_4^{3-}$ ) e sulfitos ( $\text{SO}_3^{2-}$ ) são insolúveis.  
Exceção: - os de metais alcalinos são solúveis.  
- na forma de ácidos inorgânicos são solúveis.  
- os de  $\text{NH}_4^+$  são solúveis.
- 9) A maioria dos hidróxidos são insolúveis.  
Exceção: - os de metais alcalinos são solúveis.  
- os de  $\text{Sr}^{2+}$  e  $\text{Ba}^{2+}$  são razoavelmente solúveis.  
- os de  $\text{Ca}^{2+}$  é pouco solúvel.
- 10) Todos os óxidos metálicos são insolúveis.  
Exceção: - os de metais alcalinos são solúveis.  
- os de  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$  e  $\text{Ba}^{2+}$  são solúveis.

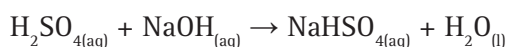
### *Ácidos e bases em solução aquosa*

O conceito de ácido e base em química é de grande utilidade e inicialmente iremos definir estes conceitos adequando as reações em solução aquosa. Ácido pode ser definido como qualquer substância que aumenta a concentração de íons hidrônio em solução e base é definido como qualquer substância que aumenta a concentração de íons hidroxila em solução aquosa.

Reações entre ácidos e bases são denominadas de neutralização cujos produtos são sal e água.



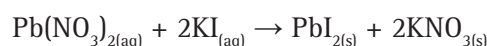
A reação de neutralização acima é denominada de reação de neutralização total. Uma reação de neutralização parcial é mostrada abaixo, onde somente 1 mol de base está disponível para reagir com 1 mol de ácido.



## *Preparação de sais inorgânicos por reações de metátese*

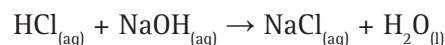
Na preparação de sais inorgânicos por reações de metátese podemos utilizar reações químicas de precipitação, neutralização ou reações onde ocorre formação de uma substância gasosa com o intuito de facilitar a separação de um composto do outro.

Nas reações de precipitação um dos produtos é um composto insolúvel gerado pela atração entre íons de cargas opostas que estavam em solução e para obtermos este composto é necessário sabermos as regras de solubilidade dos compostos iônicos. Um exemplo é a obtenção do sal iodeto de chumbo ( $\text{PbI}_2$ ).

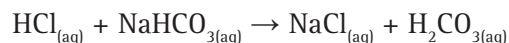


Estas reações além de serem rápidas são muito úteis quando se deseja separar algum composto ou elemento por diferença de solubilidade.

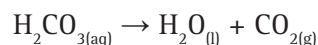
Nas reações de neutralização ocorre a reação entre um ácido e uma base, que são substâncias de importância industrial e doméstica. Ácidos e bases fortes podem reagir entre si e os produtos, em geral, são sempre um sal e água. Mas há reações onde um dos produtos pode ser um gás. A reação de neutralização entre o ácido clorídrico e o hidróxido de sódio é um exemplo clássico:



Na reação com formação de um gás o exemplo é a reação do ácido clorídrico com o bicarbonato de sódio:



Como o ácido carbônico é instável:



## *Resumo*

Reações iônicas são reações que ocorrem entre íons em solução.

As reações iônicas podem ser representadas por equações moleculares, iônicas e representativas.

Reações de metátese ou dupla troca são reações onde há uma troca das espécies aniônicas e catiônicas entre as substâncias envolvidas gerando outras substâncias como produtos.

Ácido pode ser definido como qualquer substância que aumenta a concentração de íons hidrônio em solução e base é definido como qualquer substância que aumenta a concentração de íons hidroxila em solução aquosa.

Reações químicas de precipitação, neutralização ou reações onde ocorre formação de uma substância gasosa podem ser usadas na preparação de sais inorgânicos.

# Aula 24

## *30. Reação de oxirredução, balanceamento de equação de redox, aspectos quantitativos das reações em solução.*

### *Reações de oxirredução*

São reações em que ocorrem transferências de elétrons. Quando uma substância durante a reação perde elétrons dizemos que houve um processo de oxidação e quando ganha elétrons o processo é denominado de redução. Agente oxidante é a substância que sofre redução. Agente redutor é a substância que sofre oxidação. Em uma reação de oxidação o número de elétrons perdidos pelo agente redutor tem que ser igual ao número de elétrons ganho pelo agente oxidante.

### *Balanceamento de equação de redox*

O balanceamento de equações redox é mais complicado se comparado às equações onde não há transferência de elétrons, mas o fato do número de elétrons perdidos pelo agente redutor ser igual ao número de elétrons ganho pelo agente oxidante irá nos ajudar a fazer este balanceamento. Alguns métodos são usados para balancear equação redox.

- Número de oxidação
  - Meio não-aquoso
  - Meio aquoso (solução ácida e solução básica)
- Semi-reação
  - Solução ácida
  - Solução básica

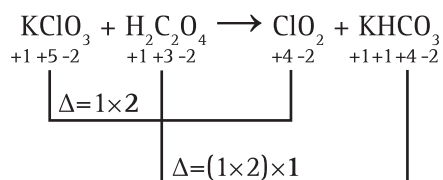
#### Método do número de oxidação – meio não-aquoso.

Por este método trabalha-se com as substâncias utilizando suas fórmulas químicas de maneira não dissociada e para tanto alguns procedimentos são seguidos.

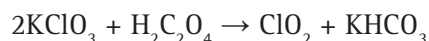
- 1) Atribuir o número de oxidação (nox) a todos os átomos.
- 2) Identificar quais os átomos que tem seus números de oxidação variados.

- 3) Havendo mais de um átomo na equação química ganhando ou perdendo elétrons, determinar o número total de elétrons perdidos ou ganhos por fórmula unitária.
- 4) Igualar o número de elétrons ganhos pelo átomo que sofreu redução ao número de elétrons cedidos pelo o que sofreu oxidação, adicionando um coeficiente antes da fórmula química de cada um, do lado esquerdo da equação química.
- 5) Balancear os átomos que perderam ou ganharam elétrons, depois os demais átomos (com exceção do oxigênio e do hidrogênio), após isto balancear os átomos de oxigênio e por último os de hidrogênio.
- 6) Verificar se o número de átomos de cada elemento é o mesmo em ambos os lados da equação química.

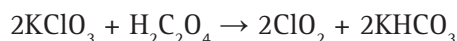
O exemplo abaixo mostra o balanceamento por este método.



Com os números de oxidação atribuídos, verificamos que os átomos que tiveram variação no nox são os de cloro e carbono. O átomo de cloro sofre redução mudando de +5 para +4, ou seja, ganha um elétron ( $\Delta = 1$ ). Cada átomo de carbono sofre oxidação mudando de +3 para +4, portanto perdendo um elétron, mas como há dois átomos de carbono na fórmula mínima, logo são perdidos dois elétrons ( $\Delta = 1 \times 2$ ). Para igualar os números de elétrons ganhos e perdidos multiplica-se a variação ocorrida no átomo de cloro por 2 e no átomo de carbono por 1, e estes serão os coeficientes estequiométricos para cada fórmula mínima dos seus respectivos átomos e não serão mais mudados.



Balanceando os átomos de cloro e carbono, teremos:



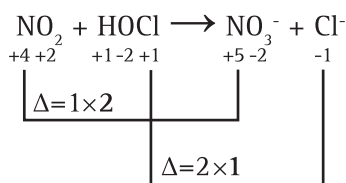
Os átomos de oxigênio e hidrogênio já estão balanceados.

Método do número de oxidação – meio aquoso (solução ácida).

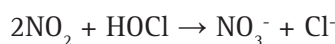
Neste método somente os reagentes e produtos principais são colocados na equação química inicial e podem aparecer na forma de íons em solução. Os procedimentos a serem seguidos são:

- 1) Atribuir o número de oxidação a todos os átomos na equação química.
- 2) Identificar quais os átomos que tem seus números de oxidação variados.
- 3) Havendo mais de um átomo na equação química ganhando ou perdendo elétrons, determinar o número total de elétrons perdidos ou ganhos por fórmula unitária.
- 4) Igualar o número de elétrons ganhos pelo átomo que sofreu redução ao número de elétrons cedidos pelo o que sofreu oxidação, adicionando um coeficiente antes da fórmula química de cada um, do lado esquerdo da equação química.
- 5) Balancear os átomos que perderam ou ganharam elétrons, depois os demais átomos, com exceção dos átomos oxigênio e hidrogênio.
- 6) Balancear as cargas adicionando íons  $H^+$  ao lado deficiente em cargas positivas.
- 7) Balancear os átomos de oxigênio adicionado água ao lado deficiente de oxigênio.
- 8) Se o balanceamento estiver correto os átomos de hidrogênio estarão balanceados.

O exemplo abaixo mostra o balanceamento por este método.

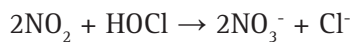


Neste exemplo, verificamos que os átomos que tiveram variação no nox são os de cloro e nitrogênio. O átomo de cloro sofre redução mudando de +1 para -1, ou seja, ganha dois elétrons ( $\Delta = 2$ ). O átomo de nitrogênio sofre oxidação mudando de +4 para +5, portanto perdendo um elétron ( $\Delta = 1$ ). Para igualar os números de elétrons ganhos e perdidos multiplica-se a variação ocorrida no átomo de cloro por 1 e no átomo de nitrogênio por 2, e estes serão os coeficientes estequiométricos para cada fórmula mínima dos seus respectivos átomos e não serão mais mudados.

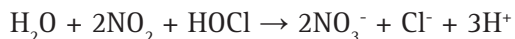




Balanceando os átomos de nitrogênio que perderam elétrons, temos



Balanceando as cargas adicionando íons  $\text{H}^+$  ao lado deficiente em cargas positivas e adicionando água ao lado deficiente de oxigênio, teremos



#### Método do número de oxidação – meio aquoso (solução básica).

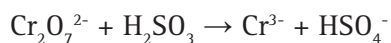
Neste método os procedimentos de 1 a 5, 7 e 8 são os mesmos do meio ácido. Somente o procedimento 6 é alterado adicionando íons  $\text{OH}^-$  ao lado deficiente de cargas negativas.

#### Método da semi-reação – meio aquoso (solução ácida).

Neste método a equação química é desdobrada em duas semi-reações, uma de oxidação e outra de redução e após isto os procedimentos a seguir são:

- 1) balancear todos os átomos de cada semi-reação por tentativa, com exceção dos átomos de hidrogênio e oxigênio.
- 2) adicionar água ao lado deficiente de átomos de oxigênio.
- 3) adicionar íons  $\text{H}^+$  ao lado deficiente de átomos de hidrogênio.
- 4) balancear as cargas adicionando elétron ao lado deficiente de cargas negativas.
- 5) multiplicar as semi-reações por um coeficiente adequado para igualar a perda e o ganho de elétrons.
- 6) somar as duas semi-reações e cancelar o que aparece em ambos os lados.

O exemplo abaixo mostra o balanceamento por este método.

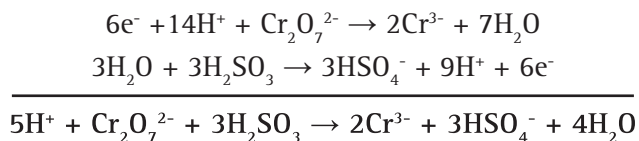


As duas semi-reações são:



Etapa 1	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2\text{Cr}^{3-}$	$\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{HSO}_4^-$
Etapa 2	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2\text{Cr}^{3-} + 7\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{HSO}_4^-$
Etapa 3	$14\text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2\text{Cr}^{3-} + 7\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{HSO}_4^- + 3\text{H}^+$
Etapa 4	$6\text{e}^- + 14\text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2\text{Cr}^{3-} + 7\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{HSO}_4^- + 3\text{H}^+ + 2\text{e}^-$
Etapa 5		$\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{HSO}_4^- + 3\text{H}^+ + 2\text{e}^- (\times 3)$ $3\text{H}_2\text{O} + 3\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow 3\text{HSO}_4^- + 9\text{H}^+ + 6\text{e}^-$

Somando as duas semi-reações:



### *Aspectos quantitativos das reações em solução*

A maneira de podermos mensurar as quantidades necessárias para uma dada reação em solução é sabermos a concentração das substâncias envolvidas na reação. Muitas são as maneiras de expressar as concentrações das soluções aquosas, entre elas concentração em quantidade de matéria (discutida na aula 08), mas também podem ser usadas a porcentagem em massa; fração em quantidade de matéria e molalidade.

## *Resumo*

Reações de oxirredução são reações em que ocorre transferência de elétrons.

Agente oxidante é a substância que sofre redução. Agente redutor é a substância que sofre oxidação.

Em uma reação de oxirredução o número de elétrons perdidos pelo agente redutor deve ser igual ao número de elétrons ganho pelo agente oxidante.

Podemos mensurar as quantidades necessárias para uma dada reação em solução sabendo a concentração das substâncias envolvidas na reação.

# Questões - Módulo VI

01) A definição de ácidos e bases segundo Arrhenius leva em consideração que:

- a) as substâncias ácidas ou básicas estejam em meio alcoólico.
- b) as substâncias ácidas ou básicas estejam em meio aquoso.
- c) a substância ácida tenha orbital vazio para receber um par de elétrons.
- d) a substância básica doe par de elétrons.
- e) tanto a substância ácida como a básica pode doar elétrons.

02) Segundo a definição de Brønsted-Lowry a molécula de amônia é:

- a) uma base pois recebe um próton da água e tem o íon  $\text{NH}_4^+$  como ácido conjugado.
- b) um ácido pois tem um par de elétrons que é doado ao cátion  $\text{H}^+$  da água.
- c) tanto ácido como base pois dependendo do meio reacional ela pode doar ou receber par de elétrons.
- d) um ácido pois aumenta o pH do meio.
- e) uma base pois diminui o pH do meio.

03) A alternativa que contem um ácido de Lewis é:

- a)  $\text{H}_2\text{O}$ .
- b)  $\text{NH}_3$ .
- c)  $\text{Ag}^+$ .
- d)  $\text{OH}^-$ .
- e)  $\text{F}^-$ .

04) Em uma reação de precipitação, o produto:

- a) possui densidade menor e pode ser separado por destilação fracionada.
- b) é um gás e pode ser recolhido em uma bureta invertida.
- c) é um óleo e pode ser separado por decantação.
- d) fica no meio reacional sem haver modificação do estado físico.
- e) é um sólido insolúvel e pode ser separado por filtração.

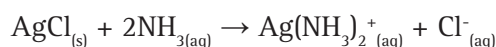
05) A reação química abaixo representa a equação:



- a) molecular.
- b) iônica representativa (ou simplificada).

- c) simples.
- d) iônica.
- e) complexa.

06) Na equação química abaixo que ocorre em meio aquoso, o agente complexante está na alternativa:



- a)  $\text{NH}_3$ .
- b)  $\text{Cl}^-$ .
- c)  $\text{H}_2\text{O}$ .
- d)  $\text{AgCl}$ .
- e)  $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$ .

07) A reação química do exercício 05 é denominada de reação de:

- a) síntese ou de combinação.
- b) deslocamento simples.
- c) deslocamento duplo ou metátese.
- d) combustão.
- e) pirólise.

08) Com relação a solubilidade dos compostos em meio aquoso é correto afirmar:

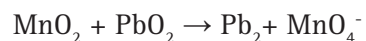
- a) Todos os compostos de amônio são insolúveis.
- b) Os compostos de metais alcalinos são insolúveis.
- c) A maioria dos acetatos são insolúveis.
- d) Os hidróxidos de metais alcalinos são insolúveis.
- e) A maioria dos carbonatos são insolúveis.

09) Os coeficientes estequiométricos da equação química abaixo calculados pelo Método do Número de Oxidação (não-aquoso) e os átomos que atuam como agente oxidante e redutor são respectivamente:



- a) 3, 1, 5, 2, 2, 3, 5 – nitrogênio do  $\text{KNO}_3$  e o cromo do  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ .  
b) 3, 1, 5, 3, 2, 3, 5 – nitrogênio do  $\text{KNO}_3$  e o cromo do  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ .  
c) 5, 3, 2, 3, 5, 1, 3 – nitrogênio do  $\text{KNO}_2$  e o cromo do  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$ .  
d) 5, 1, 3, 2, 2, 3, 5 – enxofre do  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  e o carbono do  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .  
e) 5, 1, 3, 2, 2, 3, 5 – carbono do  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  e o sódio do  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

10) A alternativa que contém os coeficientes estequiométricos, da equação química abaixo, obtidos pelo Método da Semi-Reação (solução ácida) é a letra:



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

# *Módulo VII*

---

*Gases*

# Aula 25

## *31. Características dos gases, pressão e as leis dos gases.*

### *Características dos gases*

Os gases se diferenciam dos sólidos e líquidos por poderem se expandir de maneira espontânea adquirindo a forma do recipiente que os contém, por serem compressíveis e por formarem misturas homogêneas independentemente do tipo e das proporções dos gases que formam esta mistura. As propriedades dos gases estão relacionadas com o fato de haver um espaço muito grande entre as moléculas gasosas de maneira que cada molécula se comporta como estivesse sozinha dentro do sistema gasoso. Entre as variáveis de um gás mais facilmente medidas estão a pressão, a temperatura, o volume e a quantidade de matéria, e estas podem ser relacionadas matematicamente entre si.

### *Pressão*

Pressão é força por unidade de área ( $P = F/S$ ). As moléculas gasosas são atraídas pelo planeta Terra (atração gravitacional) e como consequência começam a exercer uma pressão sobre a superfície do planeta. A esta pressão dá-se o nome de pressão atmosférica. A unidade de pressão no SI é o **pascal** ( $\text{Pa} = \text{N}/\text{m}^2$ ) mas outras unidades como **atmosfera** (atm), milímetros de mercúrio (mmHg) e **torr** podem ser usadas:

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr} = 1,01325 \times 10^5 \text{ Pa} = 101,325 \text{ kPa}$$

**Atmosfera padrão** é a pressão exercida a  $0^\circ\text{C}$  por uma coluna de mercúrio líquido com 760 mm de altura sobre uma superfície. Ao nível do mar esta pressão é de  $1,01325 \times 10^5 \text{ Pa}$  ou 1 atm.

Entre os aparelhos utilizados para a medição da pressão estão o barômetro e o manômetro.



## *As leis dos gases*

O comportamento dos gases pode ser avaliado relacionando as seguintes variáveis: temperatura (T), pressão (P), volume (V) e a quantidade de matéria (n) das substâncias gasosas.

### Lei de Boyle-Mariotte

Quando a pressão sob uma quantidade de gás aumenta, o volume deste gás diminui. O aumento da pressão e a diminuição do volume ocorrem de tal modo que o produto da pressão pelo volume permanece constante.

$$PV = k \quad (T \text{ e } n \text{ constantes})$$

$$V = k \frac{1}{P}$$

### Lei de Charles

O volume de uma quantidade de gás é diretamente proporcional a sua temperatura se a pressão é mantida constante.

$$\frac{V}{T} = k \quad (P \text{ e } n \text{ constantes})$$

$$V = kT$$

### Lei de Gay-Lussac

A pressão que uma quantidade de gás exerce em um sistema fechado, é diretamente proporcional à temperatura a qual este gás está sujeito.

$$\frac{P}{T} = k \quad (V \text{ e } n \text{ constantes})$$

$$P = kT$$

### Lei de Avogadro

O volume de um gás mantido a temperatura e pressão constantes é diretamente proporcional à quantidade de matéria do gás. Esta lei resulta da *hipótese de Avogadro* que diz que volumes iguais de gases sob a mesma temperatura e

pressão contêm a mesma quantidade de moléculas. A Tabela 20 mostra um comparativo para diferentes gases.

$$\frac{V}{n} = k \quad (T \text{ e } P \text{ constantes})$$

$$V = kn$$

Tabela 20: Comparação entre diferentes gases.

	O <sub>2</sub>	Ne	NH <sub>3</sub>
Volume (L)	22,4	22,4	22,4
Pressão (atm)	1	1	1
Temperatura (°C)	0	0	0
Massa (g)	32,0	20,2	17,0
Número de moléculas	6,02×10 <sup>23</sup>	6,02×10 <sup>23</sup>	6,02×10 <sup>23</sup>

### *Lei combinada dos gases*

O volume de uma quantidade de gás esta diretamente proporcional à temperatura e inversamente proporcional a pressão. As leis de Boyle-Mariotte e Charles nos dizem que:

$$V \propto \frac{1}{P} \quad (n \text{ e } T \text{ constantes}) \quad (I)$$

$$V \propto T \quad (n \text{ e } P \text{ constantes}) \quad (II)$$

Combinando (I) e (II) temos que:

$$V \propto \frac{T}{P} \quad (n \text{ constante})$$

logo,

$$V = k \frac{T}{P} \Rightarrow k = \frac{PV}{T}$$

## *Resumo*

Reações de oxirredução são reações em que ocorre transferência de elétrons.

As propriedades de um gás podem ser estudadas mais facilmente relacionando matematicamente a pressão, a temperatura, o volume e a quantidade de matéria do sistema gasoso.

Pressão é força por unidade de área. Atmosfera padrão é a pressão exercida a 0°C por uma coluna de mercúrio líquido com 760 mm de altura sobre uma superfície.

A lei de Boyle-Mariotte nos diz que quando a pressão sob uma quantidade de gás aumenta, o volume deste gás diminui.

A lei de Charles relaciona o volume do gás com a temperatura quando a pressão é mantida constante.

A lei de Gay-Lussac nos diz que a pressão que uma quantidade de gás exerce em um sistema fechado está diretamente proporcional à temperatura a qual este gás está sujeito.

A quantidade de matéria de um gás está relacionada com o volume que este gás ocupa, pela lei de Avogrado, quando a temperatura e a pressão estão constantes.

Correlacionando as leis de Boyle-Mariotte e Charles (lei combinada dos gases), o volume de um gás está diretamente relacionado a temperatura e inversamente relacionado a pressão.

# Aula 26

## 32. A equação do gás ideal, aplicações adicionais da equação do gás ideal.

### A equação do gás ideal

Trabalhando as leis de Boyle-Mariotte, Charles e de Avogrado chegamos a conclusão que o volume (V) de um gás é diretamente proporcional a temperatura (T) e a quantidade de matéria (n), mas inversamente proporcional a pressão (P).

$$V \propto \frac{1}{P} Tn$$

portanto

$$V = R \frac{1}{P} Tn$$

onde R = constante de proporcionalidade ou constante dos gases

ou seja

$$PV = nRT \quad (\text{equação do gás ideal})$$

O gás ideal é um hipotético que obedece rigorosamente a equação do gás ideal. Se trabalharmos nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP), 0°C e 1 atmosfera, o volume ocupado por 1 mol de um gás ideal é igual a 22,4 L (volume molar). O valor da constante R depende das unidades de pressão, volume, quantidade de matéria e temperatura. A Tabela 21 fornece valores de R em várias unidades.

Tabela 21: Valores da constante dos gases (R) em várias unidades.

Valores de R em várias unidades
0,08206 L.atm.mol <sup>-1</sup> .K <sup>-1</sup>
8,314 J.cal.mol <sup>-1</sup> .K <sup>-1</sup>
1,987 cal.mol <sup>-1</sup> .K <sup>-1</sup>
8,314 m <sup>3</sup> . Pa.mol <sup>-1</sup> .K <sup>-1</sup>
62,36 L.torr.mol <sup>-1</sup> .K <sup>-1</sup>

O volume dos gases reais varia muito pouco se comparado ao volume de um gás ideal nas CNTP de maneira que a equação do gás ideal explica adequadamente as propriedades da maioria dos gases reais.

## *Aplicações adicionais da equação do gás ideal*

A equação do gás ideal pode ser usada para determinar a massa molar (M) e a densidade (d) de um gás. Temos que:

$$PV = nRT; \quad n = \frac{m}{M}$$

onde:

m = massa do gás e

$$PV = \frac{mRT}{M}$$

trabalhando a equação, teremos:

$$\frac{PM}{RT} = \frac{m}{V}; \quad d = \frac{m}{V}$$

logo:

$$d = \frac{PM}{RT}$$

De maneira análoga, a massa molar do gás é obtida pela equação:

$$M = \frac{dRT}{P}$$

### *Resumo*

A equação do gás ideal é obtida da relação das leis de Boyle-Mariotte, Charles e Avogrado.

Por ser um gás hipotético, o gás ideal obedece rigorosamente a equação do gás ideal.

Volume molar de um gás ideal é obtido nas condições normais de temperatura e pressão.

A densidade e a massa molar de um gás ideal podem ser determinadas utilizando a equação do gás ideal.

# Aula 27

## 33. Misturas de gases e pressões parciais, a teoria cinética molecular.

### *Misturas de gases e pressões parciais*

Quando dois gases são colocados juntos em um mesmo sistema eles tendem a se misturar, por difusão, formando uma mistura homogênea. Foi J. Dalton que observou que gases diferentes em uma mistura parecem exercer pressão no interior das paredes do sistema, independentemente um do outro. Esta observação levou a formulação da lei de Dalton das pressões parciais, que diz: *a pressão total exercida por uma mistura de gases é igual à soma das pressões parciais dos gases individuais.* Pressão parcial pode ser definida como *a pressão que um gás exerceria se ele fosse o único gás no sistema.*

$$P_{total} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

onde,  $P_1$ ,  $P_2$  e  $P_3$  são as pressões parciais dos gases. Vamos chamar de  $n_1$ ,  $n_2$  e  $n_3$  as quantidades de matéria de cada gás e atribuindo o comportamento do gás ideal, teremos:

$$P_1 = n_1 \left( \frac{RT}{V} \right), \quad P_2 = n_2 \left( \frac{RT}{V} \right), \quad P_3 = n_3 \left( \frac{RT}{V} \right), \quad \dots$$

portanto, a pressão total do sistema gasoso pode ser expresso como

$$P_{total} = (n_1 + n_2 + n_3 \dots) \left( \frac{RT}{V} \right) = n_{total} \left( \frac{RT}{V} \right)$$

logo, a pressão total, quando a temperatura e volume são constantes, pode ser determinada pela quantidade de matéria total.

Uma aplicação da lei de Dalton das pressões parciais é a correção que deve ser efetuada quando um determinado volume gasoso é recolhido sobre água. Este gás se encontra saturado de moléculas de água, de maneira que, a pressão parcial do vapor d'água precisa ser considerada. Pressão de vapor é a pressão que um gás em equilíbrio com seu líquido exercem sobre o sistema.

$$P_{total} = P_{gás} + P_{H2O}$$

## *A teoria cinética molecular*

Todas as leis formuladas para os sistemas gasosos descreviam o comportamento dos gases sob diversas condições experimentais, mas não explicavam o por que deste comportamento. A teoria cinética molecular explica o comportamento a nível molecular mostrando como os efeitos da pressão, da temperatura e do volume atuam sobre as moléculas que compõem o sistema gasoso. A teoria cinética molecular pode ser resumida pelas seguintes afirmações:

- O gás é formado por um grande número de pequenas partículas (moléculas ou átomos). A soma dos volumes individuais é desprezível se comparado ao do recipiente. A maior parte do volume de um gás é apenas espaço vazio.
- As moléculas de um gás estão em movimento retilíneo constante, rápido e ao acaso. Colidem uma com a outra e com as paredes do recipiente. As colisões são elásticas (não há perda ou ganho de energia) mas a energia cinética média não varia com o tempo, desde que a temperatura fique constante.
- As partículas de um gás são independentes entre si, exceto durante as colisões. Não há interações entre as partículas de um gás.
- Há uma ampla faixa de velocidades entre as partículas de um gás. Logo, há uma ampla faixa de energia cinética. Esta energia cinética é proporcional à temperatura absoluta. Dois gases diferentes na mesma temperatura possuem a mesma energia cinética média.

$$\varepsilon = \frac{1}{2} mu^2$$

A energia cinética média ( $\varepsilon$ ) das partículas de um gás está diretamente relacionada com a velocidade média quadrática ( $u$ ) destas partículas, sendo que a velocidade média quadrática é dada pela equação

$$u = \sqrt{\frac{3RT}{M}}, \text{ onde } M \text{ é a massa molar}$$

pela equação pode-se perceber que quanto maior a massa molar de um gás menor será sua velocidade média quadrática.

Podemos então resumir dizendo que se o sistema gasoso sofre um aumento de volume a temperatura constante, a energia cinética média das moléculas gasosa permanece constante, ou seja, a velocidade média quadrática ( $u$ ) fica constante e a pressão diminui. Se o sistema gasoso sofre um aumento de temperatura a volume constante, a energia cinética média das moléculas gasosa aumenta, a velocidade média quadrática ( $u$ ) aumenta e a pressão aumenta.

## *Resumo*

Quando dois gases são colocados juntos em um mesmo sistema eles tendem a se misturar, por difusão, formando uma mistura homogênea.

A lei de Dalton das pressões parciais diz que a pressão total exercida por uma mistura de gases é igual à soma das pressões parciais dos gases individuais.

A pressão parcial de um gás pode ser definida como a pressão que um gás exerceria se ele fosse o único gás no sistema.

Todo gás que é recolhido sobre água fica saturado de moléculas de água, de maneira que, a pressão parcial do vapor d'água precisa ser considerada quando se quer saber a contribuição da pressão do gás sobre a pressão total do sistema.

A teoria cinética molecular explica a nível molecular o comportamento dos gases quando as condições de temperatura, pressão ou volume é variado.

Dois gases diferentes na mesma temperatura possuem a mesma energia cinética média.

Quanto maior a massa molar de um gás menor será sua velocidade média quadrática.



# Aula 28

---

## 34. Efusão e difusão e os gases reais.

### *Efusão e difusão*

Efusão é a passagem de um gás através de um orifício. Thomas Graham estudou a velocidade de efusão de vários gases e chegou à conclusão que esta velocidade é inversamente proporcional à raiz quadrada da massa molar do gás – Lei de efusão de Graham.

$$V \propto \frac{1}{\sqrt{M}}$$

Atribuindo o comportamento ideal e com base na teoria cinética molecular, esta velocidade é a *velocidade média quadrática* ( $u$ ) e se compararmos dois gases à mesma temperatura e pressão em sistemas idênticos, podemos fazer a seguinte relação:

$$\frac{u_1}{u_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

portanto, pela lei de Graham podemos observar que efusão será mais rápida para gases mais leves.

A difusão é a passagem de uma substância através de outro meio, e como na efusão, será mais rápida para gases mais leves. Quando sentimos o perfume de uma flor, são as substâncias que se desprendem da planta e se difundem pelo ar até chegar aos nossos narizes sensibilizando o nosso olfato.

### *Os gases reais*

O gás ideal supostamente não possui volume e não interage com as outras moléculas, portanto obedece rigorosamente a lei do gás ideal ( $PV = nRT$ ). Os gases reais, por outro lado, obedecem à equação do gás ideal até certo ponto. A altas pressões e baixas temperaturas o desvio do comportamento ideal é grande. Isto se deve, pois os gases reais possuem volume e as moléculas destes gases interagem entre si. Pressões altas impõem uma maior aproximação entre as moléculas, pois há redução do volume, e temperaturas baixas diminuem a energia cinética média enquanto que as atrações intermoleculares continuam constantes.

Van der Waals trabalhando com gases verificou que a equação do gás ideal deveria ser corrigida de maneira a poder expressar o comportamento destes, já que possuem volume finito e interagem entre si. A equação de van der Waals é descrita abaixo:

$$P = \frac{nRT}{V-nb} - \frac{n^2a}{V^2}$$

As constantes  $a$  e  $b$  são diferentes para cada gás e à medida que as moléculas se tornam maiores e mais complexas os valores destas constantes aumentam. A constante  $a$  corrige os valores das pressões dos gases devido ao efeito das atrações intermoleculares e a constante  $b$  corrige o volume do gás devido ao efeito dos volumes moleculares. A Tabela 22 mostra alguns valores das constantes de van der Waals.

Tabela 22: Algumas constantes de van der Waals.

Substância	$a$ (L <sup>2</sup> .atm/mol <sup>2</sup> )	$b$ (L/mol)
He	0,0341	0,02370
N <sub>2</sub>	1,39	0,0391
O <sub>2</sub>	1,36	0,0318
CH <sub>4</sub>	2,25	0,0428
CO <sub>2</sub>	3,59	0,0427
H <sub>2</sub> O	5,46	0,0305

## Resumo

Tanto a velocidade média quadrática de efusão quanto a de difusão de um gás são inversamente proporcionais à raiz quadrada de sua massa molar.

Pela lei de Graham podemos observar que efusão será mais rápida para gases mais leves.

As colisões moleculares tornam a difusão de um gás mais complexa fazendo com que seja muito lenta.

Os gases reais possuem volume e interagem entre si, logo sob pressões altas e baixas temperaturas não obedecem à equação do gás ideal.

A equação de van der Waals leva em consideração as atrações intermoleculares e os volumes moleculares para expressar o comportamento dos gases reais.

# Questões - Módulo VII

01) 10,0 g de gás nitrogênio à 25°C são colocados em um recipiente de  $2,0 \times 10^{-2}$  L. A pressão deste gás calculada utilizando a equação de van der Waals é de:

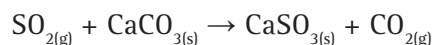
Dados:  $a = 1,39 \text{ L}^2 \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-2}$  e  $b = 0,0391 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

- a) 1011,0 atm
- b) 1500,1 atm
- c) 1230,0 atm
- d) 980,00 atm
- e) 860,05 atm

02) Dois recipientes de capacidades idênticas são inicialmente evacuados. O recipiente 1 é mantido a 127°C constante e o recipiente 2 a -73°C constante. O recipiente 1 é depois enchido com gás oxigênio e o recipiente 2 com gás hidrogênio, cada um a 740 mmHg. Considerando o comportamento do gás ideal e comparando as duas amostras de gás quantitativamente no que diz respeito ao número de moléculas ( $n$ ) e a massa ( $m$ ), podemos dizer que:

- a)  $n_{\text{H}_2} = 3n_{\text{O}_2}$  e  $m_{\text{O}_2} = 8m_{\text{H}_2}$
- b)  $n_{\text{H}_2} = 2n_{\text{O}_2}$  e  $m_{\text{O}_2} = 8m_{\text{H}_2}$
- c)  $n_{\text{H}_2} = 3n_{\text{O}_2}$  e  $m_{\text{O}_2} = 6m_{\text{H}_2}$
- d)  $n_{\text{H}_2} = 2n_{\text{O}_2}$  e  $m_{\text{O}_2} = 4m_{\text{H}_2}$
- e)  $n_{\text{H}_2} = 3n_{\text{O}_2}$  e  $m_{\text{O}_2} = 4m_{\text{H}_2}$

03) Na indústria petroquímica um dos poluentes produzidos é o dióxido de enxofre. Para reter este poluente são utilizados filtros contendo carbonato de cálcio, que reage com o dióxido de enxofre conforme representado pela equação abaixo:



Considerando que o volume molar do dióxido de enxofre nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP) é 22,7 litros, a massa aproximada de carbonato de cálcio, em gramas, necessária para reagir com 2,27 litros de dióxido de enxofre nessas mesmas condições é:

- a) 5,0
- b) 10,0
- c) 20,0
- d) 1,0
- e) 100,0

04) Dois frascos, contendo diferentes gases ideais que não reagem entre si, são interligados através de uma válvula. Sabendo-se que:

- não há variação de temperatura,
- a pressão inicial do gás A é o triplo da pressão inicial do gás B,
- o volume do frasco A é o dobro do frasco B.

Calcule a pressão do sistema (frasco A + B) quando a válvula for aberta.

- a) O dobro da pressão do frasco B
- b)  $5/3$  da pressão do frasco B
- c)  $2/3$  da pressão do frasco A
- d)  $1/3$  da pressão do frasco A
- e)  $7/3$  da pressão do frasco B

05) Entre as alternativas abaixo, assinale a que corresponde ao Princípio de Avogrado:

- a) Nas mesmas condições de temperatura e pressão os volumes dos gases participantes de uma reação química mantêm relações que podem ser expressos por números inteiros e pequenos.
- b) Numa transformação isobárica à pressão constante, o volume e a temperatura de um gás são diretamente proporcionais.
- c) Se tivermos volumes iguais de quaisquer gases, desde que medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão, teremos o mesmo número de moléculas.
- d) À temperatura de  $0^{\circ}\text{C}$  ( $273\text{K}$ ) e pressão de  $1\text{atm}$ , o volume molar de um gás é  $22,4\text{L/mol}$ .
- e) Numa transformação isotérmica, a pressão e o volume de um gás são inversamente proporcionais.

06) O comportamento de um gás pela lei de Boyle nos diz que:

- a) o volume de uma certa quantidade fixa de gás a pressão constante aumenta linearmente com a temperatura.
- b) volumes iguais de gases à mesma temperatura e pressão contêm números iguais de moléculas.
- c) a pressão total de uma mistura de gases é igual à soma das pressões parciais que cada gás exerceria se estivesse sozinho.
- d) o volume de certa quantidade fixa de um gás mantido à temperatura constante é inversamente proporcional à pressão.
- e) quando um gás é coletado sobre água em um recipiente a pressão no recipiente é igual à somatória das pressões do gás e do vapor da água em equilíbrio com a água líquida.

07) A decomposição completa do sal carbonato de cálcio gerou o gás dióxido de carbono e este gás foi recolhido em um frasco de 250mL a 31°C exercendo uma pressão de 1,3 atmosferas sobre as paredes do frasco. A quantidade de matéria de gás contida neste frasco é de:

- a) 0,023 mol
- b) 0,038 mol
- c) 0,001 mol
- d) 0,013 mol
- e) 0,057 mol

08) As velocidades relativas de efusão do gás hidrogênio e do gás dióxido de carbono através de um orifício fino é de:

- a)  $v_{H_2} = 8,32v_{CO_2}$ .
- b)  $v_{H_2} = 4,62v_{CO_2}$ .
- c)  $v_{H_2} = 5,01v_{CO_2}$ .
- d)  $v_{H_2} = 3,25v_{CO_2}$ .
- e)  $v_{H_2} = 7,22v_{CO_2}$ .

09) Uma mistura gasosa é formada por 14,2 gramas de  $Cl_2$  e 13,2 gramas de  $CO_2$ . Calcule as pressões parciais desses componentes supondo a pressão da mistura igual a 1520 mmHg.

- a)  $Cl_2 = 0,8 \text{ atm}$  e  $O_2 = 1,2 \text{ atm}$
- b)  $Cl_2 = 910 \text{ mmHg}$  e  $O_2 = 610 \text{ mmHg}$
- c)  $Cl_2 = 710 \text{ mmHg}$  e  $O_2 = 820 \text{ mmHg}$
- d)  $Cl_2 = 1,2 \text{ atm}$  e  $O_2 = 0,8 \text{ atm}$
- e)  $Cl_2 = 0,5 \text{ atm}$  e  $O_2 = 1,5 \text{ atm}$

10) A velocidade molecular média quadrática do gás hidrogênio quando a 0°C é de:

- a) 3000,2 m/s.
- b) 2750,4 m/s.
- c) 1837,1 m/s
- d) 1200,5 m/s
- e) 900,0 m/s

# *Módulo VIII*

---

*Os Estados da Matéria e as  
Forças Químicas Intermoleculares*

# Aula 29

---

## *35. Comparação entre os gases, líquidos e sólidos e as forças de atração intermolecular.*

### *Comparação entre os gases, líquidos e sólidos*

Muitas substâncias se encontram na natureza em diferentes estados físicos. A água, por exemplo, pode ser encontrada no estado sólido, líquido e gasoso. Podemos então fazer as seguintes perguntas:

- O que diferencia os sólidos, líquidos e gases?
- Quais são os fatores que levam a substância a assumir um determinado estado físico?

A diferenciação entre os estados físicos pode ser colocada da seguinte maneira:

- Os sólidos possuem forma e volume definidos e não são fluidos.
- Os líquidos se ajustam à forma do recipiente, mantendo o volume constante e são fluidos.
- Os gases não possuem forma constante ocupando todo o volume do recipiente e são fluidos.

Os fatores que levam uma substância a assumir um estado físico podem ser:

- A rigidez do empacotamento das partículas.
- A intensidade das forças atrativas intermoleculares.

Estes dois fatores influenciam algumas propriedades apresentadas pelas substâncias em um determinado estado físico.

A compressibilidade e a difusão são algumas propriedades que são influenciadas pela rigidez do empacotamento das partículas.

O volume, a forma, a tensão superficial são propriedades que são influenciadas pelas intensidades das forças atrativas intermoleculares.

## *As forças de atração intermoleculares*

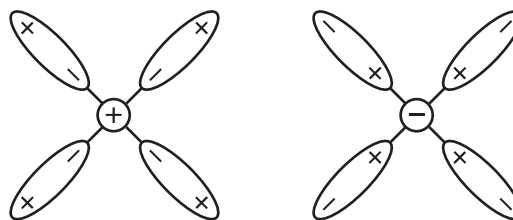
Muitas das propriedades apresentados pelos sólidos e líquidos são um reflexo direto do grau de interação que ocorrem entre as partículas da substância. Nos gases, a energia cinética média é muito alta se comparada à força de atração média entre as partículas e como consequência, o grau de interação entre elas é mínimo permitindo que o gás se expanda preenchendo todo o espaço do recipiente que o contém. As principais forças de atração intermolecular são:

- Íon-dipolo
- Dipolo-dipolo
- Dispersão de London
- Ligação de hidrogênio

### Forças íon-dipolo

Esta interação ocorre quando um íon interage com a carga parcial de uma molécula polar. Quando o sal NaCl se dissolve em água, os íons  $\text{Na}^+$  interagem com o pólo negativo das moléculas de água e os íon  $\text{Cl}^-$  com o pólo positivo destas moléculas. A Figura 23 mostra o esquema deste tipo de interação.

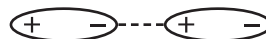
Figura 23: Interação intermolecular íon-dipolo



### Forças dipolo-dipolo

Quando moléculas polares interagem entre si através de suas cargas parciais. É uma das interações que ocorre entre moléculas de água. A molécula de água é polar e neutra, possuindo uma extremidade com densidade de carga positiva e outra negativa. A extremidade negativa de uma molécula interage com a extremidade positiva de outra. A Figura 24 mostra este tipo de interação.

Figura 24: Interação intermolecular dipolo-dipolo.



### Forças de dispersão de London

Ocorrem em todas as moléculas. Os movimentos dos elétrons nas nuvens eletrônicas geram dipolos instantâneos na molécula e estes dipolos induzem o surgimento de outros dipolos instantâneos de cargas opostas na molécula



vizinha. Estas forças são fundamentais para explicar as propriedades de moléculas apolares. A Tabela 23 mostra os pontos de ebulição de moléculas de halogêneos.

Halogênio	Ponto de ebulição (°C)
F <sub>2</sub>	-187,9
Cl <sub>2</sub>	-34,4
Br <sub>2</sub>	59
I <sub>2</sub>	184,6

Tabela 23: Pontos de ebulição de moléculas de halogêneos.

Podemos observar que o ponto de ebulição na série apresentada aumenta da molécula de flúor para a de iodo. Este aumento no ponto de ebulição acompanha o aumento do volume da molécula. Conforme a nuvem eletrônica aumenta fica mais fácil ocorrer uma deformação desta nuvem, acarretando em um aumento de área de interação entre as moléculas. Desta forma é gerado um número maior de dipolos instantâneos, aumentando o grau de interação entre as moléculas.

Um aumento da área de interação, favorecendo a geração de dipolos instantâneos, pode ocorrer com o aumento da cadeia carbônica como no caso dos alcanos. A Tabela 24 mostra os pontos de ebulição de alguns alcanos.

Fórmula	Alcano	Ponto de ebulição (°C)
CH <sub>4</sub>	Metano	-161,6
H <sub>3</sub> C-(CH <sub>2</sub> ) <sub>6</sub> -CH <sub>3</sub>	Octano	-57
H <sub>3</sub> C-(CH <sub>2</sub> ) <sub>10</sub> -CH <sub>3</sub>	Dodecano	216,2

Tabela 24: Pontos de ebulição de moléculas de alcanos.

Na série apresentada a cadeia carbônica aumenta da molécula de metano para a molécula de dodecano e o ponto de fusão acompanha este aumento. Como as moléculas são lineares a área de interação intermolecular aumenta com o aumento da cadeia carbônica propiciando um número maior de dipolos instantâneos justificando o comportamento apresentado.

### Ligação de hidrogênio

Alguns compostos como a água, amônia e o ácido fluorídrico podem efetuar ligação hidrogênio entre suas moléculas. Os átomos de hidrogênio nestes compostos estão ligados a átomos mais eletronegativos que deslocam a nuvem eletrônica da ligação química mais para si gerando uma região de alta densidade de carga mais próxima de seus núcleos e uma região de baixa densidade de carga nos átomos de hidrogênio. Os átomos de hidrogênio para compensar a perda de densidade de carga interagem com o átomo mais eletronegativo da outra molécula.

As ligações hidrogênio são mais fortes que as forças do tipo dipolo-dipolo e forças de London. São as interações intermoleculares por ligações hidrogênio é que explicam o porquê da água ser mais densa no estado líquido do que no estado sólido. Ao congelar as moléculas da água assumem um arranjo que cria uma estrutura menos densa se comparada com a água líquida.

## *Resumo*

As substâncias podem ser encontradas na natureza em mais de um estado físico.

Sólidos e líquidos possuem volume definido, mas os líquidos se ajustam a forma do recipiente que os contem. Os gases não possuem forma e volume definidos.

A rigidez do empacotamento das partículas e as forças atrativas intermoleculares influenciam no estado físico e nas propriedades das substâncias.

As principais forças de atração intermolecular são íon-dipolo, dipolo-dipolo, dispersão de London e ligação de hidrogênio.

# Aula 30

---

## *36. Algumas propriedades dos líquidos, mudanças de fase e pressão de vapor.*

### *Algumas propriedades dos líquidos*

O grau de interação entre as moléculas influencia de maneira significativa às propriedades dos líquidos. Agora iremos estudar três destas propriedades: viscosidade, tensão superficial e a evaporação.

#### *Viscosidade*

A viscosidade é a resistência que um determinado líquido apresenta quando sujeito ao ato de fluir e está relacionada com a facilidade com que as moléculas deslocam-se uma em relação à outra no meio. Quanto maior as interações entre as moléculas, maior a viscosidade e menor a fluidez. A temperatura influencia na viscosidade, de maneira geral, a viscosidade diminui com o aumento da temperatura. A unidade da viscosidade é o centipoise (cP), que equivale a 0,01 poise (P)

$$1 \text{ P} = 1 \text{ g/cm.s}$$

#### *Tensão superficial*

É a energia necessária para aumentar a área superficial de um líquido em quantidade unitária. É esta tensão que permite que determinados insetos “caminhem” sobre a água. A tensão superficial tende a aumentar com o aumento das interações intermoleculares. A temperatura influencia na tensão superficial quanto maior a temperatura menor a tensão superficial. A tensão superficial da água a 20°C é de  $7,29 \times 10^{-2} \text{ J/m}^2$ .

#### *Evaporação*

Ocorre quando moléculas com alta energia cinética superam as forças atrativas no líquido e escapam através da superfície para o estado gasoso. Quanto

maior a área superficial, maior o número de moléculas velozes próximas à superfície e quanto maior as atrações intermoleculares, menor a taxa de evaporação. A temperatura influencia na evaporação de maneira que quanto maior a temperatura maior a evaporação

### *Mudanças de fase*

A matéria pode ser encontrada em mais de um estado físico, como também pode passar de um estado físico para outro. A essas transformações dá-se o nome de mudança de fase ou mudança de estado, e estas são acompanhadas por uma variação na energia do sistema.

Vamos tomar como exemplo o fornecimento de calor a um sólido. Conforme uma dada quantidade de matéria ganha calor, suas moléculas ou átomos vibram ao redor de suas posições de equilíbrio de maneira crescente. Se o ganho de calor é contínuo e crescente as moléculas do sólido começam a se movimentar mais livremente uma em relação à outra, de maneira que a distância média entre elas começa a aumentar enfraquecendo as interações intermoleculares. A partir deste ponto, começa a passagem do **estado sólido para o estado líquido**, e o calor necessário para que ocorra uma transformação completa é denominado calor de fusão.

Se continuarmos fornecendo calor ao líquido formado, as moléculas ganharão mais energia aumentando ainda mais a distância média entre elas e as interações intermoleculares se tornarão ainda mais fracas permitindo a passagem das moléculas do **estado líquido para o estado gasoso** e o calor necessário para que ocorra a transformação completa é denominado calor de vaporização.

O caminho contrário pode ser tomado e calor pode ser retirado do sistema. Com isto as moléculas que estão no estado gasoso têm suas distâncias médias uma em relação à outra diminuída e as interações intermoleculares aumentam em grau fazendo com que comece a ocorrer à passagem do **estado gasoso para o estado líquido**. Este processo é exotérmico e a quantidade de calor total liberada é denominada calor de condensação. Retirando ainda mais calor, a distância média diminui ainda mais e as interações intermoleculares aumentam de maneira tal que começa a ocorrer à passagem do **estado líquido para o estado sólido** e o calor total liberado é denominado calor de congelamento.

Uma maneira de visualizar as mudanças de estado físico é através de curvas de aquecimento. Por estas curvas podemos observar o comportamento da temperatura durante as transformações físicas, avaliar os calores envolvidos e os estados físicos da matéria presentes em cada etapa do aquecimento.

## Pressão de vapor

É a pressão exercida pelo vapor de uma substância acima de seu líquido. Se o grau das interações intermoleculares é alto, a pressão de vapor será baixa. Se a temperatura for alta, a pressão de vapor será alta.

Todo líquido sofre o processo de evaporação onde as moléculas, com energia suficiente, escapam do estado líquido para o estado gasoso através da superfície. Em um sistema fechado, a tendência é o sistema alcançar um estado de equilíbrio entre a fase condensada e a fase gasosa. Fora do equilíbrio as velocidades de evaporação e condensação são diferentes, mas quando o equilíbrio é alcançado, estas velocidades se tornam iguais. Quando isto acontecer nós teremos então a **pressão de vapor de equilíbrio**.

Se trabalharmos a uma temperatura constante, a pressão de vapor de um líquido independe do volume do recipiente, desde que haja algum líquido presente no recipiente. Se o volume do recipiente for alterado o sistema deslocará o equilíbrio, aumentando ou diminuindo as velocidades de condensação e evaporação, de maneira a retornar a pressão de vapor original.

Quando a pressão de vapor de um líquido for igual à pressão externa, o líquido entra em ebulição. Neste ponto há formação de bolhas no interior do líquido. Se a pressão externa aumenta, a temperatura de ebulição também aumenta. A uma pressão de 1 atm temos o **ponto de ebulição normal**, e o da água é de 100°C. As interações intermoleculares influenciam os pontos de ebulição. A Tabela 25 mostra o ponto de ebulição normal de algumas substâncias.

Fórmula	Composto	Ponto de ebulição normal (°C)
$\text{H}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$	Éter dietílico	34,6
$\text{H}_3\text{CCH}_2\text{OH}$	Álcool etílico	78,3
$\text{H}_2\text{O}$	Água	100

Tabela 25: Ponto de ebulição normal de algumas substâncias.

Pela Tabela 25 podemos ver que o ponto de ebulição da água é o mais alto. A molécula de água tem como interação mais significativa às ligações hidrogênio, já as demais moléculas não realizam ligações hidrogênio e sim outras interações de menor magnitude. Portanto, a quantidade de energia para que uma molécula de água escape para o estado gasoso é maior se comparada às demais.

## *Resumo*

Algumas propriedades influenciadas pelas interações intermoleculares são a viscosidade, tensão superficial e a evaporação.

A transformação de um estado físico para outro é denominado mudança de estado e estas são acompanhadas por uma variação na energia do sistema.

Pressão de vapor é a pressão exercida pelo vapor de uma substância acima de seu líquido e depende do grau das interações intermoleculares.

# Aula 31

## 37. Diagramas de fases, estruturas e tipos de sólidos.

### Diagramas de fases

Os diagramas de fases servem para analisar o comportamento das substâncias nas condições de equilíbrios entre os diferentes estados físicos. Através desta análise podemos estimar o comportamento quando a substância está submetida a várias situações de temperatura e pressão.

Pegando como exemplo o diagrama de fases da água, a única situação de temperatura e pressão onde coexistem os três estados físicos em equilíbrio é denominada **ponto triplo**. O **ponto crítico** é a situação de temperatura e pressão onde ainda há uma distinção entre a fase líquida e a fase gasosa. Após o ponto crítico o gás não pode ser mais liquefeito independentemente da pressão usada, há necessidade de resfriar o sistema. As linhas representam as situações de equilíbrio entre as fases nas diferentes situações de temperatura e pressão. A Figura 25 mostra o diagrama de fases da água.

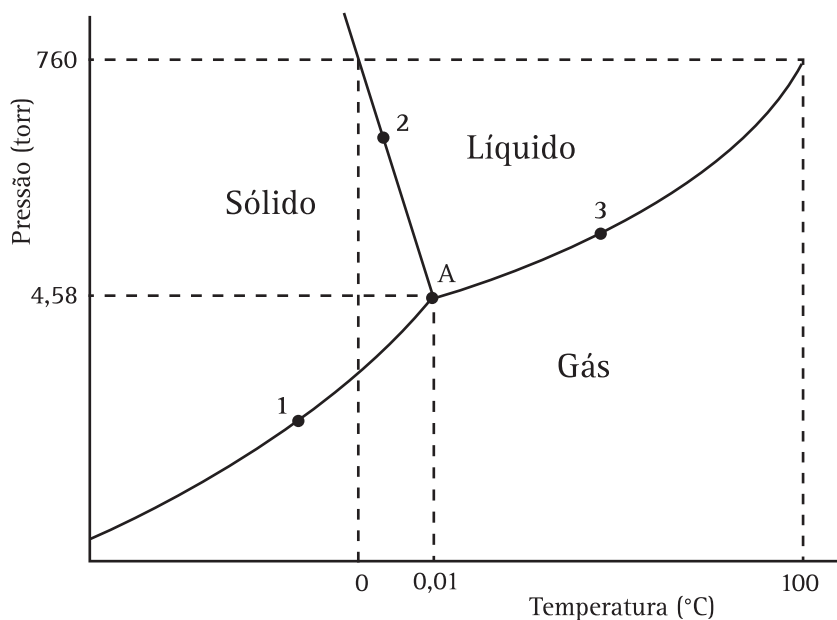


Figura 25: Diagrama de fases da água.

Pelo diagrama de fases podemos avaliar o estado físico da água a várias situações de temperatura e pressão. As curvas traçadas expõem situações de equilíbrios dinâmicos entre estados físicos. No **ponto 1** a água se encontra em

equilíbrio dinâmico entre os estados sólido e gasoso. No **ponto 2** ocorre um equilíbrio dinâmico entre os estados sólido e líquido e no **ponto 3** há o equilíbrio dinâmico entre os estados líquido e gasoso. Em qualquer ponto fora das curvas a água irá se encontrar em somente um estado físico. O **ponto A** é denominado **ponto triplo**, é a situação de temperatura e pressão onde coexistem os três estados físicos em equilíbrio dinâmico. Este diagrama é extremamente prático e pode ser usado para avaliar a situação da água e de outras substâncias quando sujeitas a várias situações de pressão e temperatura. O processo de liofilização, por exemplo, pode ser avaliado pelo diagrama de fases. Neste processo os alimentos são congelados passando-se então para a produção de vácuo (abaixamento da pressão) e aumento gradativo da temperatura, reduzindo-se deste modo a pressão circunvizinha, o que permite à água congelada no material passar diretamente da fase sólida ao gás.

### *Estruturas dos sólidos*

Os sólidos podem ser classificados em cristalinos ou amorfos. Sólidos amorfos não possuem um arranjo ordenado de suas partículas não possuindo forma definida. Os sólidos cristalinos possuem arranjo ordenado de suas partículas e seus cristais possuem forma e faces bem definidas.

O estudo das estruturas dos sólidos é realizado através da difração dos raios-X. As relações obtidas entre os feixes incidentes e difratados destes raios sobre uma família de planos permitiram a elaboração da *equação de Bragg*.

$$n\lambda = 2d\sin\theta$$

onde:

$\lambda$  = comprimento de onda dos raios-X

d = distância interplanar

$\theta$  = ângulo de incidência dos raios-X

n = número inteiro

O estudo da difração dos raios-X permite determinar a disposição espacial de cada partícula do sólido. O conjunto de partículas que possuem as mesmas distâncias repetidas na estrutura é denominado *rede cristalina*. *Célula unitária* é a rede cristalina estendida nas três dimensões. Associando uma espécie química a cada partícula da rede tridimensional, podemos chegar à estrutura química dos sólidos.

São possíveis 14 tipos de redes, que são divididos entre sete sistemas cristalográficos básicos que são:



- Cúbico
- Tetragonal
- Ortorrômbico
- Monoclínico
- Triclínico
- Romboédrico ou trigonal
- Hexagonal

### *Tipos de sólidos*

As propriedades físicas dos sólidos dependem de como as substâncias interagem uma com a outra, ou seja, as interações intermoleculares têm um papel fundamental neste comportamento. Os sólidos podem ser classificados como: moleculares, covalentes, iônicos e metálicos.

Os sólidos moleculares são átomos ou moléculas que existem como unidades distintas mantidas na rede cristalina por forças de interações fracas. Compostos como a água, dióxido de carbono e o argônio são exemplos de sólidos moleculares. De maneira geral são moles apresentam pontos de fusão baixos e são mal condutores de calor e eletricidade.

Os sólidos covalentes são átomos que são mantidos juntos por ligações químicas do tipo covalente que se estendem através da rede cristalina. O diamante, grafite e o carvão de silício são exemplos deste tipo de sólido. Estes sólidos são duros, apresentam pontos de fusão altos e em geral são mal condutores de calor e eletricidade.

Os sólidos iônicos são compostos por íons localizados nos sítios da rede cristalina e a interação entre eles é, principalmente, eletrostática. O cloreto de sódio, óxido de cálcio e o cloreto de prata são exemplos de sólidos iônicos. São duros e quebradiços, apresentam altos pontos de fusão e são mal condutores de calor e eletricidade.

Os sólidos metálicos são átomos metálicos que ocupam os sítios da rede cristalina unidos entre si por ligação metálica. Podem variar de macios a duros, apresentam pontos de fusão baixos a altos, são excelentes condutores de eletricidade e calor, maleáveis e dúcteis.

## *Resumo*

Os diagramas de fases servem para analisar o comportamento das substâncias nas condições de equilíbrios entre os diferentes estados físicos.

O ponto triplo é a única situação de temperatura e pressão onde coexistem os três estados físicos em equilíbrio.

O ponto crítico é a situação de temperatura e pressão onde ainda há uma distinção entre a fase líquida e a fase gasosa.

Os sólidos podem ser classificados em cristalinos ou amorfos.

O estudo da difração dos raios-X permite determinar a disposição espacial de cada partícula do sólido.

Rede cristalina é o conjunto de partículas que possuem as mesmas distâncias repetidas na estrutura.

Célula unitária é a rede cristalina estendida nas três dimensões.

Os sólidos podem ser classificados em moleculares, covalentes, iônicos e metálicos.

# Questões - Módulo VIII

01) Uma característica do estado gasoso é a sua capacidade de sofrer compressão. Isto é devido:

- a) a rigidez existente entre suas moléculas.
- b) as altas interações intermoleculares entre suas moléculas.
- c) pois o estado gasoso possui fluidez.
- d) a tendência deste estado físico em ocupar todo volume do recipiente que o contém.
- e) a grande distância existente entre suas moléculas.

02) Assinale a alternativa que contém a interação intermolecular que ocorre em todas as moléculas.

- a) Forças de London.
- b) Ligação Hidrogênio.
- c) Dipolo-Dipolo.
- d) Íon-Dipolo.
- e) Íon-Dipolo Induzido.

03) Um fator importante que influencia nas interações intermoleculares por Forças de London é a polarizabilidade da nuvem eletrônica associada a uma molécula ou átomo. A polarizabilidade é uma medida:

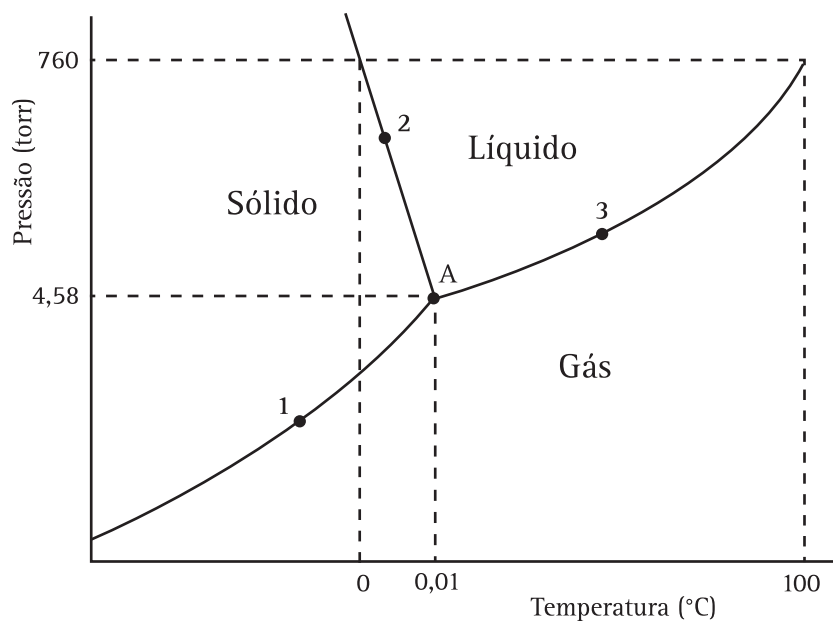
- a) da distância entre as moléculas ou átomos.
- b) da facilidade com que a nuvem eletrônica sofre distorção.
- c) quantitativa do volume molecular.
- d) qualitativa do raio iônico.
- e) do número de moléculas ou átomos envolvidos nas interações intermoleculares.

04) Tendo como base a tabela abaixo e o conceito das interações intermoleculares, podemos concluir que as diferenças nos pontos de ebulição entre os compostos abaixo se devem as interações do tipo:

Composto	Ponto de ebulição (°C)
CH <sub>4</sub>	-161,5
C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>	68,7
C <sub>20</sub> H <sub>46</sub>	327

- a) ligação hidrogênio.
- b) dipolo-dipolo.
- c) íon-dipolo.
- d) forças de London.
- e) íon-dipolo induzido.

05) A figura abaixo mostra o diagrama de fases da água. Os pontos 1, 2 e 3 mostram uma situação em que a água está:



- a) em um único estado físico.
- b) em uma posição de temperatura e pressão onde não é mais possível mudar de estado físico.
- c) em equilíbrio dinâmico entre duas fases.
- d) em equilíbrio estático entre duas fases.
- e) em uma posição de temperatura e pressão onde coexistem os três estados da matéria.

06) O ponto A no diagrama de fases do exercício 05 indica que a água se encontra em:

- a) equilíbrio dinâmico entre os três estados físicos e este ponto é denominado ponto triplo.
- b) equilíbrio dinâmico entre os três estados físicos e este ponto é denominado ponto crítico.
- c) equilíbrio estático entre os três estados físicos e este ponto é denominado ponto triplo.
- d) equilíbrio estático entre os três estados físicos e este ponto é denominado ponto crítico.
- e) um estado físico híbrido gerado pela baixa temperatura e baixa pressão.

**07) Acima da temperatura crítica, podemos dizer que:**

- a) uma fase líquida pode existir, não importando o valor da pressão.
- b) uma fase líquida pode existir, sob uma determinada pressão.
- c) pode-se liquefazer uma substância aplicando pressão.
- d) não há necessariamente uma pressão crítica associada.
- e) uma substância não pode ser liquefeita pela aplicação de pressão.

**08) Um sólido cristalino é caracterizado por:**

- a) não apresentar rede cristalina ao longo de sua extensão.
- b) apresentar uma unidade básica de repetição denominada célula unitária.
- c) ter suas partículas transparentes aos raios-X.
- d) não apresentar uma organização tridimensional de suas partículas.
- e) poder assumir qualquer estrutura cristalina independentemente da natureza de suas partículas.

**09) O Monte Kilimanjaro é o mais alto do continente africano, possuindo 6.382 metros de altura. A pressão barométrica normal no topo deste monte é cerca de 345 torr. A água ferve a esta altura a uma temperatura de:**

- a) 60°C.
- b) 50°C.
- c) 90°C.
- d) 80°C.
- e) 70°C.

**10) As substâncias cloreto de sódio, dióxido de carbono, carbeto de silício e ferro são classificadas, respectivamente, como cristais:**

- a) iônico, metálico, covalente e molecular.
- b) iônico, covalente, metálico e molecular.
- c) iônico, molecular, covalente e metálico.
- d) covalente, iônico, metálico e molecular.
- e) molecular, covalente, iônico e metálico.

# *Módulo IX*

---

*A Tabela Periódica*

# Aula 32

---

## *38. Propriedades físicas e químicas dos metais, tendências no comportamento metálico e o caráter iônico-covalente das ligações químicas entre o metal e não-metal.*

### *Propriedades físicas e químicas dos metais*

A maioria dos elementos químicos são metais e o comportamento de suas propriedades físicas é o resultado do tipo de ligação química efetuado entre os elementos metálicos. Algumas das **propriedades físicas** dos metais são: Condutividade elétrica, térmica, brilho metálico, maleabilidade, ductibilidade, ponto de fusão e dureza.

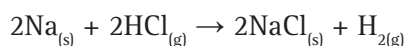
Os metais apresentam de maneira geral baixo potencial de ionização, ou seja, podem perder elétrons de valência com certa facilidade. Devido a isto, podem assumir diferentes estados de oxidação formando cátions. Portanto uma **propriedade química** importante dos metais é a **oxidação**.

Quando falamos em potencial de ionização partimos do átomo neutro no estado gasoso e isolado, mas na natureza os átomos se encontram ligados a outros átomos. Devido a isto é difícil fazer uma relação direta entre a facilidade de perder elétrons é o potencial de ionização.

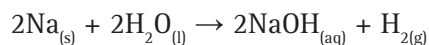
Os elementos dos grupos 1 e 2, metais alcalinos e alcalinos-terrosos, são reativos e seus cátions apresentam número de oxidação +1 e +2, perdendo um e dois elétrons da camada de valência respectivamente. Estes elementos não apresentam outros números de oxidação.

Diferentemente dos metais alcalinos e alcalinos terrosos, os elementos do bloco d apresentam uma variedade de estados de oxidação sendo, portanto uma característica importante destes elementos.

Colocando estes elementos químicos reagindo com ácidos podemos avaliar o grau de oxidação dos metais. Os elementos dos grupos 1 são facilmente oxidados reagindo violentamente com ácidos. A equação abaixo mostra a reação do sódio com o ácido clorídrico.

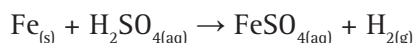


Devido a sua alta reatividade, estes elementos reagem com a água de maneira violenta gerando gás hidrogênio como um dos produtos, conforme equação química abaixo.



Os elementos químicos do grupo 2 apresentam reatividade frente a ácidos, mas as velocidades de reação são mais lentas se comparadas as dos metais alcalinos. A reação com a água começa a partir do cálcio. O magnésio não reage com a água, pois há formação de óxido na superfície do metal impedindo a reação.

No quarto período da tabela periódica, a maioria dos metais reage com o ácido clorídrico e sulfúrico diluídos. A equação química abaixo mostra o ferro reagindo com o ácido sulfúrico.



O cobre mostra resistência ao ataque dos ácidos clorídrico e sulfúrico, mas reage com o ácido nítrico. Prata e mercúrio do quinto período mostram o mesmo comportamento frente a estes ácidos. Os elementos platina, irídio e ouro só reagem com uma mistura de ácido clorídrico com nítrico (água-régia).

### *Tendências no comportamento metálico*

A tendência no comportamento metálico está diretamente relacionada com a eletronegatividade dos elementos. Conforme caminhamos da direita para a esquerda na tabela periódica e de cima para baixo, o caráter metálico do elemento aumenta.

### *Caráter iônico-covalente das ligações químicas entre o metal e não-metal*

O aumento do caráter covalente na ligação química entre o metal e o não-metal irá depender do grau de polarização da nuvem eletrônica que o cátion metálico efetua sobre o ânion. Esta deformação da nuvem eletrônica do ânion faz com que haja um deslocamento da densidade de carga em direção ao cátion resultando em uma ligação covalente parcial. Dois fatores são importantes para avaliar a capacidade de polarização: Número de cargas positivas e tamanho do cátion.



O potencial iônico é a relação entre a carga e o raio iônico do cátion.

$$\phi = \frac{\text{carga do cátion}}{\text{raio iônico do cátion}} = \frac{q}{r}$$

Quanto maior o potencial iônico do cátion maior é a sua capacidade de deformar a nuvem eletrônica do anion. A Tabela 26 mostra alguns cátions e seus potenciais iônicos.

Cátion	Raio iônico (Å)	Potencial iônico ( $\phi$ )
Be <sup>2+</sup>	0,31	6,45
Mg <sup>2+</sup>	0,66	3,03
Ca <sup>2+</sup>	0,99	2,02
Sr <sup>2+</sup>	1,13	1,77
Li <sup>+</sup>	0,68	1,47
Be <sup>2+</sup>	0,31	6,45
B <sup>3+</sup>	0,23	13,04

Tabela 26: O Potencial iônico de alguns cátions.

Podemos ver pela Tabela 26 que o potencial iônico no grupo dos metais alcalinos diminui do íon Be<sup>2+</sup> ao Sr<sup>2+</sup>. Se avaliarmos a ligação química entre os metais alcalinos e o íon cloreto podemos dizer, tendo como base os valores de potencial iônico, que a ligação química Be – Cl possui um grau de covalência maior se comparado a ligação química Sr – Cl, ou seja, a ligação Sr – Cl é mais iônica. Isto se deve, pois o cátion Be<sup>2+</sup> polariza a nuvem eletrônica do ânion cloreto com mais eficiência, deslocando-a mais para si e aumento a densidade de carga entre os núcleos.

Quando analisamos o período verificamos que o potencial iônico aumenta do cátion Li<sup>+</sup> ao B<sup>3+</sup>, logo a ligação química B – Cl possui grau de covalência maior se comparado aos demais elementos da tabela.

## *Resumo*

O tipo de ligação química entre os átomos metálicos influencia o comportamento das propriedades físicas dos metais.

Os metais tendem a perder elétrons, pois apresentam, de maneira geral, baixos potenciais de ionização.

A perda de elétrons pelos átomos é denominada oxidação.

Os metais alcalinos reagem vigorosamente com ácidos e com a água perdendo um elétron da camada de valência.

Os metais alcalinos-terrosos são menos reativos que os metais alcalinos, perdendo dois elétrons da camada de valência, mas reagem com ácidos e a partir do cálcio reagem com a água.

A maioria dos metais do quarto período da tabela periódica reage com ácidos diluídos, com exceção do cobre.

A eletronegatividade influencia no comportamento metálico dos elementos.

Quanto maior o grau de polarização da nuvem eletrônica do ânion efetuado pelo cátion maior o caráter covalente na ligação química entre o metal e o não-metal.

# Aula 33

## *39. As cores dos compostos metálicos e algumas propriedades físicas de não-metals e metalóides.*

### *As cores dos compostos metálicos*

Uma substância só será colorida se absorver energia com determinados comprimentos de onda e emitir energia de comprimento de onda complementar, na região do visível.

Nos compostos iônicos a absorção e emissão de energia ocorrem na região do ultravioleta do espectro eletromagnético, ou seja, fora da região do visível, portanto estes compostos se apresentam incolores ou brancos.

Conforme o grau de covalência aumenta na ligação química entre o metal e o não-metal, a energia necessária para promover o elétron para um determinado nível energético fica menor e a emissão começa a cair na região do visível, portanto o composto metálico começa a apresentar cor. A presença de cor bem como sua intensidade em um composto metálico pode ser um indicativo de covalência na ligação química entre os átomos. A Tabela 27 mostra as cores e os comprimentos de onda da radiação emitida.

Cor absorvida	Cor emitida	$\lambda$ (nm)
Amarelo-verde	Vermelho-violeta	417-385
Amarelo	Anil	435-417
Laranja	Azul	476-435
Vermelho	Azul-verde	500-476
Púrpura	Verde	556-500
Vermelho-violeta	Amarelo-verde	578-556
Anil	Amarelo	610-578
Azul	Laranja	654-610
Azul-verde	Vermelho	781-654

*Tabela 27: As cores e os comprimentos de onda ( $\lambda$ ) da energia emitida.*

Tabela 28: Alguns compostos e suas cores.

Composto	Cor	Tamanho do ânion (pm)
AgF	Branco	136
AgCl	Branco	181
AgBr	Creme	195
AgI	Amarelo	216

Pelos dados da Tabela 28 podemos ver que conforme o tamanho do ânion aumenta o composto começa a apresentar cor. Isto se deve ao aumento do caráter covalente na ligação química entre o metal e o não-metal. A capacidade de polarização da nuvem eletrônica do ânion pelo cátion aumenta conforme ocorre o aumento do tamanho do ânion.

### *Algumas propriedades físicas de não-metais e metalóides*

Os metalóides ou semi-metais estão posicionados na tabela periódica na fronteira entre os metais e os não-metais. Apresentam propriedades intermediárias entre estas duas classes de elementos. São duros, quebradiços e apresentam condutância ao calor e a eletricidade mediana ou pobre.

O fato de não serem bons condutores de eletricidade sugere que os elétrons de valência não estão deslocalizados tão livremente quanto aos dos metais, indicando um caráter covalente na ligação química entre os elementos metálicos. A eletronegatividade também possui valores intermediários bem como as propriedades químicas de alguns de seus compostos. Os elementos dentro da classe dos metalóides são: Boro, silício, germânio, arsênio, antimônio telúrio e o astato.

Os não-metais estão posicionados a direita na tabela periódica e na parte superior. A condutividade térmica e elétrica é deficiente. No estado sólido não apresentam brilho metálico e são quebradiços.

Os halogênios (Grupo 17) são elementos que tem o flúor como o mais eletronegativo e o mais reativo. Formam moléculas diatômicas e homonucleares gasosas. Não são encontrados livres na natureza.

Os gases nobres (Grupo 18) são encontrados na natureza como átomos isolados e são quimicamente não-reativos. São conhecidos poucos compostos com o xenônio e criptônio.

O hidrogênio é um átomo cuja posição na tabela periódica pode variar de acordo com seu comportamento reacional, mas ele não é um metal nem um metalóide. É encontrado na natureza como molécula diatômica homonuclear gasosa e ligado a vários outros átomos.

O oxigênio e o enxofre são dois átomos do grupo 16. O primeiro pode ser encontrado na forma gasosa, como molécula diatômica homonuclear, mas realiza ligações químicas com vários outros tipos de átomos. O enxofre é encontrado como um composto sólido ( $S_8$ ) na natureza.

Do grupo 15, o nitrogênio pode ser encontrado molécula diatômica homonuclear e o fósforo pode ser encontrado no estado sólido como molécula tetra atômica ( $P_4$ ).

O carbono (Grupo 14) é encontrado na forma de grafite e diamante na natureza, mas é encontrado em sua grande maioria na forma combinada.

## *Resumo*

O aparecimento de cor nos compostos metálicos se deve a emissão de energia na região do visível do espectro eletromagnético.

Os metalóides apresentam propriedades intermediárias entre as dos metais e não-metais, sendo duros e quebradiços no estado sólido com baixa condutância térmica e elétrica.

Os não-metais no estado sólido não apresentam brilho metálico e são quebradiços. Apresentam condutividade térmica e elétrica deficiente.

# Aula 34

## *40. Condutores, isolantes e semicondutores.*

Os metais são condutores de eletricidade, os não-metais são isolantes e os metalóides são semicondutores.

Nos metais os elétrons de valência pertencem ao sólido como um todo ficando deslocalizados e quando sujeitos a uma diferença de potencial (ddp), se deslocam produzindo corrente elétrica.

Nos não-metais, os elétrons de valência participam de uma ligação covalente entre os átomos não estando deslocalizados, portanto os não-metais são isolantes.

Nos semicondutores para explicar seu comportamento iremos utilizar a **teoria das bandas**. Nesta teoria iremos entrar em contato com dois novos conceitos: **Banda de valência** e **banda de condução**.

Banda é a combinação dos níveis de energia dos orbitais atômicos de energia semelhante. **Banda de valência** é a banda que contém a camada mais externa de elétrons e **banda de condução** é qualquer banda que esteja vazia ou parcialmente preenchida.

Nos semicondutores a diferença de energia entre a banda de condução e a banda de valência é pequena, e a própria energia térmica promove elétrons para a banda de condução, logo o aumento da temperatura favorece a condutividade elétrica nos semicondutores. Um fator importante nesta classe de substância é o aumento da condutividade elétrica pela dopagem com outra substância. Esta dopagem leva a formação de dois tipos de semicondutores: **Semicondutor tipo n** e **semicondutor tipo p**.

Semicondutor tipo n é gerado quando a substância dopante possui mais elétrons que a substância principal e quando uma ddp é aplicada os elétrons extras são os responsáveis pela condução elétrica.

Semicondutor tipo p é formado quando a substância dopante possui menos elétrons que a substância principal. Isto faz que a ligação química entre ambos seja uma ligação deficiente de elétrons e quando há uma ddp o elétron do átomo vizinho é movido para preencher esta deficiência, mas ao fazer isto ele deixa um “buraco” que é preenchido por outro elétron e assim sucessivamente resultando em uma migração de “buracos” através do material. A condução elétrica resulta desta migração.

A teoria das bandas também pode ser aplicada aos não-metais e por esta teoria, a diferença de energia entre a banda de condução e a banda de valência é grande evitando a promoção dos elétrons para a banda de condução, logo impedindo a condução elétrica.

No caso dos metais a diferença de energia entre a banda de condução e a banda de valência vai depender da estrutura eletrônica dos átomos. Por exemplo, no átomo de sódio as bandas de valência e a de condução são as mesmas, pois o sódio apresenta o nível  $3s^1$  semipreenchido. Ao se aplicar uma ddp um elétron  $3s$  de um átomo de sódio migra para outro nível  $3s$  de outro átomo de sódio e assim sucessivamente. Para o magnésio a banda de valência é o  $3s^2$  e a banda de condução é o nível  $3p$  que está desocupado. Sob a ação de uma ddp os elétrons do nível  $3s$  vão para o nível  $3p$  permitindo que o magnésio seja condutor de corrente elétrica.

## *Resumo*

Os metais são condutores de eletricidade, os não-metais são isolantes e os metalóides são semicondutores.

A teoria das bandas explica a condutividade elétrica dos metais e metalóides e o fato dos não-metais serem isolantes.

Banda de valência é a banda que contém a camada mais externa de elétrons e banda de condução é qualquer banda que esteja vazia ou parcialmente preenchida.

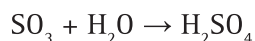
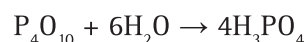
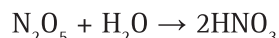
Banda é a combinação dos níveis de energia semelhantes dos orbitais atômicos.

# Aula 35

## *41. Propriedades químicas dos não-metais e metalóides.*

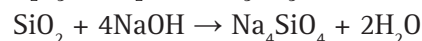
Os não-metais e metalóides apresentam alta reatividade reagindo não só com os metais, mas também entre si. Com os metais podem formar ânions (ex:  $O^{2-}$ ) e realizar ligações iônicas (ex: NaCl). Entre si podem realizar ligações covalentes gerando compostos dos mais simples aos de alta complexidade. Neste capítulo iremos estudar alguns compostos de duas classes de substâncias formadas por não-metais e metalóides: Os óxidos e os hidretos.

Os óxidos de não-metais podem ser ácidos apresentando caráter covalente e podendo ocorrer como moléculas discretas. Este comportamento químico é evidenciado quando estes compostos são colocados em água, pois ao reagir tem como produto o ácido.



Os compostos  $N_2O$ , NO e CO são exemplos de óxidos de não-metais que não apresentam características ácidas nem básicas frente à água e são denominados óxidos neutros.

Metalóides também formam óxidos que podem apresentar características ácidas. Um exemplo é o óxido de boro. O óxido de silício não reage com a água, mas reage com base o que evidencia sua característica ácida.



Os hidretos formados por não-metais têm grande importância na química. O carbono forma um vasto número de compostos com o hidrogênio que são à base da química orgânica.

- $C_nH_{2n+2}$ ; alcanos ou parafinas
- $C_nH_{2n}$ ; alcenos ou olefinas
- $C_nH_{2n-2}$ ; alcinos ou acetilenos
- Compostos aromáticos



Uma classe de hidretos com elementos metalóides de grande interesse são os hidretos de boro - boranos. Os boranos são divididos em duas séries:  $B_nH_{n+4}$  e  $B_nH_{n+6}$ . São altamente reativos, inflamáveis e reagem com a água e oxigênio, mas conforme a massa molecular aumenta estes compostos começam a ficar mais estáveis, de maneira que o  $B_{10}H_{14}$  é estável ao ar e a água.

## *Resumo*

Os óxidos de não-metais podem ser ácidos apresentando caráter covalente e podendo ocorrer como moléculas discretas.

Metalóides também formam óxidos que podem apresentar características ácidas.

Não-metais e metalóides formam hidretos de grande importância na química.

# Questões - Módulo IX

01) Das propriedades abaixo a que representa uma propriedade física é a alternativa:

- a) reatividade.
- b) ductibilidade.
- c) covalência.
- d) ionicidade.
- e) basicidade.

02) Das propriedades abaixo a que representa uma propriedade química é a alternativa:

- a) maleabilidade.
- b) ductibilidade.
- c) condutividade.
- d) reatividade.
- e) resistividade.

03) O aparecimento de cor nos compostos metálicos se deve a emissão de energia em uma determinada faixa do espectro eletromagnético. A alternativa que expressa corretamente esta faixa é a:

- a) visível.
- b) ultravioleta.
- c) infravermelho.
- d) microondas.
- e) raios-x.

04) A condutividade dos metais pode ser explicada pela teoria:

- a) do orbital atômico.
- b) da ligação de valência.
- c) das bandas.
- d) do big bang.
- e) do mosaico fluido.

05) Para os compostos abaixo, podemos dizer que o caráter covalente da ligação metal-não metal:



- a) permanece constante do composto de berilo para o de cálcio.
- b) aumenta do composto de berilo para o de cálcio.
- c) é maior no composto de magnésio e menor no de berílio.
- d) apresenta comportamento caótico.
- e) aumenta do composto de cálcio para o de berílio.

06) A absorção de uma banda de comprimento de onda na região do ultravioleta produz uma banda de absorção de transferência de carga. À medida que a ligação entre o metal e o não-metal torna-se mais covalente:

- a) diminui a quantidade de energia necessária para a transferência de carga.
- b) aumenta a quantidade de energia necessária para a transferência de carga.
- c) a quantidade de energia necessária para a transferência de carga fica constante.
- d) o composto tende a ficar incolor.
- e) o ponto de fusão tende a aumentar.


07) Com relação aos metalóides no estado livre, está correto dizer que:

- a) possuem características típicas dos metais.
- b) os elétrons de valência são bem deslocalizados.
- c) são bons condutores de calor e eletricidade.
- d) são moles.
- e) nos sólidos há considerável ligação covalente.

08) “Um ..... é uma substância cuja condutividade elétrica aumenta com o aumento da temperatura. Em um ..... normal o aumento da temperatura faz decair a condutividade elétrica.” A alternativa que contem as palavras que completam adequadamente as lacunas é a letra:

- a) Isolante, semicondutor.
- b) Semicondutor, metal.
- c) Metal, isolante.
- d) Semicondutor, isolante.
- e) Isolante, metal.

09) Este elemento forma com o hidrogênio, compostos com deficiência de elétrons. São reativos e moleculares. Alguns exemplos são:  $X_2H_6$ ,  $X_{10}H_{16}$  e  $X_{18}H_{22}$ . A alternativa que contem o elemento em questão é a letra:

- 
- a) Carbono.
  - b) Silício.
  - c) Fósforo.
  - d) Boro.
  - e) Titânio.

10) “Possuem baixa energia de ionização e baixa afinidade eletrônica e tendem a formar íons carregados positivamente. A carga do íon depende do número de elétrons perdidos pelo átomo. São bons condutores de eletricidade e calor.” A alternativa que contém a classe de átomos que corresponde a descrição acima é a letra:

- a) Metalóides.
- b) Não-metals.
- c) Metais.
- d) Semicondutores.
- e) Isolantes.

# *Módulo X*

---

*Propriedades das Soluções*

# Aula 36

## 42. Tipos de soluções e as unidades de concentração.

As soluções podem ser gasosas, sólidas ou líquidas. Uma mistura de substâncias será uma solução se possuir uma única fase. A importância destas soluções aparece no nosso dia a dia. Um exemplo de solução gasosa é a própria atmosfera que é uma mistura de gases. O bronze é uma liga metálica e exemplo de solução sólida. Outro exemplo é o sal cloreto de sódio dissolvido em água formando uma solução líquida. Na aula 08 entramos em contato com vários termos, como soluto, solvente, concentração, solução concentrada e diluída. De uma maneira geral, o químico trabalha mais com soluções líquidas e serão nessas que nós daremos mais atenção.

### Unidades de concentração

O químico possui várias maneiras de expressar a quantidade de soluto dissolvido em uma determinada quantidade de solvente de forma quantitativa. São as unidades de concentração e na aula 08 foi estudada a unidade **concentração em quantidade de matéria (c)**. Agora nós iremos entrar em contato com outros tipos de unidades de concentração.

- **Fração em quantidade de matéria (X):** É a relação entre a quantidade de matéria de uma substância e a quantidade de matéria total de todas as substâncias.

$$X_A = \frac{\text{quantidade de matéria de A}}{\text{quantidade de matéria de todas as substâncias}}$$

**Exemplo:** 2,00 mols de ácido clorídrico são adicionados a 16,0 mols de água. Calcule a fração em quantidade de matéria do ácido clorídrico na solução.

$$X_{HCl} = \frac{2,0 \text{ mol}}{2,0 \text{ mol} + 16,0 \text{ mol}} = 0,111$$

- **Porcentagem em quantidade de matéria (%X):** É a porcentagem da quantidade de matéria total correspondente a uma substância.

$$\%X_A = X_A \times 100$$

**Exemplo:** A porcentagem em quantidade de matéria do ácido clorídrico do exemplo anterior é de:

$$\%X_{HCl} = X_{HCl} \times 100 = 0,111 \times 100 = 11,1\%$$

- **Molalidade (m):** É a quantidade de matéria do soluto por quilograma de solvente.

$$m = \frac{\text{quantidade de matéria de soluto}}{\text{quilograma de solvente}}$$

**Exemplo:** 0,2 mol de ácido clorídrico são dissolvidos em 0,025kg de água. A molalidade desta solução é de:

$$m_{HCl} = \frac{2,00 \text{ mol}}{0,025 \text{ kg}} = 8,0 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

- **Porcentagem em massa (%massa):** É a porcentagem da massa total de uma solução correspondente a uma substância.

$$\%massa_A = \frac{\text{massa}_A}{\text{massa}_A + \text{massa}_B + \dots} \times 100$$

**Exemplo:** 0,25g de ácido clorídrico são dissolvidos em 0,75g de água. A porcentagem em massa do ácido é de:

$$\%massa_{HCl} = \frac{\text{massa}_{HCl}}{\text{massa}_{HCl} + \text{massa}_{H_2O}} \times 100 = \frac{0,25g}{0,25g + 0,75g} \times 100 = 25\%$$

Quando trabalhamos com soluções muito diluídas, a porcentagem em massa pode ser expressa em partes por milhão (ppm) ou partes por bilhão (ppb).

$$ppm \text{ de } A = \frac{massa_A}{massa_A + massa_B + \dots} \times 10^6$$

$$ppb \text{ de } A = \frac{massa_A}{massa_A + massa_B + \dots} \times 10^9$$

**Exemplo 1:** Em 4,0g de água estão contidos  $6,0 \times 10^{-6}$ g de ácido clorídrico. A concentração em ppm é de:

$$ppm \text{ de HCl} = \frac{massa_{HCl}}{massa_{solução}} \times 10^6 = \frac{6,0 \times 10^{-6}g}{4,0g} \times 10^6 = 1,5 \text{ ppm}$$

**Exemplo 2:** Em 4,0g de água estão contidos  $3,0 \times 10^{-8}$ g de ácido clorídrico. A concentração em ppb é de:

$$ppb \text{ de HCl} = \frac{massa_{HCl}}{massa_{solução}} \times 10^9 = \frac{3,0 \times 10^{-8}g}{4,0g} \times 10^9 = 7,5 \text{ ppb}$$

## Resumo

As soluções são misturas que apresentam uma única fase e podem ser gasosas, sólidas ou líquidas.

As unidades de concentração servem para expressar a quantidade de soluto dissolvido em uma determinada quantidade de solvente de forma quantitativa.



# Aula 37

---

## *43. O processo de dissolução, calor de dissolução, solubilidade e temperatura.*

### *O processo de dissolução*

Para que haja dissolução é necessário que o soluto se disperse pelo solvente, ou seja, partículas do soluto começam a ocupar posições que antes eram ocupadas pelas partículas do solvente. As interações químicas existentes entre soluto-soluto e solvente-solvente começam a ser substituídas pelas interações entre solvente-soluto. Na aula 29 foram estudados os tipos de interações intermoleculares existentes entre as substâncias e a solução só irá se formar se as intensidades das interações entre soluto-solvente forem de magnitude maior se comparadas aos do soluto-soluto e solvente-solvente.

O sal cloreto de sódio dissolve em água, mas não dissolve em tetracloreto de carbono. As interações entre os íons sódio e cloreto deste sal e a água são mais eficientes que as interações existentes entre estes íons na rede cristalina do sal. A interação intermolecular do tipo íon-dipolo é a que predomina na dissolução do sal cloreto de sódio na água. No caso do tetracloreto de carbono não há dissolução do sal, as interações existentes entre soluto-soluto e solvente-solvente não se rompem, pois as interações solvente-soluto não seriam eficientes.

Quando as partículas do solvente interagem com as do soluto? Na aula 16 foi estudada a polaridade da ligação química. Moléculas que possuem momento de dipolo são polares e as que não possuem são apolares. A água é uma molécula polar e, portanto irá interagir com outras substâncias polares e com substâncias iônicas (ex: NaCl). O tetracloreto de carbono é uma substância apolar e irá interagir com substâncias apolares (ex: I<sub>2</sub>).

Devido ao seu dipolo a água consegue romper as interações entre os íons sódio e cloreto no retículo cristalino superando a energia de rede do sal. Este processo é denominado de **solvatação** e quando o solvente é a água o processo é chamado de **hidratação**. As atrações do tipo íon-dipolo são as que ocorrem entre a água e os íons sódio e cloreto.

As interações intermoleculares existentes entre as moléculas de tetracloreto de carbono são do tipo forças de London de magnitude menor se compara-

das às interações existentes entre os íons na rede cristalina do sal cloreto de sódio, logo as moléculas de tetracloreto de carbono não conseguem romper a interação entre os íons da rede cristalina do sal.

### *Calor de dissolução*

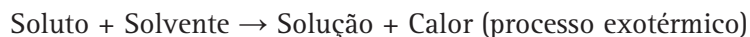
A quantidade de energia que é liberada ou absorvida quando uma substância forma uma solução é denominada calor de dissolução e quando trabalhamos a **pressão constante** este calor pode ser relacionado à variação de entalpia. A variação de entalpia envolvida no processo de formação da solução ( $\Delta H_{\text{diss}}$ ) irá depender das variações de entalpia envolvidas na separação das moléculas do soluto ( $\Delta H_{\text{sol}}$ ), na separação das moléculas do solvente ( $\Delta H_{\text{solv}}$ ) e na formação das interações soluto-solvente ( $\Delta H_{\text{sol-solv}}$ ).

$$\Delta H_{\text{diss}} = \Delta H_{\text{sol}} + \Delta H_{\text{solv}} + \Delta H_{\text{sol-solv}}$$

Quando  $\Delta H_{\text{diss}} > 0$  o processo é endotérmico, ou seja, houve absorção de energia e quando  $\Delta H_{\text{diss}} < 0$  o processo é exotérmico, houve liberação de energia.

### *Solubilidade e temperatura*

Vimos que determinados processos de dissolução podem ser endotérmicos ou exotérmicos e podemos exemplificá-los da seguinte maneira:



De maneira geral, a solubilidade de uma substância aumenta com o aumento da temperatura. Porém se aumentarmos a temperatura em um processo de dissolução exotérmico à dissolução do soluto no solvente será desfavorecida. Se este aumento de temperatura for realizado em um processo endotérmico a dissolução será favorecida.

Se o nosso sistema em questão estiver em equilíbrio dinâmico, ou seja, a solução está saturada e há um excesso de soluto não dissolvido, podemos descrever esta situação da seguinte maneira:



No exemplo acima a dissolução do soluto é um evento endotérmico e o caminho contrário é um evento exotérmico. Se perturbarmos o sistema aumentando a temperatura, o equilíbrio irá agir de maneira a minimizar o efeito da perturbação. Portanto, haverá mais dissolução do soluto aumentando sua solubilidade no solvente formando mais solução. Se diminuirmos a temperatura do meio, o equilíbrio irá precipitar certa quantidade de soluto da solução diminuindo sua solubilidade no solvente. Este comportamento é explicado pelo Princípio de Le Châtelier.

A solubilidade dos gases em solução aumenta com a diminuição da temperatura, logo é um processo exotérmico. Tal comportamento é de fundamental importância no que se refere ao meio ambiente, mas precisamente na quantidade de gás oxigênio dissolvido nos mares e nos lagos.

## *Resumo*

As soluções são misturas que apresentam uma única fase e podem ser gasosas, sólidas ou líquidas.

O processo de dissolução só irá ocorrer se as intensidades das interações entre soluto-solvente forem de magnitude maior se comparadas aos do soluto-soluto e solvente-solvente.

As interações intermoleculares têm grande importância no processo de dissolução do soluto no solvente.

Quando  $\Delta H_{\text{diss}} > 0$  o processo é endotérmico, ou seja, houve absorção de energia e quando  $\Delta H_{\text{diss}} < 0$  o processo é exotérmico, houve liberação de energia.

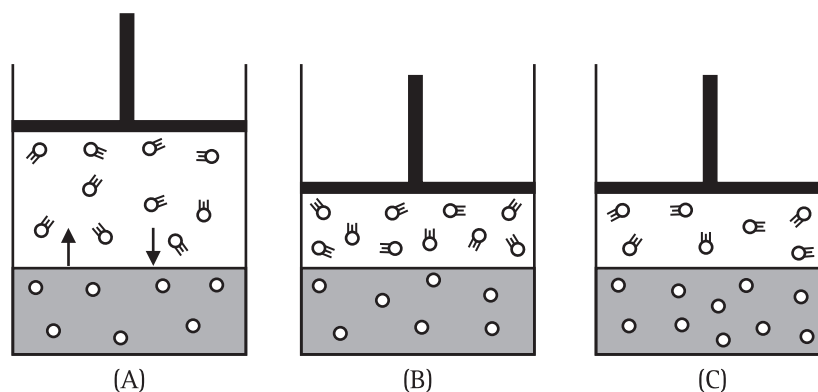
Se houver um aumento de temperatura do meio em um processo de dissolução exotérmico a dissolução do soluto no solvente será desfavorecida. Se este aumento de temperatura for realizado em um processo endotérmico a dissolução será favorecida.

# Aula 38

## 44. Efeito da pressão sobre a solubilidade.

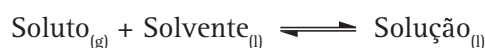
A solubilidade de líquidos e sólidos em solventes líquidos é pouco influenciada pela pressão, mas a solubilidade dos gases tem profunda dependência da pressão. É fato experimental que a solubilidade dos gases aumenta com o aumento da pressão. Vamos considerar um sistema em equilíbrio dinâmico onde temos certa quantidade de gás na presença de sua solução. A Figura 26 mostra esta situação.

Figura 26: Efeito da pressão sobre a solubilidade dos gases.



Na situação A, o sistema está em equilíbrio dinâmico e as velocidades com que o soluto passa para a solução e vice versa são iguais. Na situação B, a pressão é aumentada sobre a solução e a frequência de choque das moléculas gasosas do soluto sobre a superfície da solução aumenta, o equilíbrio inicial é quebrado e conseqüentemente à velocidade com que o soluto passa para a solução se torna maior se comparada à velocidade com que as moléculas do soluto passam para a fase gasosa. Na situação C, o equilíbrio é restabelecido. A quantidade de soluto em solução foi aumentada, evidenciando o aumento da solubilidade do soluto no solvente, e a pressão final não é tão alta quanto seria se caso parte do soluto gasoso não tivesse passado para a solução.

O princípio de Le Châtelier explica o comportamento do equilíbrio frente ao aumento da pressão e podemos representar tal situação pela equação abaixo:



O equilíbrio irá responder a perturbação diminuindo o número de moléculas gasosas aumentando a quantidade de soluto na solução fazendo com que a pressão final fique próxima da pressão inicial antes da perturbação e aumentando a solubilidade do soluto na solução.

Esta proporcionalidade entre a solubilidade de um gás em um líquido e sua pressão parcial é expressa pela Lei de Henry, que pode ser escrita da seguinte maneira:

$$X = KP$$

Onde, X é a fração em quantidade de matéria do gás em solução, P é pressão parcial do gás na fase gasosa e K é a constante de proporcionalidade. Para cada par soluto-solvente a constante K assume um valor e varia com a temperatura. A Tabela 29 mostra valores de K para alguns gases.

Gás	K (mol/L.atm)
H <sub>2</sub>	7,8×10 <sup>-4</sup>
N <sub>2</sub>	6,8×10 <sup>-4</sup>
CO <sub>2</sub>	3,1×10 <sup>-2</sup>

Tabela 29: Valores da constante de proporcionalidade (K) na água a 25°C.

## Resumo

A solubilidade de líquidos e sólidos em solventes líquidos é pouco influenciada pela pressão.

A solubilidade dos gases aumenta com o aumento da pressão.

O princípio de Le Châtelier explica o comportamento do equilíbrio frente ao aumento da pressão diminuindo o número de moléculas gasosas e aumentando a quantidade de soluto na solução fazendo com que a pressão final fique próxima da pressão inicial antes da perturbação.

A lei de Henry expressa a proporcionalidade entre a solubilidade de um gás em um líquido e sua pressão parcial.

# Aula 39

## *45. Propriedades coligativas das soluções e soluções de eletrólitos.*

### *Propriedades coligativas das soluções*

Propriedades coligativas são propriedades físicas que dependem da concentração do soluto na solução e não da natureza química do mesmo. Estas propriedades estão relacionadas com a tendência de escape apresentada pelas moléculas do solvente em sair de uma fase para outra. Nesta aula iremos trabalhar com soluções cujos solutos não reagem com as moléculas do solvente e não são voláteis.

As propriedades coligativas que iremos estudar são: Abaixamento da pressão de vapor, a elevação do ponto de ebulição, a diminuição do ponto de congelamento e a pressão osmótica.

### *Abaixamento da pressão de vapor*

A pressão de vapor da solução é menor do que a do solvente puro. Isto se deve, pois a tendência de escape do solvente em sua solução diminui. A presença do soluto na solução faz o número de moléculas do solvente na superfície diminuir e conseqüentemente diminui o número de moléculas do solvente que vão para a fase gasosa. Quanto maior a concentração do soluto na solução, menor a pressão de vapor da solução. A Lei de Raoult relaciona o abaixamento da pressão de vapor da solução e a concentração do solvente:

$$P_{sol} = X_{solv} \times P_{solv}$$

Onde:  $P_{sol}$  é a pressão de vapor da solução;  $X_{solv}$  é a fração em quantidade de matéria do solvente e  $P_{solv}$  é a pressão de vapor do solvente puro.

A Lei de Raoult é válida para soluções diluídas de maneira que estas possam ser consideradas soluções ideais.

### *Elevação do ponto de ebulição*

A adição de um soluto não-volátil ao solvente faz com que o ponto de ebulição da solução resultante seja maior se comparado ao solvente puro. A tendência de escape do solvente diminui na presença do soluto na solução. A pressão de vapor da solução diminui de maneira que é necessária uma temperatura maior para que o ponto de ebulição desta solução seja alcançado. Para uma solução diluída a elevação do ponto de ebulição está relacionada com a molalidade das moléculas do soluto.

$$(T_e)_{\text{solução}} - (T_e)_{\text{solvente}} = \Delta T_e = K_e \times m$$

Onde:  $T_e$  é a temperatura do ponto de ebulição e o  $\Delta T_e$  é a elevação do ponto de ebulição;  $K_e$  é a constante molar de elevação do ponto de ebulição e  $m$  é a molalidade do soluto.

### *Diminuição do ponto de congelamento*

Nas duas propriedades coligativas estudadas anteriormente, a tendência de escape apresentada pelo solvente estava relacionada com a tendência das moléculas do solvente em sair do estado líquido para o gasoso. O mesmo raciocínio é agora utilizado para explicar a diminuição do ponto de congelamento de uma solução. Neste caso o soluto é insolúvel na fase sólida do solvente.

Para congelar um solvente é necessário que a temperatura seja baixa o suficiente para que os cristais deste solvente comecem a se formar. Com a adição de um soluto a tendência de escape das moléculas do solvente em passar da fase líquida para a fase sólida diminui, conseqüentemente é necessária uma temperatura mais baixa para que ocorra o congelamento da solução. A relação entre a diminuição do ponto de congelamento e a molalidade é expressa pela equação abaixo:

$$(T_c)_{\text{solução}} - (T_c)_{\text{solvente}} = \Delta T_c = K_c \times m$$

Onde:  $T_c$  é a temperatura do ponto de congelamento e o  $\Delta T_c$  é a diminuição do ponto de congelamento;  $K_c$  é a constante molar de diminuição do ponto de congelamento e  $m$  é a molalidade do soluto.

## *Pressão osmótica*

Para que possamos entender o que é pressão osmótica, é necessário sabermos o que vem a ser osmose. Osmose é o movimento resultante do movimento das moléculas do solvente da solução menos concentrada para a solução mais concentrada. Neste processo os dois meios podem estar separados por uma membrana semipermeável ou quando estão em um sistema fechado tal movimento pode ocorrer via fase gasosa.

Pressão osmótica é a pressão necessária para prevenir a osmose e a equação que descreve tal situação lembra a equação do gás ideal:

$$\pi = c \times R \times T$$

Onde:  $c$  é a concentração em quantidade de matéria;  $R$  é a constante dos gases e  $T$  é a temperatura.

As pressões osmóticas produzidas por comparação de soluções diluídas são altas, por exemplo, uma solução de concentração 1,0 mol/L possui pressão osmótica igual a 22,4 atm.

### *Resumo*

Propriedades coligativas são propriedades físicas que dependem da concentração do soluto na solução e não da natureza química do mesmo.

Tendência de escape é a capacidade apresentada pelas moléculas do solvente em sair de uma fase para outra.

Quanto maior a concentração do soluto na solução, menor a pressão de vapor da solução.

A adição de um soluto não-volátil ao solvente faz com que o ponto de ebulição da solução resultante seja maior se comparado ao solvente puro.

Com a adição de um soluto a tendência de escape das moléculas do solvente em passar da fase líquida para a fase sólida diminui, conseqüentemente é necessária uma temperatura mais baixa para que ocorra o congelamento da solução.



# Questões - Módulo X

01) As interações soluto-solvente mais importantes na obtenção de uma solução entre tetracloreto de carbono e benzeno são:

- a) Forças de London.
- b) Ligações de hidrogênio.
- c) Íon-Dipolo.
- d) Dipolo-Dipolo.
- e) Íon-Dipolo induzido

02) A porcentagem em massa de sulfato de sódio em uma solução contendo 11,7g de sulfato de sódio em 443g de água é de:

- a) 4,54%.
- b) 6,02%.
- c) 3,12%.
- d) 5,33%.
- e) 2,57%.

03) A água do mar contém 0,0079g do cátion estrôncio por kilograma de água. A concentração deste cátion medida em ppm é de:

- a) 9,0.
- b) 7,9.
- c) 6,5.
- d) 2,3.
- e) 4,7.

04) A pressão de vapor da água acima de uma solução preparada pela adição de 15,0g de lactose a 100,0g de água a 303K é de:

- a) 40,6 torr.
- b) 27,2 torr.
- c) 10,8 torr.
- d) 31,6 torr.
- e) 52,0 torr.

05) A concentração em quantidade de matéria (c) de uma solução contendo 25,5g de fenol em 495g de etanol é igual a:

Dados: Densidade do fenol =  $1,07\text{g/cm}^3$ ; densidade do etanol =  $0,7894\text{g/cm}^3$ .

- a) 0,987 mol/L.
- b) 0,856 mol/L.
- c) 0,416 mol/L.
- d) 0,543 mol/L.
- e) 0,613 mol/L.

06) Ao abirmos uma garrafa de refrigerante, imediatamente o gás dióxido de carbono contido no meio começa a escapar. Este comportamento se deve:


- a) a diminuição da solubilidade do gás no refrigerante.
- b) ao aumento da temperatura do refrigerante que expulsa o gás do meio.
- c) ao aumento da solubilidade do gás no refrigerante.
- d) a diminuição da densidade do refrigerante.
- e) ao aumento da concentração do gás no meio.

07) A massa molar de uma substância orgânica, cuja solução aquosa não-eletrolítica diluída é preparada pela dissolução de 2,35g desta substância em água até formar 0,250L de solução, possuindo pressão osmótica de 0,605 atm a  $25^\circ\text{C}$  é de:

- a) 306 g/mol.
- b) 412 g/mol.
- c) 320 g/mol.
- d) 450 g/mol.
- e) 376 g/mol.

08) São preparadas 03 soluções aquosas a 10% em massa dos seguintes compostos: glicose, sacarose e etilenoglicol. Se colocarmos os pontos de ebulição destas soluções em ordem crescente, o resultado será:

- a) glicose < sacarose < etilenoglicol.
- b) sacarose < glicose < etilenoglicol.
- c) etilenoglicol < sacarose < glicose.
- d) glicose < etilenoglicol < sacarose.
- e) sacarose < etilenoglicol < glicose.



09) Com relação a molalidade ( $m$ ) e a concentração em quantidade de matéria ( $c$ ), podemos dizer que:

- a) ambas independem da temperatura.
- b) a molalidade depende da temperatura e a concentração em quantidade de matéria não.
- c) a quantidade de matéria em ambas às concentrações é dividida pelo volume da solução.
- d) a molalidade independe da temperatura e a concentração em quantidade de matéria sim.
- e) a quantidade de matéria em ambas às concentrações é dividida pela massa da solução.

10) Com relação à redução do ponto de congelamento e o aumento do ponto de ebulição das soluções, podemos dizer que:

- a) independem do efeito coletivo das partículas do soluto.
- b) independem da concentração das partículas do soluto.
- c) dependem da concentração das partículas do soluto.
- d) não diferem se comparados ao solvente puro.
- e) não é possível quantificar tais efeitos.

# Gabaritos

## Módulo I

- |      |       |
|------|-------|
| 1) B | 7) B  |
| 2) A | 8) A  |
| 3) C | 9) B  |
| 4) B | 10) E |
| 5) D | 11) B |
| 6) B | 12) E |

## Módulo II

- |      |       |
|------|-------|
| 1) B | 6) A  |
| 2) A | 7) A  |
| 3) C | 8) E  |
| 4) B | 9) B  |
| 5) B | 10) D |

## Módulo III

- |      |       |
|------|-------|
| 1) A | 6) E  |
| 2) C | 7) D  |
| 3) E | 8) D  |
| 4) C | 9) B  |
| 5) E | 10) B |

## Módulo IV

- |      |       |
|------|-------|
| 1) C | 6) B  |
| 2) E | 7) A  |
| 3) C | 8) D  |
| 4) C | 9) A  |
| 5) E | 10) D |

## Módulo V

- |      |       |
|------|-------|
| 1) B | 6) B  |
| 2) E | 7) B  |
| 3) D | 8) E  |
| 4) D | 9) E  |
| 5) A | 10) C |

## Módulo VI

- |      |       |
|------|-------|
| 1) B | 6) A  |
| 2) A | 7) C  |
| 3) C | 8) E  |
| 4) E | 9) B  |
| 5) D | 10) C |

## Módulo VII

- |      |       |
|------|-------|
| 1) A | 6) D  |
| 2) B | 7) D  |
| 3) B | 8) B  |
| 4) E | 9) A  |
| 5) C | 10) C |

## Módulo VIII

- |      |       |
|------|-------|
| 1) E | 6) A  |
| 2) S | 7) E  |
| 3) B | 8) B  |
| 4) D | 9) D  |
| 5) C | 10) C |

## Módulo IX

- |      |       |
|------|-------|
| 1) B | 6) A  |
| 2) D | 7) E  |
| 3) A | 8) B  |
| 4) C | 9) D  |
| 5) E | 10) C |

## Módulo X

- |      |       |
|------|-------|
| 1) A | 6) A  |
| 2) E | 7) E  |
| 3) B | 8) B  |
| 4) D | 9) D  |
| 5) C | 10) C |









9 788599 128060 >

[www.neaad.ufes.br](http://www.neaad.ufes.br)  
(27) 4009 2208

