



rede  
**e-Tec**  
Brasil

# Química I

*Leonardo Lopes da Costa*



INSTITUTO FEDERAL DE  
EDUCAÇÃO, CIÊNCIA E TECNOLOGIA  
GOIÁS  
Campus Inhumas

**Inhumas - GO**  
**2012**

Presidência da República Federativa do Brasil  
Ministério da Educação  
Secretaria de Educação Profissional e Tecnológica

© Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia de Goiás  
Este Caderno foi elaborado em parceria entre o Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia de Goiás/IFG-Inhumas e a Universidade Federal de Santa Maria para o Sistema Escola Técnica Aberta do Brasil – Rede e-Tec Brasil.

**Equipe de Elaboração – Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia de Goiás/IFG-Inhumas**

**Reitor**

Paulo César Pereira/IFG-Inhumas

**Diretor Geral**

Cleiton José da Silva/IFG-Inhumas

**Coordenador Institucional**

Daniel Aldo Soares/IFG-Inhumas

**Professor-autor**

Leonardo Lopes da Costa/IFG-Inhumas

**Equipe Técnica**

Renata Luiza da Costa/IFG-Inhumas

Rodrigo Cândido Borges/IFG-Inhumas

Shirley Carmem da Silva/IFG-Inhumas

Viviane Margarida Gomes/IFG-Inhumas

**Comissão de Acompanhamento e Validação  
Colégio Técnico Industrial de Santa Maria/CTISM**

**Coordenador Institucional**

Paulo Roberto Colusso/CTISM

**Coordenação Técnica**

Iza Neuza Teixeira Bohrer/CTISM

**Coordenação de Design**

Erika Goellner/CTISM

**Revisão Pedagógica**

Andressa Rosemárie de Menezes Costa/CTISM

Francine Netto Martins Tadielo/CTISM

Marcia Migliore Freo/CTISM

**Revisão Textual**

Daiane Siveris/CTISM

Lourdes Maria Grotto de Moura/CTISM

Vera da Silva Oliveira/CTISM

**Revisão Técnica**

Viviane Dal Molin/CTISM

**Ilustração**

Marcel Santos Jacques/CTISM

Rafael Cavalli Viapiana/CTISM

**Diagramação**

Gustavo Schwendler/CTISM

Leandro Felipe Aguilar Freitas/CTISM

Máira Rodrigues/CTISM

Máuren Fernandes Massia/CTISM

Ficha catalográfica elaborada por Maria Aparecida Rodrigues de Souza  
CRB 1/1497 – bibliotecária do IFG – Campus Inhumas

**C838q** Costa, Leonardo Lopes da  
Química I / Leonardo Lopes da Costa. -- Inhumas: IFG; Santa Maria: Universidade Federal de Santa Maria, 2012  
107 p. : il.  
Bibliografia.

Caderno elaborado em parceria entre o Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia de Goiás/IFG-Inhumas e a Universidade Federal de Santa Maria para o Sistema Escola Técnica Aberta do Brasil – e-Tec Brasil.

1. Química - Princípios. 2. Produção de álcool - Brasil. 3. Produção de Açúcar - Brasil. I. Título.

CDD 540

# Apresentação e-Tec Brasil

Prezado estudante,

Bem-vindo ao e-Tec Brasil!

Você faz parte de uma rede nacional pública de ensino, a Escola Técnica Aberta do Brasil, instituída pelo Decreto nº 6.301, de 12 de dezembro 2007, com o objetivo de democratizar o acesso ao ensino técnico público, na modalidade a distância. O programa é resultado de uma parceria entre o Ministério da Educação, por meio das Secretarias de Educação a Distância (SEED) e de Educação Profissional e Tecnológica (SETEC), as universidades e escolas técnicas estaduais e federais.

A educação a distância no nosso país, de dimensões continentais e grande diversidade regional e cultural, longe de distanciar, aproxima as pessoas ao garantir acesso à educação de qualidade, e promover o fortalecimento da formação de jovens moradores de regiões distantes dos grandes centros geograficamente ou economicamente.

O e-Tec Brasil leva os cursos técnicos a locais distantes das instituições de ensino e para a periferia das grandes cidades, incentivando os jovens a concluir o ensino médio. Os cursos são ofertados pelas instituições públicas de ensino e o atendimento ao estudante é realizado em escolas-polo integrantes das redes públicas municipais e estaduais.

O Ministério da Educação, as instituições públicas de ensino técnico, seus servidores técnicos e professores acreditam que uma educação profissional qualificada – integradora do ensino médio e educação técnica, – é capaz de promover o cidadão com capacidades para produzir, mas também com autonomia diante das diferentes dimensões da realidade: cultural, social, familiar, esportiva, política e ética.

Nós acreditamos em você!

Desejamos sucesso na sua formação profissional!

Ministério da Educação  
Janeiro de 2010

Nosso contato  
[etecbrasil@mec.gov.br](mailto:etecbrasil@mec.gov.br)





# Indicação de ícones

Os ícones são elementos gráficos utilizados para ampliar as formas de linguagem e facilitar a organização e a leitura hipertextual.



**Atenção:** indica pontos de maior relevância no texto.



**Saiba mais:** oferece novas informações que enriquecem o assunto ou “curiosidades” e notícias recentes relacionadas ao tema estudado.



**Glossário:** indica a definição de um termo, palavra ou expressão utilizada no texto.



**Mídias integradas:** sempre que se desejar que os estudantes desenvolvam atividades empregando diferentes mídias: vídeos, filmes, jornais, ambiente AVEA e outras.



**Atividades de aprendizagem:** apresenta atividades em diferentes níveis de aprendizagem para que o estudante possa realizá-las e conferir o seu domínio do tema estudado.



# Sumário

<b>Palavra do professor-autor</b> .....	<b>9</b>
<b>Apresentação da disciplina</b> .....	<b>11</b>
<b>Projeto instrucional</b> .....	<b>13</b>
<b>Aula 1 – A matéria e suas características</b> .....	<b>15</b>
1.1 Importância da química.....	15
1.2 Conceitos básicos.....	15
1.3 Fases de agregação da matéria.....	16
1.4 Classificações da matéria.....	19
1.5 Transformações da matéria.....	22
1.6 Propriedades da matéria.....	23
<b>Aula 2 – Estrutura atômica da matéria</b> .....	<b>27</b>
2.1 Os primeiros modelos atômicos.....	27
2.2 Modelo atômico de Thomson.....	28
2.3 Modelo atômico de Rutherford.....	29
2.4 Modelo atômico de Bohr.....	32
2.5 Modelo atômico atual.....	36
<b>Aula 3 – Tabela periódica e as propriedades periódicas</b> .....	<b>43</b>
3.1 Tabela periódica.....	43
3.2 História da tabela periódica.....	43
3.3 Propriedades aperiódicas.....	49
3.4 Propriedades periódicas.....	49
<b>Aula 4 – Ligações químicas</b> .....	<b>57</b>
4.1 Ligações entre átomos.....	57
4.2 Conceitos básicos.....	57
4.3 Teoria do octeto.....	58
4.4 Ligação iônica ou eletrovalente.....	59
4.5 Ligação covalente.....	62
4.6 Ligação metálica.....	65

<b>Aula 5 – Geometria e a polaridade das moléculas</b> .....	<b>69</b>
5.1 Conceitos básicos.....	69
5.2 Polaridade de ligação.....	73
5.3 Polaridade de moléculas.....	75
5.4 Forças intermoleculares.....	76
5.5 Pontos de fusão (PF) e ebulição (PE) das substâncias moleculares.....	79
<b>Aula 6 – Funções inorgânicas</b> .....	<b>83</b>
6.1 Dissociação e ionização.....	83
6.2 Grau de ionização ou dissociação ( $\alpha$ ).....	84
6.3 Função ácido (conceito de Arrhenius).....	84
6.4 Função base ou hidróxido (conceito de Arrhenius).....	89
6.5 Função sal.....	92
6.6 Função óxido.....	95
6.7 Função peróxidos.....	98
<b>Aula 7 – Equilíbrio químico</b> .....	<b>101</b>
7.1 Conceitos básicos.....	101
7.2 Equilíbrio químico.....	102
7.3 Velocidade das reações.....	103
7.4 Constante de equilíbrio.....	103
7.5 Grau de equilíbrio ( $\alpha$ ).....	104
<b>Referências</b> .....	<b>106</b>
<b>Currículo do professor-autor</b> .....	<b>107</b>

## Palavra do professor-autor

Este material de estudo foi elaborado com o intuito de levar a você aluno conhecimentos básicos sobre a disciplina de Química. Nele apresentamos conteúdos que serão utilizados ao longo do curso e em atividades relacionadas com a produção de açúcar e álcool. Conceitos de matéria, estrutura atômica da matéria, propriedades periódicas dos elementos, ligações químicas, geometria molecular, funções inorgânicas e equilíbrio químico são explicitados ao longo desse material. É de fundamental importância, que você aluno, se dedique em seus estudos para que seja formada uma base sólida que será de grande importância no desenrolar do curso técnico de açúcar e álcool. Caro estudante, espero que você tenha sucesso em sua caminhada ao longo dos próximos anos.

Um abraço.  
Leonardo Lopes da Costa





# Apresentação da disciplina

Química é a ciência que estuda a composição, propriedades das diferentes formas de matérias, as suas transformações e variações de energia.

A química é uma ciência que se relaciona com outras áreas da ciência como a Biologia, Física, Medicina e Ciências Agrárias onde a mesma pode ser utilizada, por exemplo, para melhorar a acidez do solo.

Levando em conta o quanto a Química é útil pode-se afirmar que sem os seus conhecimentos e aplicações diversas seria impossível a vida que se tem hoje.

A disciplina de Química I tem por finalidade formar os alunos do curso Técnico de Açúcar e Álcool, aonde os mesmos irão adquirir conhecimentos que serão de fundamental importância para o desenvolvimento do curso e para sua vida profissional.

A disciplina é dividida em uma parte teórica, a qual é desenvolvida tanto em ambiente virtual e presencial, e uma parte prática onde serão desenvolvidas aulas práticas laboratoriais.

No decorrer do curso estudaremos a matéria e suas propriedades, a estrutura atômica da matéria, bem como a classificação e propriedades dos elementos químicos. Por fim estudaremos as diversas funções inorgânicas e uma introdução ao equilíbrio químico.

Desejo a todos bons estudos.



# Projeto instrucional

**Disciplina:** Química I (carga horária: 60h).

**Ementa:** Desenvolvimento da aprendizagem significativa de conceitos e princípios da química. Identificação de materiais, substâncias, separação, constituição e simbologia; modelos atômicos; elementos, interação e agricultura. Equilíbrio químico; dar condições para que o aluno tenha conhecimento do mundo físico, da teoria atômica, das substâncias e funções químicas, das leis, teorias e postulados.

AULA	OBJETIVOS DE APRENDIZAGEM	MATERIAIS	CARGA HORÁRIA (horas)
1. A matéria e suas características	Apresentar os conceitos básicos da matéria, bem como suas características, transformações e propriedades principais.	Ambiente virtual: plataforma <i>moodle</i> ; Apostila didática.	10
2. Estrutura atômica da matéria	Conhecer a estrutura atômica da matéria a partir dos modelos atômicos, e analisar por que surgiram vários modelos.	Ambiente virtual: plataforma <i>moodle</i> ; Apostila didática.	10
3. Tabela periódica e as propriedades periódicas	Entender a construção da tabela periódica, como usá-la e suas características.	Ambiente virtual: plataforma <i>moodle</i> ; Apostila didática.	08
4. Ligações químicas	Entender por que e como os átomos se ligam.	Ambiente virtual: plataforma <i>moodle</i> ; Apostila didática.	10
5. Geometria e a polaridade das moléculas	Mostrar como os pares de elétrons das ligações estão diretamente relacionados com a geometria e polaridade molecular e, também, como esses elétrons interagem entre si, formando algumas forças intermoleculares que interferem nos pontos de fusão e ebulição e em outras propriedades das moléculas.	Ambiente virtual: plataforma <i>moodle</i> ; Apostila didática.	10
6. Funções inorgânicas	Mostrar as funções inorgânicas das substâncias químicas, bem como as principais características que definem em qual das funções as substâncias se enquadram.	Ambiente virtual: plataforma <i>moodle</i> ; Apostila didática.	08
7. Equilíbrio químico	Apresentar conceito de equilíbrio químico e sua importância em relação às reações químicas.	Ambiente virtual: plataforma <i>moodle</i> ; Apostila didática.	04



# Aula 1 – A matéria e suas características

## Objetivos

Apresentar os conceitos básicos da matéria, bem como suas características, transformações e propriedades principais.

## 1.1 Importância da química

Pode-se afirmar que tudo a nossa volta é química, pois todos os materiais que nos cercam passaram ou passam por algum tipo de transformação, como por exemplo, nossos alimentos naturais (frutas, verduras etc.) precisam de fertilizantes e pesticidas para sua produção. Ao mesmo tempo em que os fertilizantes nutrem a terra, prejudicam o ambiente. Uma lavoura é como um laboratório de química onde diversas transformações ocorrem.

Observando o ambiente ao nosso redor, é possível ver coisas as quais você pode pegar, como uma bola, lápis, caderno, alimentos; outras as quais você pode ver como a lua, as estrelas e, outras ainda, que pode apenas sentir, como o vento, a brisa. Colocando algumas dessas coisas em uma balança, é possível perceber que elas possuem uma quantidade de massa que está relacionada a um padrão preestabelecido.

## 1.2 Conceitos básicos

### 1.2.1 Matéria

Matéria é tudo aquilo que tem massa e ocupa lugar no espaço.

### 1.2.2 Corpo

Corpo é qualquer porção limitada de matéria.

Exemplo: madeira, fio de cobre, cubo de gelo, rocha.

### 1.2.3 Objeto

Objeto é um corpo fabricado ou elaborado para ter aplicações úteis ao homem.

Exemplos: mesa, lápis, estátua, cadeira, faca, martelo.

### 1.2.4 Energia

Energia é a capacidade de realizar trabalho, ou seja, tudo que pode causar modificação na matéria, como sua posição, fase de agregação, natureza química. A energia pode provocar ou anular movimentos e, ainda, causar sensações.

A matéria e a energia não podem ser criadas nem destruídas; podem somente ser transformadas, é o chamado Princípio da Conservação da Matéria e Energia.

## 1.3 Fases de agregação da matéria

A matéria é encontrada fundamentalmente em três fases de agregação, que podem se converter entre si: sólido, líquido e gasoso (ou vapor).

### 1.3.1 Fase sólida

A característica da fase sólida é a rigidez. A matéria apresenta maior organização de suas partículas constituintes, por possuir menor energia. Nessa fase, a matéria apresenta forma e volume próprios.



**Figura 1.1: Madeira-sólida**

Fonte: <http://www.melhorpapeldeparede.com/images/madeira-4123.htm>



### 1.3.2 Fase líquida

A característica da fase líquida é a fluidez. As partículas se apresentam desordenadas e com certa liberdade de movimento. Apresentam energia intermediária entre as fases sólida e gasosa. Possuem forma variável e volume próprio.

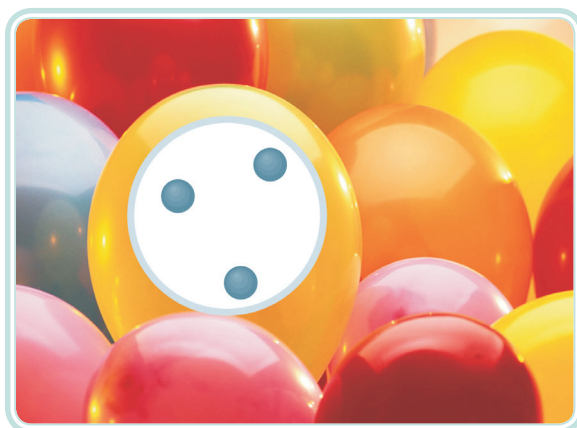


**Figura 1.2: Jarra de líquido**

Fonte: <http://sorridentsfranchising.wordpress.com/2010/04/19/suco-de-laranja-x-clareamento>

### 1.3.3 Fase gasosa

O que caracteriza a fase gasosa é a desordem e o caos. Existem grandes espaços entre as partículas as quais apresentam uma grande liberdade de movimento. A fase gasosa é a que apresenta a maior energia. O estado gasoso tem a característica de apresentar forma e volume variáveis.



**Figura 1.3: Balão cheio de gás**

Fonte: [http://profmarialuiza.vilabol.uol.com.br/estados\\_materia.htm](http://profmarialuiza.vilabol.uol.com.br/estados_materia.htm)

### 1.3.4 Mudanças de fases da matéria

O estado de agregação da matéria pode ser alterado por variações de temperatura e de pressão sem que seja alterada a composição da matéria.

Cada uma dessas mudanças de estado recebe uma denominação particular:

#### 1.3.4.1 Fusão

É a passagem da fase sólida para a líquida. Exemplo: derretimento do gelo.

#### 1.3.4.2 Vaporização

É a passagem da fase líquida para a fase gasosa.

Observação: a vaporização pode receber outros nomes, dependendo das condições em que o líquido se transforma em vapor.

- a) **Evaporação** – é a passagem lenta do estado líquido para o estado de vapor que ocorre predominantemente na superfície do líquido, sem causar agitação ou surgimento de bolhas no seu interior. Por isso, é um fenômeno de difícil visualização. Exemplo: bacia com água em um determinado local, roupas no varal.
- b) **Ebulição** – é a passagem rápida do estado líquido para o estado de vapor, geralmente obtida pelo aquecimento do líquido e percebida pela ocorrência de bolhas. Exemplo: fervura da água para preparação do café.

#### 1.3.4.3 Sublimação

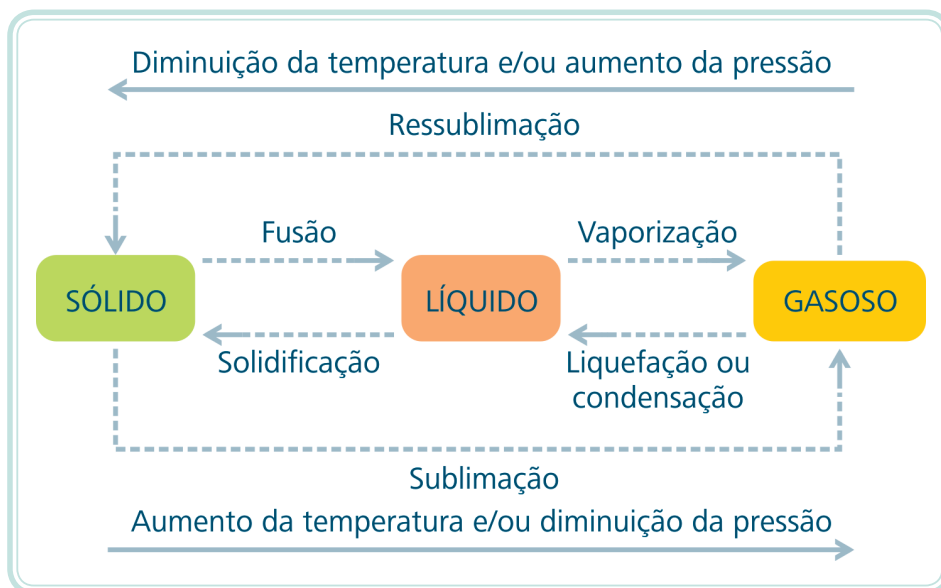
É a passagem da fase sólida diretamente para a fase gasosa e vice-versa. Exemplo: naftalina e o iodo.

#### 1.3.4.4 Liquefação ou condensação

É a passagem da fase gasosa para a fase líquida. Exemplo: nevoeiro.

#### 1.3.4.5 Solidificação

É a passagem da fase líquida para a fase sólida. Exemplo: água líquida formando o gelo.



**Figura 1.4: Esquema dos estados físicos da matéria**

Fonte: CTISM

## 1.3.5 Diferença entre gás e vapor

### 1.3.5.1 Vapor

Nome dado à matéria no estado gasoso, quando é capaz de existir em equilíbrio com o líquido ou com o sólido correspondente, podendo sofrer liquefação pela simples redução de temperatura ou aumento da pressão.

### 1.3.5.2 Gás

Fluido, elástico, impossível de ser liquefeito só por aumento de pressão ou só por diminuição de temperatura, o que o diferencia do vapor.

## 1.4 Classificações da matéria

### 1.4.1 Elemento químico

A cada elemento é dado um único símbolo químico. Os símbolos químicos com uma única letra são escritos em maiúsculo, por exemplo: H, B, C, N; para elementos escritos com duas letras a primeira letra é escrita maiúscula e a segunda minúscula, por exemplo: He, Be.

### 1.4.2 Composto

A maioria dos elementos se interage para formarem compostos. As proporções dos elementos nos compostos são as mesmas, independentemente de como o composto foi formado. Lei da Composição Constante (ou Lei das Proporções Definitivas): a composição de um composto puro é sempre a mesma.

### 1.4.3 Substâncias

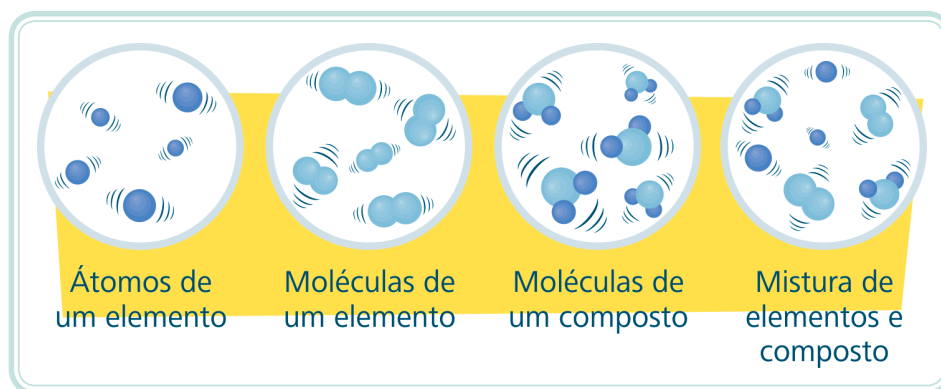
Como já vimos um conjunto de átomos com as mesmas propriedades químicas constitui um elemento químico, e cada substância é caracterizada por uma proporção constante desses elementos.

#### 1.4.3.1 Substância pura

Tipo de matéria formada por unidades químicas iguais sejam átomos, sejam moléculas, e por esse motivo apresentam propriedades físicas e químicas próprias.

As substâncias puras podem ser classificadas como:

- **Simples** – é a substância formada por um ou mais átomos de um mesmo elemento químico. Exemplo: gás hélio (He), gás oxigênio (O<sub>2</sub>).
- **Compostas** – é a substância formada por dois ou mais elementos químicos. Exemplo: gás cianídrico (HCN), água (H<sub>2</sub>O).



**Figura 1.5: Representação microscópica dos átomos, moléculas e a formação da mistura**  
Fonte: CTISM

### 1.4.4 Misturas

Mistura é formada por duas ou mais substâncias, cada uma delas sendo denominada componente. A maioria dos materiais que nos cercam são misturas.

#### 1.4.4.1 Tipos de misturas

Em relação ao aspecto visual de uma mistura, é possível classificá-la de acordo com o seu número de fases. Fase é cada uma das porções que apresenta aspecto visual homogêneo (uniforme), e o qual pode ser contínuo ou não, mesmo quando observado ao microscópio comum.

- **Mistura homogênea** – toda mistura que apresenta uma única fase.
- **Mistura heterogênea** – toda mistura que apresenta pelo menos duas fases.



Misturas homogêneas:  
<http://www.youtube.com/watch?v=6jKT7bQSZG0&feature=channel>

Misturas heterogêneas:  
[http://www.youtube.com/watch?v=yop50rJvZRQ&feature=channel\\_page](http://www.youtube.com/watch?v=yop50rJvZRQ&feature=channel_page)



**Figura 1.6: Mistura homogênea e heterogênea**

Fonte: CTISM

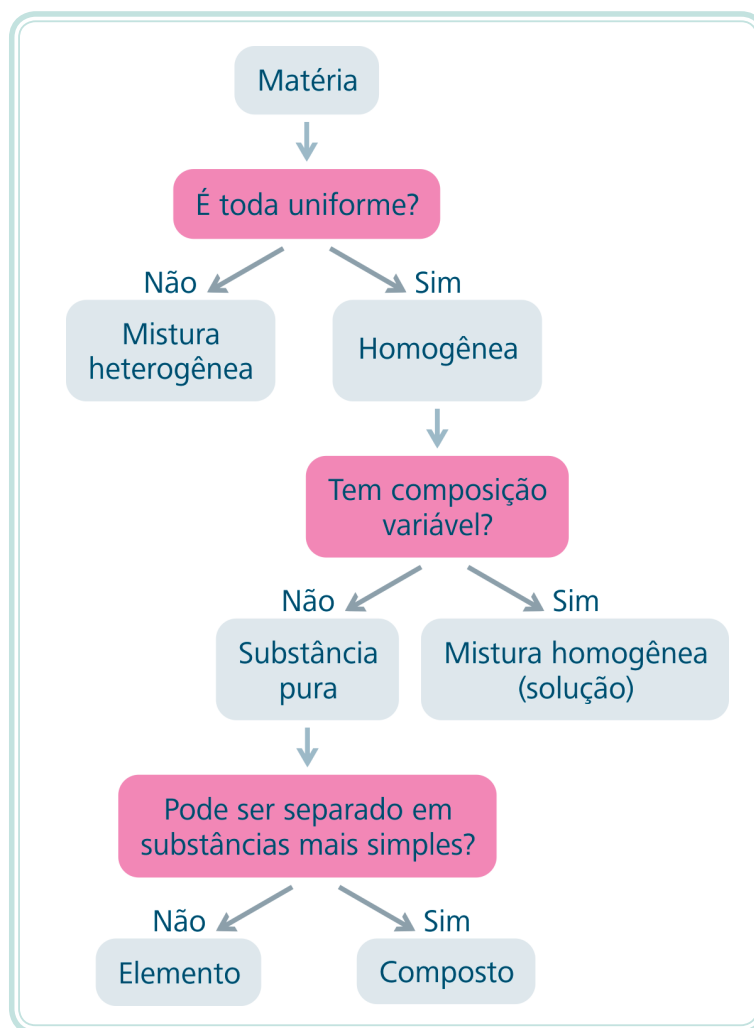
## 1.4.5 Sistemas

### 1.4.5.1 Sistemas homogêneos

Apresenta aspecto contínuo, ou seja, é constituído por uma única fase.

### 1.4.5.2 Sistemas heterogêneos

Apresenta apenas um aspecto descontínuo, ou seja, é constituído por mais de uma fase.



**Figura 1.7: Classificação da matéria**

Fonte: CTISM

## 1.5 Transformações da matéria

A matéria pode passar por transformações, que podem ser divididas em fenômenos físicos e fenômenos químicos.

No fenômeno físico, a composição da matéria não passa por alterações.

Exemplo: Folha de papel rasgada, gelo derretendo.

No fenômeno químico, a composição da matéria sofre alterações.

Exemplo: Folha de papel queimada, palha de aço enferrujada, o apodrecimento de um alimento, fabricação do pão.



## 1.6 Propriedades da matéria

Propriedades são características que, em conjunto, definem a espécie de matéria. Podemos dividi-las em três grupos: gerais, funcionais e específicas.

### 1.6.1 Propriedades gerais

São as propriedades inerentes a toda espécie de matéria.

#### 1.6.1.1 Massa

É a grandeza que usamos como medida da quantidade de matéria de um corpo ou de um objeto.

#### 1.6.1.2 Extensão

Espaço que a matéria ocupa, ou seja, seu volume.

#### 1.6.1.3 Impenetrabilidade

É o fato de que duas porções de matéria não podem ocupar o mesmo espaço ao mesmo tempo.

#### 1.6.1.4 Divisibilidade

Toda matéria pode ser dividida sem alterar a sua constituição (até certo limite).

#### 1.6.1.5 Compressibilidade

O volume ocupado por uma porção de matéria pode diminuir sob a ação de forças externas.

#### 1.6.1.6 Elasticidade

Se a ação de uma força causar deformação na matéria, até certo limite, ela poderá retornar à forma original.

### 1.6.2 Propriedades funcionais

São propriedades comuns a determinados grupos de matéria, identificadas pela função que desempenham. A Química se preocupa particularmente com essas propriedades. Podemos citar como exemplo de propriedades funcionais a acidez, a basicidade, a salinidade de algumas espécies de matéria.

### 1.6.3 Propriedades específicas

São propriedades individuais de cada tipo particular de matéria.

### 1.6.3.1 Organolépticas

São aquelas capazes de impressionar os nossos sentidos, como a cor, que impressiona a visão, o sabor e o odor, que impressionam o paladar e o olfato respectivamente, e a fase de agregação da matéria, que pode ser sólida (pó, pasta), líquida ou gasosa e que impressiona o tato.

### 1.6.3.2 Químicas

São propriedades responsáveis pelos tipos de transformação que cada matéria é capaz de sofrer. Por exemplo, o vinho pode se transformar em vinagre; o ferro pode se transformar em aço, mas o vinho não pode se transformar em aço nem o ferro em vinagre.

### 1.6.3.3 Físicas

São certos valores constantes, encontrados experimentalmente, para o comportamento de cada tipo de matéria, quando submetida a determinadas condições. Essas condições não alteram a constituição da matéria, por mais adversas que sejam. Por exemplo: sob a pressão de 1 atmosfera, a água passa de líquida para gasosa à temperatura de 100°C, sempre.

## Resumo

Nesta primeira aula estudamos o conceito de matéria e os diversos estados físicos em que ela se encontra: sólido, líquido e gasoso. Observamos que a matéria pode mudar de estado físico e que a mesma pode ter uma constituição homogênea e heterogênea. Por fim, estudamos as propriedades da matéria, as quais foram divididas em gerais, funcionais e específicas.



## Atividades de aprendizagem

1. Defina o que é matéria.
2. Esquematize o modo como a matéria muda de estado físico em decorrência da mudança de temperatura.
3. Quais dos fenômenos abaixo envolvem transformações químicas:
  - a) Combustão da gasolina
  - b) Fusão do gelo
  - c) Digestão dos alimentos

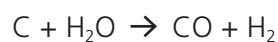
**d)** Acender um fósforo

**e)** Ferver a água

**f)** Formação da neve

**4.** Uma amostra de água com sal de cozinha tem o mesmo aspecto que o conteúdo de um copo que possui apenas água; por esse motivo, ambos são classificados como matérias homogêneas. Torna-se possível deduzir que o aspecto homogêneo de um material é suficiente para classificá-lo como mistura ou material puro?

**5.** Considerando-se a reação:



Entre reagentes e produtos estão presentes:

**a)** 2 substâncias simples e 2 compostas.

**b)** 1 substâncias simples e 3 compostas.

**c)** 3 substâncias simples e 1 compostas.

**d)** 4 substâncias simples.

**e)** 4 substâncias compostas.



# Aula 2 – Estrutura atômica da matéria

## Objetivos

Conhecer a estrutura atômica da matéria a partir dos modelos atômicos, e analisar por que surgiram vários modelos.

## 2.1 Os primeiros modelos atômicos

Filósofos da Grécia Antiga já admitiam que toda matéria fosse formada por minúsculas partículas indivisíveis que foram denominadas átomos (a palavra átomo, em grego, significa indivisível).

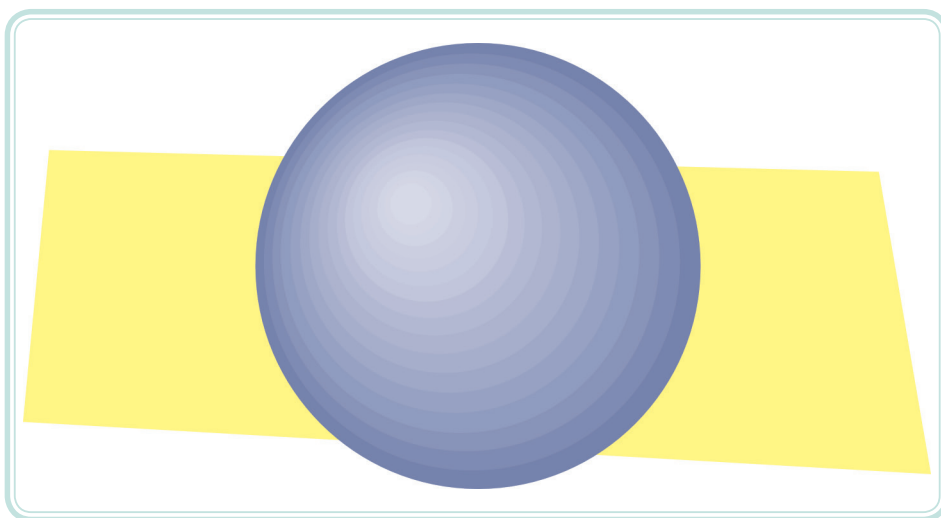
Ao longo dos séculos XIX e XX, cientistas esboçaram modelos do átomo, mas nenhum deles conseguiu ver como era exatamente o átomo. Os modelos serviam para explicar diversos resultados experimentais e possibilitando a realização de previsões. À medida que algum detalhe novo era descoberto, esboçava-se um novo modelo, com uma quantidade maior de detalhes.

Em 1803 o cientista inglês John Dalton esboçou um primeiro modelo atômico. Surgia então a teoria atômica clássica da matéria. Segundo essa teoria, quando olhamos, por exemplo, para um grãozinho de areia, devemos imaginá-lo como sendo formado por um aglomerado de um número enorme de átomos. Os postulados da Teoria Atômica de Dalton são:

- A matéria é formada por partículas extremamente pequenas chamadas átomos;
- Os átomos são esferas maciças, indestrutíveis e intransformáveis;
- Átomos que apresentam mesmas propriedades (tamanho, massa e forma) constituem um elemento químico;
- Átomos de elementos diferentes possuem propriedades diferentes;

- Os átomos podem se unir entre si, formando “átomos compostos”;
- Uma reação química nada mais é do que a união e separação de átomos;
- A teoria de Dalton não apenas explicava como eram os átomos, mas também como eles se combinavam. De acordo com sua teoria, átomos do mesmo elemento se repeliam e os diferentes que possuíam afinidade se atraíam.

As limitações do modelo de Dalton estavam na imposição de uma extrema simplicidade em relação ao mesmo e em não contemplar a natureza elétrica da matéria.

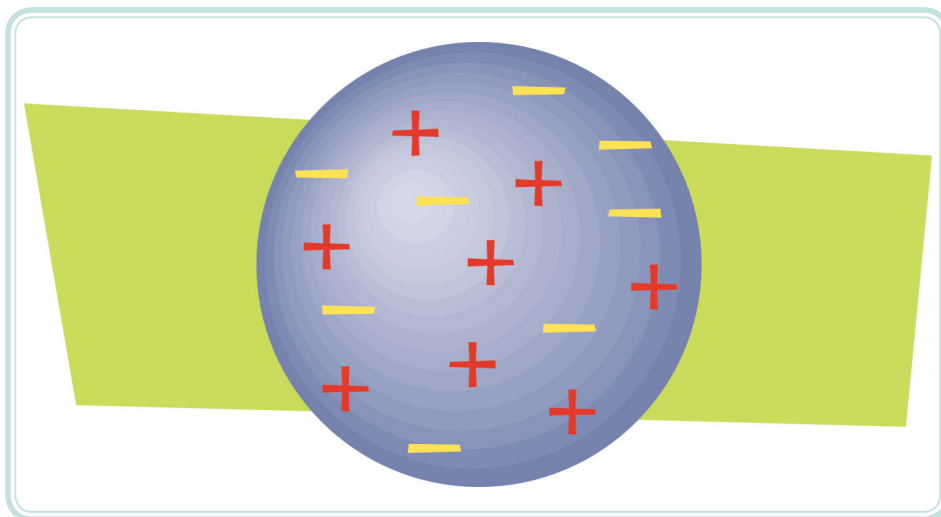


**Figura 2.1: Modelo atômico de John Dalton**  
Fonte: CTISM

## 2.2 Modelo atômico de Thomson

Em 1903, o cientista inglês Joseph J. Thomson, baseado em experiências realizadas com gases e que mostraram que a matéria era formada por cargas elétricas positivas e negativas, modificando o modelo atômico de Dalton. Segundo Thomson, o átomo seria uma esfera maciça e positiva com as cargas negativas distribuídas ao acaso, na esfera. A quantidade de cargas positivas e negativas seria igual e, dessa forma, o átomo seria eletricamente neutro. O modelo proposto por Thomson ficou conhecido como “pudim com passas”.





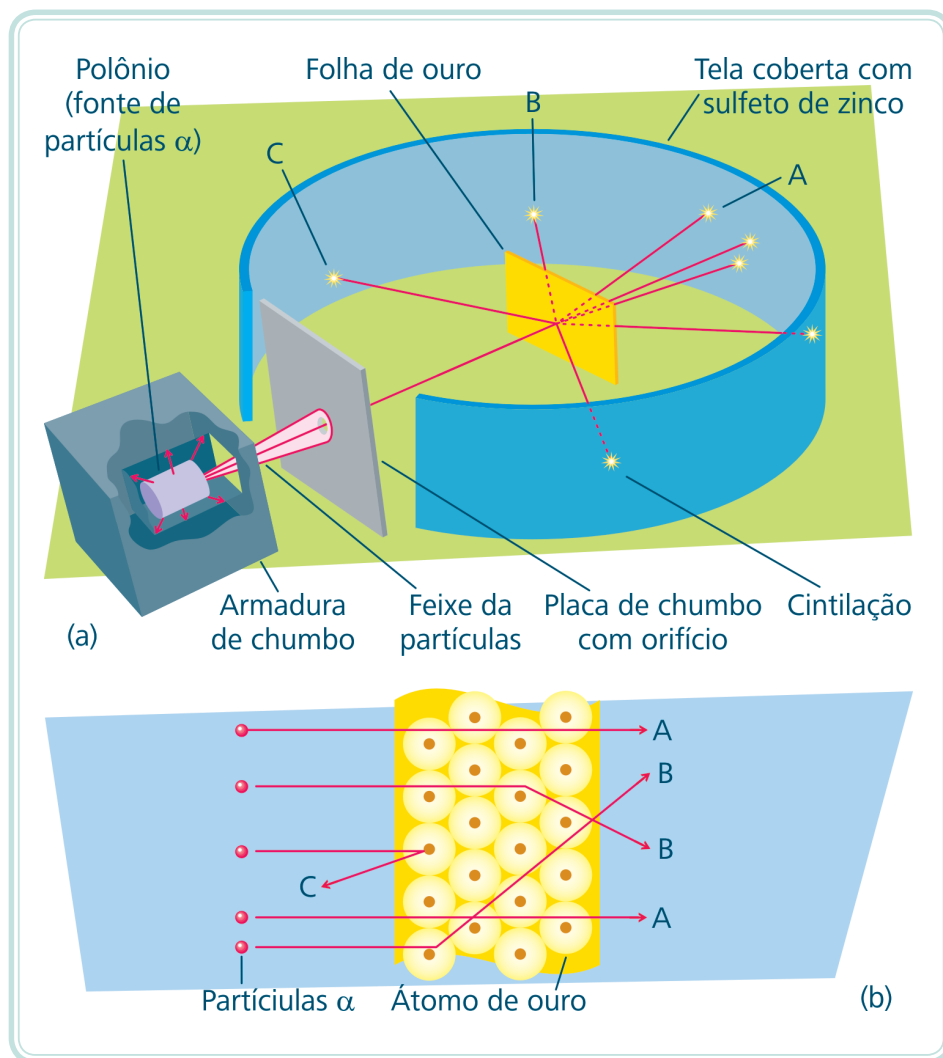
**Figura 2.2: Modelo atômico de Thomson**

Fonte: CTISM

A limitação do modelo de Thomson foi evidenciada por Rutherford.

## 2.3 Modelo atômico de Rutherford

Em 1911, o cientista neozelandês Ernest Rutherford, utilizando os fenômenos radiativos no estudo da estrutura atômica, descobriu que o átomo não seria uma esfera maciça, mas uma esfera formada por uma região central, chamada núcleo atômico e uma região externa ao núcleo chamada eletrosfera. No núcleo atômico estariam as partículas positivas, os prótons, e na eletrosfera as partículas negativas, os elétrons.



**Figura 2.3: Experiência de Rutherford**

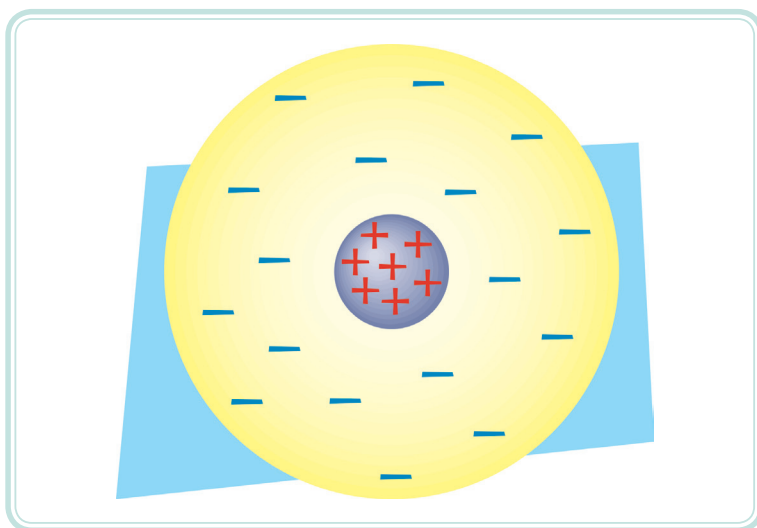
Fonte: CTISM

Para chegar a essas conclusões Rutherford e seus colaboradores bombardearam lâminas de ouro com partículas  $\alpha$  (2 prótons e 2 nêutrons) utilizando a aparelhagem esquematizada anteriormente.

De acordo com o modelo de Thomson, todas as partículas alfa deveriam atravessar a matéria. Rutherford observou que a grande maioria das partículas atravessava normalmente a lâmina de ouro que apresentava aproximadamente  $10^{-5}$  cm de espessura. Outras partículas sofriam pequenos desvios e outras, em número muito pequeno, batiam na lâmina e voltavam. O caminho seguido pelas partículas  $\alpha$  podia ser detectado pelas cintilações que elas provocavam no anteparo de sulfeto de zinco.

Comparando o número de partículas lançadas com o número de partículas que sofriam desvios, Rutherford calculou que o raio do átomo deveria ser 10.000 a 100.000 vezes maior do que o raio do núcleo, ou seja, o átomo seria formado por espaços vazios. Por esses espaços vazios a grande maioria das partículas atravessava a lâmina de ouro.

Os desvios sofridos pelas partículas eram devidos às repulsões elétricas entre o núcleo (positivo) e as partículas  $\alpha$  também positivas, que a ele se dirigiam. O modelo de Rutherford ficou parecido com o sistema solar, onde o sol seria o núcleo e os planetas seriam os elétrons.



**Figura 2.4: Modelo atômico de Rutherford**

Fonte: CTISM

### 2.3.1 Partículas elementares

A experiência de Rutherford mostrou que no núcleo atômico além do próton deveria existir outra partícula. Esta foi descoberta em 1932 pelo cientista inglês James Chadwick e recebeu o nome de nêutron.

Prótons, elétrons e nêutrons são as principais partículas presentes num átomo. Elas são chamadas partículas elementares ou subatômicas e suas principais características são:

**Quadro 2.1: Principais características das partículas elementares**

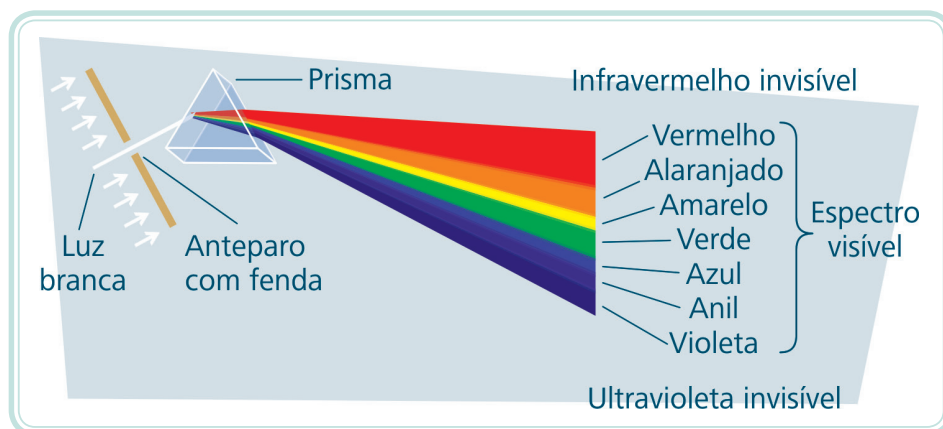
Partícula	Massa (grama)	Massa relativa	Carga elétrica (Coulomb)	Carga relativa
Próton (p+)	$1,7 \cdot 10^{-24}$	1	$+1,6 \cdot 10^{-19}$	+1
Nêutron (n <sup>0</sup> )	$1,7 \cdot 10^{-24}$	1	0	0
Elétron (e-)	$9,1 \cdot 10^{-28}$	1/1840	$-1,6 \cdot 10^{-19}$	-1

Observe que as partículas presentes no núcleo atômico apresentam a mesma massa e que ela é praticamente 2.000 vezes maior do que a massa do elétron. A massa de um átomo está praticamente concentrada numa região extremamente pequena do átomo: o núcleo atômico.

A quantidade atômica de prótons e elétrons presentes num átomo é a mesma, o que faz com que ele seja eletricamente neutro.

## 2.4 Modelo atômico de Bohr

Em 1913, o físico dinamarquês Niels Bohr, ao estudar espectros de emissão de certas substâncias, modificou o modelo de Rutherford. No início do século XX, era fato conhecido que a luz branca (luz solar, por exemplo) podia ser decomposta em diversas cores. Isso é conseguido fazendo com que a luz, passe por um prisma. No caso da decomposição da luz solar obtém-se um espectro chamado espectro contínuo. Ele é formado por ondas eletromagnéticas visíveis e invisíveis (radiação, ultravioleta e infravermelho). Na parte visível desse espectro não ocorre distinção entre as diferentes cores, mas uma gradual passagem de uma para outra. O arco-íris é um exemplo de espectro contínuo onde a luz solar é decomposta pelas gotas de água presentes na atmosfera. Como a cada onda eletromagnética está associada certa quantidade de energia, a decomposição da luz branca produz ondas eletromagnéticas com toda quantidade de energia.



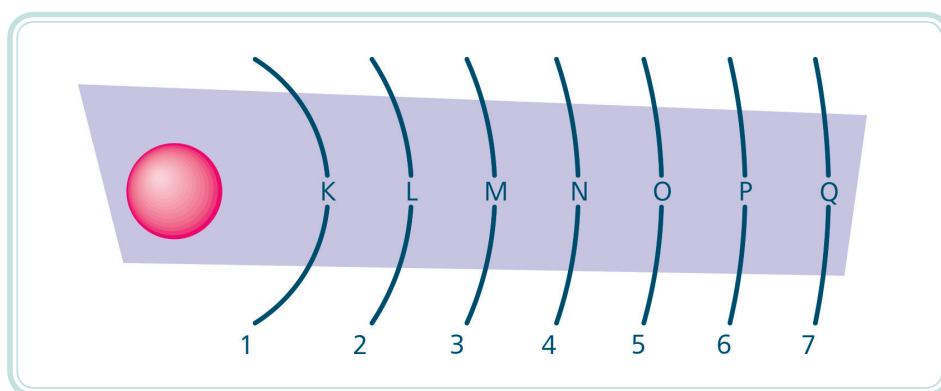
**Figura 2.5: Decomposição da luz solar formando um espectro contínuo no visível e invisível**  
Fonte: CTISM

No entanto, se a luz que atravessar o prisma for de uma substância como hidrogênio, sódio, neônio, será obtido um espectro descontínuo. Ele é caracterizado por apresentar linhas coloridas separadas. Em outras palavras, somente

alguns tipos de radiações luminosas são emitidas, isto é, somente radiações com valores determinados de energia são emitidas.

Baseado nessas observações experimentais, Bohr elaborou um novo modelo atômico cujos postulados são:

- Na eletrosfera os elétrons não se encontram em qualquer posição. Eles giram ao redor do núcleo em órbitas fixas e com energia definida. As órbitas são chamadas camadas eletrônicas, representadas pelas letras K, L, M, N, O, P e Q a partir do núcleo, ou níveis de energia representados pelos números 1, 2, 3, 4... respectivamente (números quânticos principais);



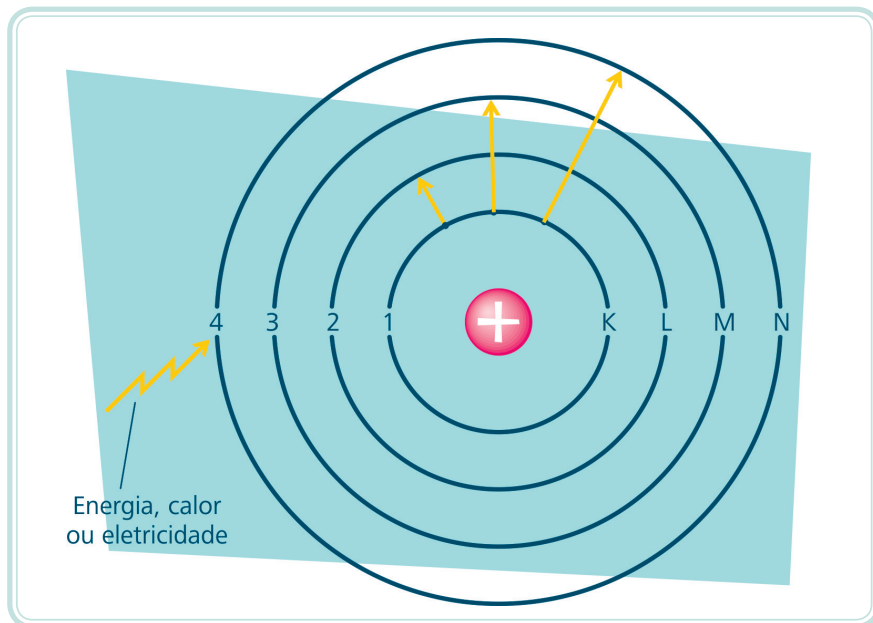
**Figura 2.6: Representação das camadas eletrônicas**

Fonte: CTISM



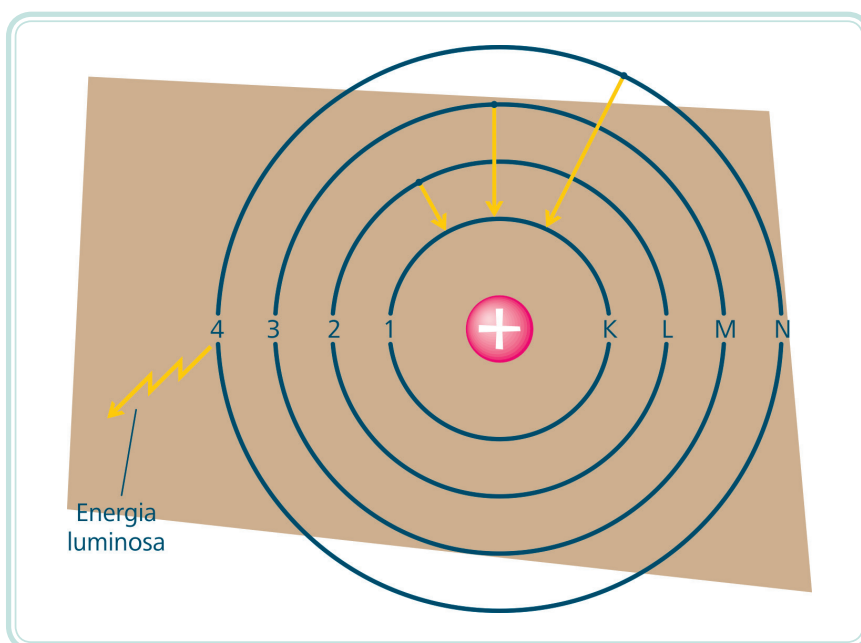
[http://www.labvirtq.fe.usp.br/simulacoes/quimica/sim\\_qui\\_showatomico.htm](http://www.labvirtq.fe.usp.br/simulacoes/quimica/sim_qui_showatomico.htm)

- Os elétrons, ao se movimentarem numa camada eletrônica, não absorvem nem emitem energia;
- Os elétrons de um átomo tendem a ocupar as camadas eletrônicas mais próximas do núcleo, isto é, as que apresentam menor quantidade de energia;
- Um átomo está no estado fundamental, quando seus elétrons ocupam as camadas menos energéticas;
- Quando um átomo recebe energia (térmica ou elétrica), o elétron pode saltar para uma camada mais externa (mais energética). Nessas condições o átomo se torna instável. Dizemos que o átomo se encontra num estado excitado;



**Figura 2.7: Representação do elétron de um átomo quando esse recebe energia**  
 Fonte: CTISM

- Os elétrons de um átomo excitado tendem a voltar para as camadas de origem. Quando isso ocorre, ele devolve, sob a forma de onda eletromagnética, a energia que foi recebida na forma de calor ou eletricidade.



**Figura 2.8: Representação da volta do elétron para sua camada de origem liberando energia**  
 Fonte: CTISM

Os postulados apresentados permitem explicar a existência dos espectros de emissão descontínuos onde o elétron ocupa determinadas órbitas em que as transições eletrônicas (ida e volta do elétron) ocorrem em número pequeno, o que acaba produzindo somente alguns tipos de radiação eletromagnética e não todas como no espectro contínuo.

O modelo de Bohr ampliou de maneira significativa o modelo proposto por Rutherford, retirando a sua grande limitação: a instabilidade. Além disso, esse modelo teve a capacidade de explicar com sucesso o espectro do átomo de hidrogênio. Porém, apesar de ser realmente grande esse sucesso, logo apareceram sérias limitações. A principal estava no fato de não ser possível prever, com precisão, as linhas dos espectros de átomos com mais de um elétron.

## 2.4.1 Conceitos

### 2.4.1.1 Próton

Partícula nuclear com carga positiva igual, em grandeza, à do elétron. Junto com o nêutron, está presente em todos os núcleos atômicos (exceto o do hidrogênio, que não tem nêutron). A massa de um próton é de  $1,6726 \times 10^{-27}$  kg, ou seja, 1.836 vezes a do elétron. O número atômico de um elemento indica o número de prótons em seu núcleo e determina de que elemento se trata.

### 2.4.1.2 Nêutron

É uma das partículas fundamentais que compõem a matéria. Sua massa é de  $1,675 \times 10^{-27}$  kg, aproximadamente 0,125% maior que a do próton. Não tem carga elétrica. É uma partícula constituinte de todos os núcleos, exceto o do hidrogênio comum. Os nêutrons livres, que formam parte de um núcleo, são produzidos em reações nucleares. Quando é expulso do núcleo, o nêutron é instável e se desintegra para dar lugar a um próton, a um elétron e a um neutrino. O uso de feixes de nêutrons é uma ferramenta importante em campos tão diversos quanto o da paleontologia, da arqueologia e a da história da arte.

### 2.4.1.3 Elétron

Tipo de partícula elementar que, junto com os prótons e os nêutrons, forma os átomos e as moléculas. Intervém em uma grande variedade de fenômenos. Os elétrons têm uma massa em repouso de  $9,109 \times 10^{-31}$  kg e uma carga elétrica negativa de  $1,602 \times 10^{-19}$  *Coulomb*.

## 2.5 Modelo atômico atual

A teoria de Bohr explicava muito bem o que ocorria com o átomo de hidrogênio, mas mostrou-se inadequada para esclarecer os espectros atômicos de outros átomos com dois ou mais elétrons.

Os estudos sobre foto emissão de Einstein levaram a interpretação de que a luz apresentava caráter duplo. Dependendo do experimento, a luz poderia se comportar como partícula (fóton) ou onda (radiação). Para explicar o efeito fotoelétrico, é necessário considerar que a luz tem sua energia quantizada e “trocada” em quantidades unitárias, que chamamos de fótons, enquanto fenômenos como interferência e difração à luz são explicados apenas considerando que a luz se desloca na forma de ondas. Essa característica dual é chamada dualidade onda-partícula.

Baseado nas idéias de Einstein para o fóton, de Broglie partiu da hipótese de que os elétrons seriam ondas estacionárias com comprimento de onda:

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

Onde:  $h$  é a constante de *Planck* e  $p$  a quantidade de movimento do elétron. Sendo assim, o elétron pode ser interpretado como uma onda de matéria e pode sofrer reflexão, difração, interferência e polarização como qualquer outra onda.

Desta maneira considerando que o elétron se comporte como onda, não é possível especificar a posição de uma onda em um dado instante, ou seja, podemos determinar seu comprimento de onda, sua energia, e mesmo a sua amplitude, porém não há possibilidade de dizer exatamente onde está o elétron.

Além disso, considerando-se o elétron uma partícula, esta é tão pequena que, se tentássemos determinar sua posição e velocidade num determinado instante, os próprios instrumentos de medição iriam alterar essas determinações.

Assim, Werner Heisenberg em 1927 enunciou o chamado Princípio da Incerteza:

Não é possível determinar a velocidade e a posição de um elétron, simultaneamente, num mesmo instante.



Em 1926, Erwin Schrödinger, devido à impossibilidade de calcular a posição exata de um elétron na eletrosfera, desenvolveu uma equação de ondas (equação muito complexa, envolvendo cálculo avançado), que permitia determinar a probabilidade de encontrarmos o elétron numa dada região do espaço.

Assim, temos que a região do espaço onde é máxima a probabilidade de encontrarmos o elétron é chamada de orbital.

## 2.5.1 Números quânticos

Números quânticos descrevem as energias dos elétrons nos átomos. Em um mesmo átomo não existem dois elétrons com os mesmos números quânticos.

Schrödinger propôs que cada elétron em um átomo tem um conjunto de quatro números quânticos que determinam sua energia e o formato da sua nuvem eletrônica. São eles:

### 2.5.1.1 Número quântico principal (n)

O número quântico principal está associado à energia de um elétron e indica em que nível de energia está o elétron. Quando n aumenta, a energia do elétron aumenta e, na média, ele se afasta do núcleo. O número quântico principal (n) assume valores inteiros, começando por 1.

$$n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7... \\ K, L, M, N, O, P, Q$$

### 2.5.1.2 Número quântico secundário (L)

Cada nível energético é constituído de um ou mais subníveis, que são representados pelo número quântico secundário, associado ao formato geral da nuvem eletrônica.

Como os números quânticos n e L estão relacionados, os valores do número quântico L serão números inteiros, começando por 0 (zero) e indo até um máximo de (n - 1).

$$L = 0, 1, 2, \dots (N - 1)$$

Para os átomos conhecidos, teremos:

$$L = 0, 1, 2, 3$$

s, p, d, f (tipo de subnível)

O número máximo de elétrons em cada subnível é:

Subnível	s	p	d	f
Nº máximo de elétrons	2	6	10	14

### 2.5.1.3 Número quântico magnético (m)

Está associado à região de máxima probabilidade de se encontrar o elétron, denominada orbital.

Cada orbital comporta no máximo 2 elétrons e é representado graficamente por caixinhas (□). Os orbitais estão relacionados com os subníveis; por esse motivo, os valores de **m** variam de  $-L$  a  $+L$ .

Quadro 2.2: Números quânticos magnéticos para os subníveis		
Tipo de subnível	Valores de m	Quantidade de orbitais
s	0	1
p	-1, 0, +1	3
d	-2, -1, 0, +1, +2	5
f	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7

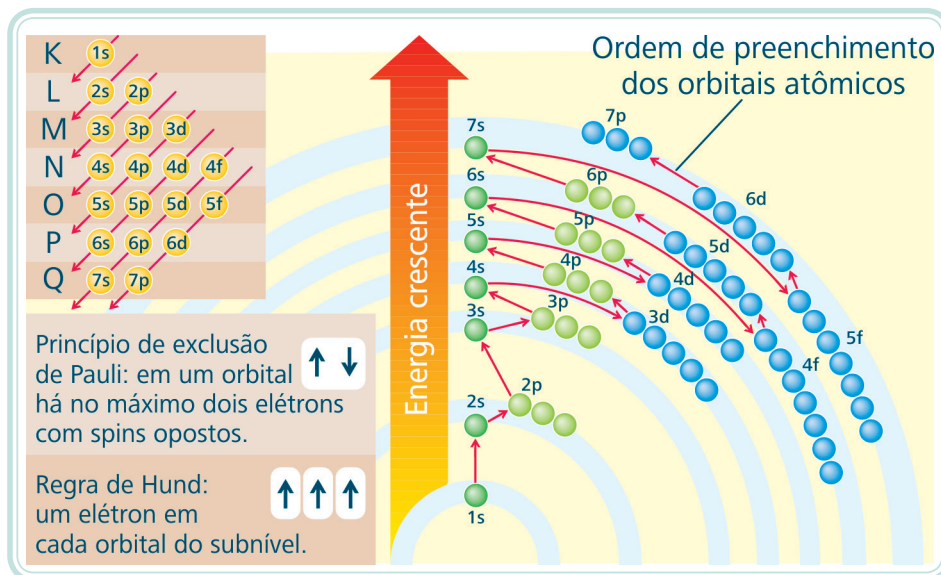
### 2.5.1.4 Número quântico spin (s)

Indica a orientação do elétron ao redor do seu próprio eixo. Como existem apenas dois sentidos possíveis, este número quântico assume apenas os valores  $-\frac{1}{2}$  e  $+\frac{1}{2}$ , indicando a probabilidade do 50% de o elétron estar girando em um sentido ou no outro.

## 2.5.2 Distribuição eletrônica

A distribuição (configuração) eletrônica nos descreve o arranjo dos elétrons em um átomo, fornecendo o número de elétrons em cada nível principal e subnível. Os elétrons preenchem os subníveis em ordem crescente de energia. Um subnível deve estar totalmente preenchido para, depois, iniciarmos o preenchimento do subnível seguinte.

O cientista Linus Pauling formulou um diagrama que possibilita distribuir os elétrons em ordem crescente de energia dos níveis e subníveis.



**Figura 2.9: Diagrama de Linus Pauling**

Fonte: CTISM

O sentido das flechas indica os subníveis e níveis em ordem crescente de energia.

A distribuição eletrônica em orbitais deve ser feita de acordo com dois conceitos:

- **Princípio da exclusão de Pauli** – num orbital existe no máximo 2 elétrons com spins opostos.
- **Regra de Hund** – os orbitais de um mesmo subnível são preenchidos de modo que se obtenha o maior número possível de elétrons isolados (desemparelhados).

### 2.5.2.1 Distribuição eletrônica em átomos neutros

Para fazermos a distribuição eletrônica de um átomo neutro, devemos conhecer o seu número atômico ( $Z$ ) e, conseqüentemente, seu número de elétrons, distribuindo-os em ordem crescente de energia dos subníveis, segundo o **diagrama de Pauling**.

Exemplos:

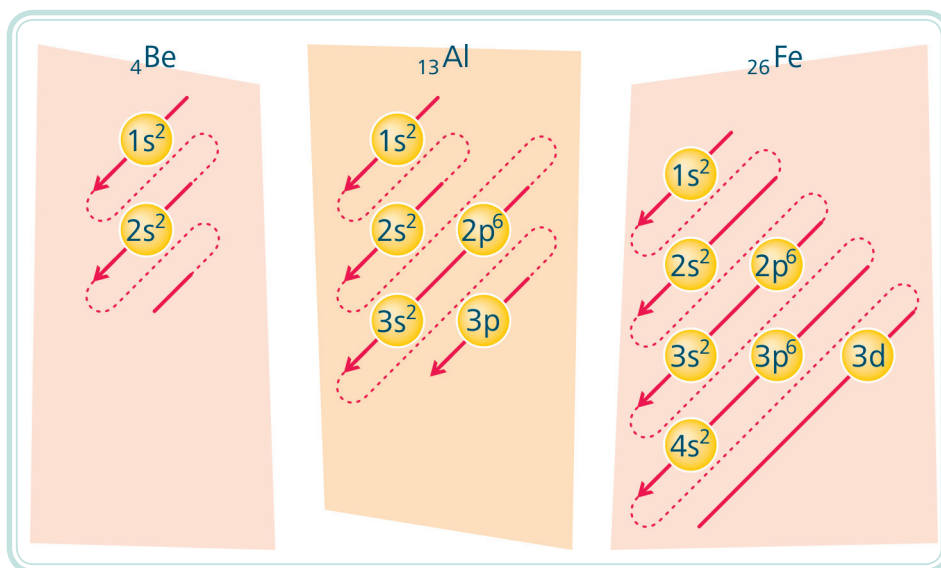
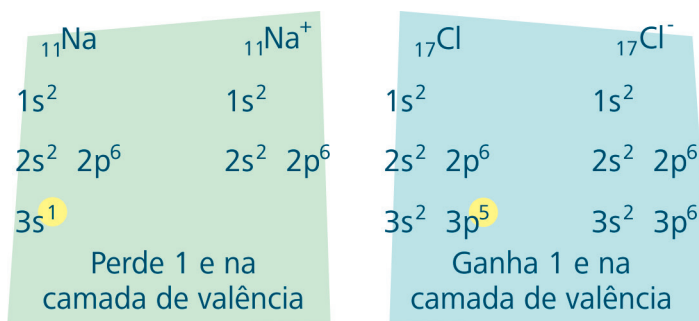


Figura 2.10: Exemplos utilizando o diagrama de Pauling

Fonte: CTISM

### 2.5.2.2 Distribuição eletrônica em íons

A distribuição eletrônica de íons é semelhante à dos átomos neutros. Lembrando que um íon é formado a partir da perda ou ganho de elétrons que ocorre com um átomo e que os elétrons serão retirados ou recebidos sempre da última camada eletrônica (mais externa), chamada camada de valência, e não do subnível mais energético. Teremos, por exemplo, a seguinte distribuição para o íon  $\text{Na}^+$  e o  $\text{Cl}^-$ :



## Resumo

Nesta aula foram abordadas as diversas teorias da evolução atômica, como a teoria de Dalton, Thomson, Rutherford e Bohr. Ao final, foi possível observar como o átomo é constituído e de que maneira os elétrons estão dispostos ao redor do núcleo atômico.

## Atividades de aprendizagem



1. Relacione os nomes dos cientistas às alternativas a seguir: Dalton, Thomson, Chadwick, Rutherford, Niels Bhor.

- a) É o descobridor do nêutron.
- b) Seu modelo atômico era semelhante a uma bola de bilhar.
- c) Seu modelo atômico era semelhante a um pudim de passas.
- d) Criou um modelo para o átomo semelhante ao sistema solar.
- e) Os elétrons giram em torno do núcleo em determinadas orbitas.

2. Faça a distribuição eletrônica em subníveis de energia:

a)  ${}_{8}\text{O}$

b)  ${}_{35}\text{Br}$

c)  ${}_{11}\text{Na}$

d)  ${}_{40}\text{Zr}$

3. Indique a alternativa que representa um conjunto de números quânticos permitido:

a)  $n=3; L=0; m=1; S=+\frac{1}{2}$

b)  $n=3; L=4; m=1; S=+\frac{1}{2}$

c)  $n=3; L=3; m=0; S=+\frac{1}{2}$

d)  $n=3; L=2; m=1; S=+\frac{1}{2}$

e)  $n=4; L=0; m=3; S=-\frac{1}{2}$

4. A alternativa que mostra corretamente a quantidade máxima de elétrons do terceiro nível e do subnível com  $L = 1$  é:

a) 8 e 2

b) 6 e 18

c) 18 e 16

d) 2 e 8

e) 18 e 2

5. Uma boa descrição para o elétron no modelo atômico atual é considerá-lo como:

a) Uma partícula que gira ao redor do núcleo em órbitas circulares ou elípticas.

b) Uma partícula estática.

c) Tendo um comportamento dualístico: partícula-onda.

d) Uma radiação eletromagnética semelhante aos raios X.

# Aula 3 – Tabela periódica e as propriedades periódicas

## Objetivos

Entender a construção da tabela periódica, como usá-la e suas características.

### 3.1 Tabela periódica

Já tentou procurar na lista o nome de um agrotóxico sem saber o nome dele? Não é tão difícil quanto parece. Quem souber consultar o índice de assuntos, encontrará o agrotóxico por sua classificação e não precisará folhear o catálogo do início ao fim. Consultar a tabela periódica é parecido.

Na tabela periódica, os elementos estão organizados em ordem crescente de números atômicos. Ela é organizada por colunas, denominadas grupos, e linhas horizontais, denominadas períodos. Os grupos correspondem a conjuntos de elementos cujos átomos formam substâncias com propriedades físicas e/ou químicas semelhantes.

Em uma lavoura, os vegetais são constituídos de substâncias formadas por átomos de vários elementos químicos retirados do solo. Conhecendo as características dos elementos através da tabela periódica podem-se conhecer quais estão presente nos vegetais, no solo interferindo diretamente de maneira positiva no desenvolvimento de novas tecnologias.

### 3.2 História da tabela periódica

Nos anos iniciais de 1800, os cientistas já conheciam um número considerável de elementos, inclusive algumas de suas propriedades químicas e físicas. Surgiu, então, a necessidade de se organizarem os elementos em uma tabela, de modo a se obterem grupos de elementos que apresentassem propriedades químicas semelhantes.

Vários trabalhos foram produzidos nesse sentido, mas, dois deles, realizados independentemente, tiveram valor fundamental no desenvolvimento do

conceito de periodicidade química para construir a tabela periódica dos elementos. Foram os trabalhos efetuados por Lothar Meyer (alemão) e Dimitri Ivanovich Mendeleev (russo).

Ambos listaram os elementos em ordem crescente de suas massas atômicas e observaram que, quando várias propriedades eram representadas graficamente em função da massa atômica, se obtinha, para cada caso, uma curva periódica.

O trabalho realizado por Mendeleev foi tão profundo e minucioso que acabou sendo utilizado como base da tabela periódica moderna, chegando a prever a existência de elementos ainda não conhecidos na época, como o gálio (chamado por ele de Eka-alumínio) e o germânio (Eka-silício), prevendo suas propriedades com grande precisão.

Comparando a tabela formulada por Mendeleev e a tabela periódica atual, encontramos três situações nas quais os elementos se encontram fora da sequência crescente em relação à massa atômica: o argônio (39,948) antecede o potássio (39,098); o cobalto (58,933) antecede o níquel (58,693); e o telúrio (127,60) antecede o iodo (126,90).

Estas divergências foram resolvidas, em 1914, por um inglês, H. G. J. Moseley, que, a partir do estudo dos espectros de emissão de vários elementos, conseguiu determinar a quantidade de prótons que cada elemento químico possuía.

Com a determinação do número de prótons (número atômico  $Z$ ) de cada elemento, ele pôde comprovar que as propriedades periódicas eram em função do número atômico crescente e não da massa atômica, como tinha sido estabelecido por Mendeleev.

A Lei Periódica é estabelecida nestes termos:

“As propriedades dos elementos químicos são uma função periódica do número atômico”.

Isso significa que, quando os elementos são ordenados em ordem crescente de números atômicos, observa-se uma repetição periódica de suas propriedades.





### 3.2.1 Classificação periódica dos elementos

Os elementos encontram-se dispostos em ordem crescente de número atômico, e suas posições são estabelecidas por suas distribuições eletrônicas.

A tabela periódica atual é formada por:



Sete linhas horizontais, chamadas de períodos. Cada período, exceto o primeiro, começa com um metal alcalino e termina exceto o último que ainda se encontra incompleto, com um gás nobre.

No 6º período, incluir a série dos lantanídeos e no 7º, a série dos actinídeos que estão indicados abaixo da tabela.

As 18 colunas verticais são denominadas de grupos ou famílias. Os elementos que pertencem a uma mesma família apresentam propriedades semelhantes.

As famílias são designadas pelas letras A e B e denominadas de subgrupo. O grupo é indicado por algarismo romano de I a VIII. Por exemplo, o Escândio (Sc) pertence ao grupo III, subgrupo B, ou simplesmente IIIB, enquanto o Boro (B) pertence ao grupo III, subgrupo A, ou simplesmente IIIA. Recentemente, a *American Chemical Society* recomendou a substituição dos algarismos romanos por números de 1 a 18, para indicar as famílias da tabela periódica.

Por exemplo: o magnésio pertence à família IIA ou 2; o carbono, à família IVA ou 14.

Algumas famílias recebem denominações especiais:

- IA ou 1 = metais alcalinos
- IIA ou 2 = metais alcalino-terrosos
- IIIA ou 13 = família do boro
- IVA ou 14 = família do carbono
- VA ou 15 = família do nitrogênio
- VIA ou 16 = calcogênios

- VIIA ou 17 = halogênios
- VIIIA ou 18 = gases nobres

O hidrogênio não pertence à família dos metais alcalinos e não se encaixa em nenhum outro grupo, uma vez que possui propriedades diferentes de todos os demais elementos químicos.

**Elementos naturais** – são encontrados na natureza.

**Elementos artificiais** – são produzidos em laboratórios.

Os elementos artificiais são classificados em:

**Cisurânicos** – apresentam número atômico abaixo do urânio ( $Z = 92$ ). São: o tecnécio ( $Z = 43$ ), astato ( $Z = 85$ ), frâncio ( $Z = 87$ ) e o promécio ( $Z = 61$ ).

**Transurânicos** – apresentam número atômico acima do urânio ( $Z = 92$ ). O urânio é o último elemento natural, portanto todos os elementos com número atômico acima do urânio são artificiais.

Os elementos, na tabela periódica, também podem ser classificados como:

### 3.2.1.1 Metais

Representam mais de 70% dos elementos da tabela, sendo a eletropositividade (tendência de doar elétrons) a principal característica. São bons condutores de calor e eletricidade e sua condutividade elétrica diminui com o aumento da temperatura; são dúcteis e maleáveis; sólidos à temperatura ambiente, com exceção do mercúrio que é líquido. Geralmente apresentam menos de quatro elétrons na camada de valência. Como consequência, esses elementos possuem tendência para perder elétrons (oxidação), transformando-se em íons positivos (cátions).

### 3.2.1.2 Não metais

Representa cerca de 11% da tabela. Não são maleáveis nem dúcteis e têm como principal característica a eletronegatividade (tendência a receber elétrons). Esses elementos não conduzem corrente elétrica ou calor (são isolantes). Em geral apresentam quatro ou mais elétrons na última camada. Assim, possuem tendência para receber elétrons (redução), tornando-se íons negativos (ânions).

Sólidos: C, P, S, Se, I

Líquido: Br

Gasoso: H, N, O, F, Cl

Os elementos hidrogênio, nitrogênio, oxigênio, flúor, cloro, bromo e iodo não são encontrados livres na natureza, e sim combinados, formando moléculas ou substâncias simples.

### 3.2.1.3 Semimetais

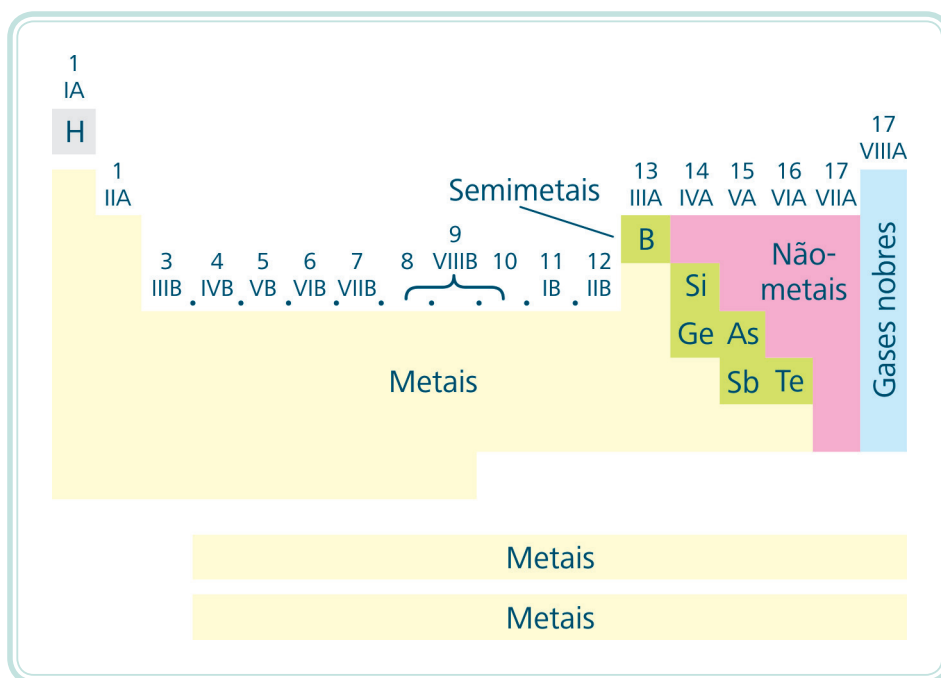
Possuem propriedades intermediárias entre as de um metal e um não metal. Sua condutividade elétrica é pequena e tende a aumentar com a elevação da temperatura, são todos sólidos em temperatura ambiente. São seis os elementos considerados semimetais: boro (B) sílico (Si), germânio (Ge), arsênio (As), antimônio (Sb) e telúrio (Te). Segundo a classificação atual, essa classe não é mais usada. Alguns elementos são classificados como metais, outros como ametais.

### 3.2.1.4 Gases nobres

São os elementos de maior estabilidade química da tabela periódica, em virtude da configuração eletrônica de suas camadas de valência, que se completam com oito elétrons (regra do octeto) ou com dois elétrons (caso exclusivo do He).

- **Elementos representativos** – os elementos dos grupos 1 e 2 e os de 13 a 18 são chamados de representativos e seus dois primeiros elementos, exceto no caso do grupo 18, são denominados típicos, por apresentarem bem as propriedades químicas dos demais componentes de seus grupos. Os átomos desses elementos constituem a maior parte das substâncias que nos rodeiam.
- **Elementos de transição** – os elementos dos grupos de 3 a 12 são chamados elementos de transição, pois as suas substâncias possuem propriedades entre os dois primeiros grupos dos elementos representativos e os grupos dos elementos representativos logo a seguir.

Os elementos das duas linhas separadas da tabela periódica pertencem, respectivamente, ao sexto a ao sétimo períodos e são denominados lantanídeos e actinídeos ou elementos de transição interna.



[http://www.fsc.ufsc.br/~tati/webfisica/extra/template6\\_tabelaperiodica.swf](http://www.fsc.ufsc.br/~tati/webfisica/extra/template6_tabelaperiodica.swf)

**Figura 3.2: Classificação dos elementos na tabela periódica**

Fonte: CTISM

### 3.3 Propriedades aperiódicas

São propriedades que só aumentam ou só diminuem à medida que crescem os números atômicos.

#### 3.3.1 Massa atômica

Aumenta com o número atômico.

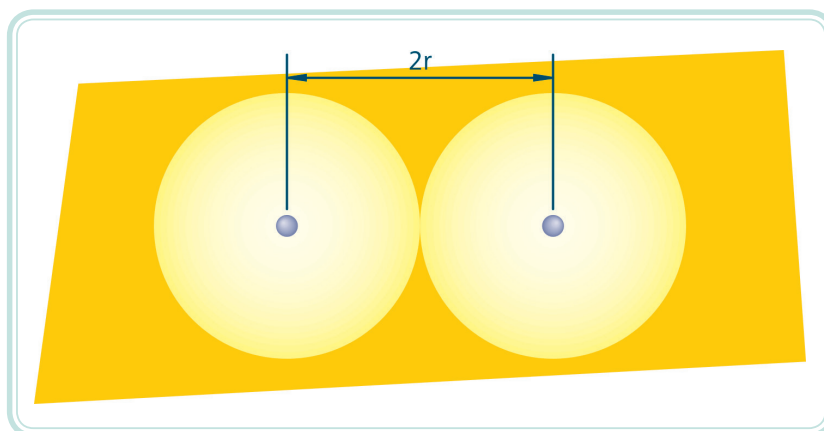
#### 3.3.2 Calor específico

Diminui à medida que o número atômico aumenta.

### 3.4 Propriedades periódicas

São as propriedades que variam em função do número atômico, atingindo valores máximos e mínimos, de acordo com o período ocupado pelos elementos.

### 3.4.1 Raio atômico



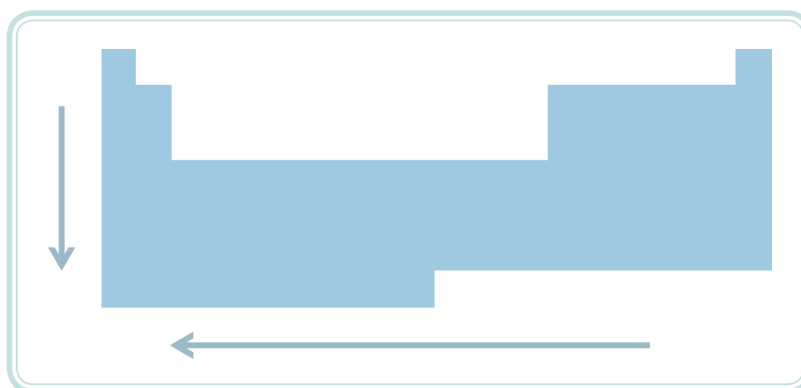
**Figura 3.3: Representação de como medir o raio atômico (r)**

Fonte: CTISM

Observando a dificuldade de se medir o tamanho do raio de um átomo isolado, em que a eletrosfera não possui um limite bem definido, o raio atômico pode ser calculado considerando-se o empacotamento em sólidos de átomos iguais, definindo as distâncias entre os núcleos. Portanto, considera-se o raio atômico como sendo a metade da distância entre os núcleos de dois átomos vizinhos e iguais.

O raio atômico cresce nas famílias (ou grupos) no sentido em que cresce o número atômico e, nos períodos, no sentido em que decresce o número atômico.

Quanto maior o número de camadas de um átomo, maior o seu raio atômico.



**Figura 3.4: Sentido de crescimento do raio atômico nos períodos e grupos**

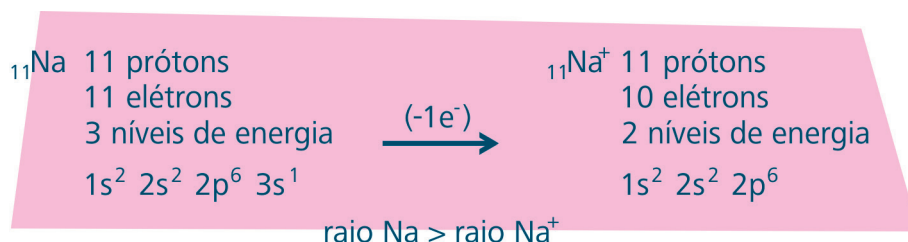
Fonte: CTISM

## 3.4.2 Raios iônicos

### 3.4.2.1 Raio de cátion

Quando um átomo perde elétron, a repulsão da nuvem eletrônica diminui, diminuindo o seu tamanho, inclusive pode ocorrer perda do último nível de energia e, quanto menor a quantidade de níveis, menor o raio.

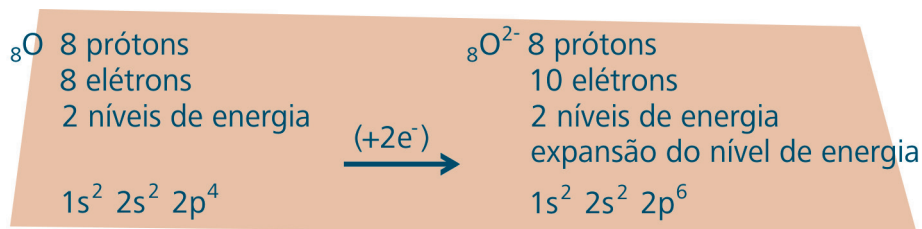
Portanto: raio do átomo > raio do cátion



### 3.4.2.2 Raio do ânion

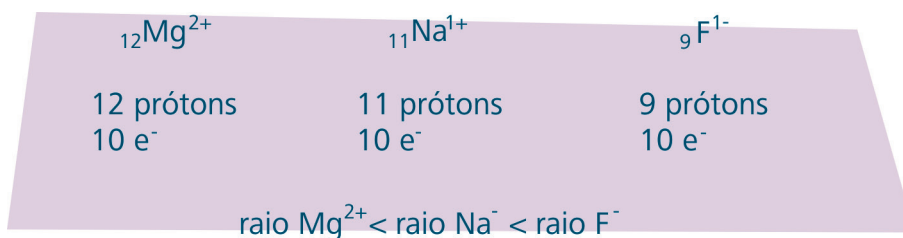
Quando um átomo ganha elétron, aumenta a repulsão da nuvem eletrônica, aumentando o seu tamanho.

Portanto: raio do átomo < raio do ânion



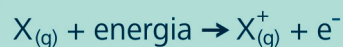
### 3.4.2.3 Íons isoeletrônicos

Íons isoeletrônicos são os que apresentam igual número de elétrons e, portanto, o número de níveis é o mesmo. Assim, quanto maior for o número atômico, maior será a atração do núcleo pela eletrosfera, e menor o raio.

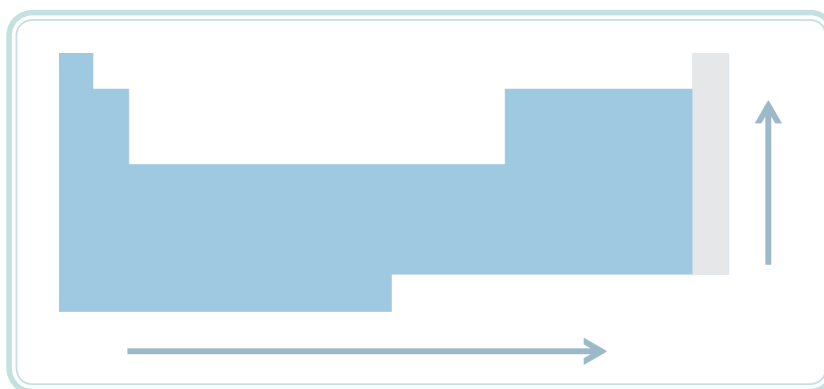


### 3.4.3 Energia de ionização

É a energia necessária para retirar um elétron de um átomo (ou íon) isolado no estado gasoso.



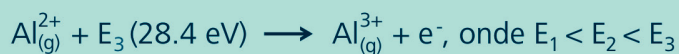
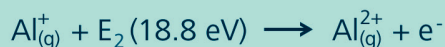
Quando retiramos um elétron de um átomo eletricamente neutro (1ª energia de ionização), se gasta certa quantidade de energia, a qual, geralmente, é expressa em elétrons-volt (eV). Se formos retirar um segundo elétron (2ª energia de ionização), se gasta uma quantidade maior de energia, pois, à medida que cada e<sup>-</sup> é retirado, o raio atômico diminui.



**Figura 3.5: Sentido de crescimento da energia de ionização nos períodos e grupos**

Fonte: CTISM

Nas famílias e nos períodos, a energia de ionização aumenta conforme diminui o raio atômico, pois, quanto menor o tamanho do átomo, maior a atração do núcleo pela eletrosfera e, portanto, mais difícil retirar o elétron.





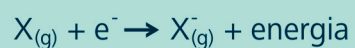
### 3.4.4 Afinidade eletrônica



Figura 3.6: Sentido de crescimento da afinidade eletrônica nos períodos e grupos

Fonte: CTISM

É a quantidade de energia liberada, quando um átomo neutro isolado no estado gasoso recebe um elétron.



A afinidade eletrônica pode ser entendida como a medida da intensidade com que o átomo captura o elétron.

Nas famílias e nos períodos, a afinidade eletrônica aumenta com a diminuição do raio atômico, pois, quanto menor o raio, maior a atração exercida pelo núcleo. Com exceção dos gases nobres.

### 3.4.5 Eletronegatividade

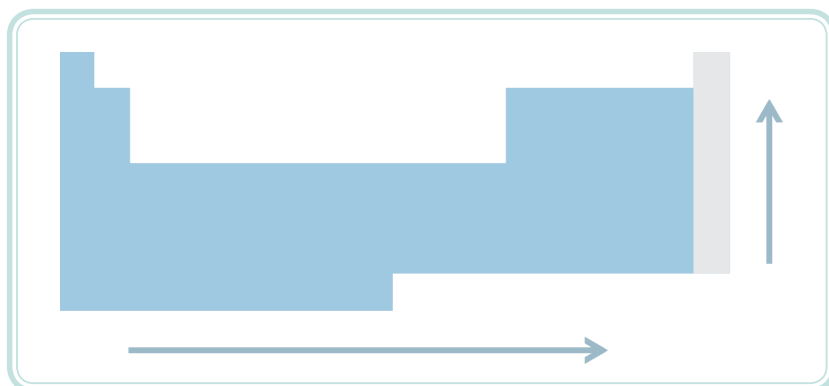


Figura 3.7: Sentido de crescimento da eletronegatividade nos períodos e grupos

Fonte: CTISM

Eletronegatividade é a capacidade que um átomo possui de atrair para si o par de elétrons compartilhado com outro átomo.

Nas famílias e nos períodos, a eletronegatividade cresce conforme o elemento apresenta o menor raio atômico, com exceção dos gases nobres, pois a atração do núcleo pela camada de valência será maior.

### 3.4.6 Eletropositividade

Eletropositividade ou caráter metálico é a tendência de um átomo ceder elétrons para outro, no instante de uma ligação entre eles.

Sentido do crescimento:

- **Grupos** – de cima para baixo
- **Períodos** – da direita para esquerda



**Figura 3.8: Sentido de crescimento da eletropositividade nos períodos e grupos**  
Fonte: CTISM

## Resumo

Nessa aula foi apresentada a tabela periódica, a qual é utilizada para organizar todos os elementos conhecidos. Esses elementos podem ser classificados em metais, semimetais, gases nobres e não metais. Foram estudadas também as diversas propriedades periódicas dos elementos químicos.

## Atividades de aprendizagem



1. Quais os elementos de maior raio:  $3\text{Li}$  ou  $19\text{K}$ ?  $11\text{Na}$  ou  $17\text{Cl}$ ?
2. Quais as características dos metais?
3. Na mesma família da tabela periódica dos elementos químicos, em geral:
  - a) A eletronegatividade cresce de cima para baixo.
  - b) A energia de ionização diminui de cima para baixo.
  - c) O tamanho dos átomos diminui de cima para baixo.
  - d) A afinidade eletrônica cresce de cima para baixo.
4. Um elemento A tem  $Z = 11$  e um elemento B tem  $Z = 37$ . Pode-se afirmar que:
  - a) A e B são de mesma família ou grupo.
  - b) O elemento A pertence à série dos elementos de transição.
  - c) A e B são do mesmo período.
  - d) O raio atômico de A é maior que o de B.
  - e) O elemento B pertence aos metais alcalino-terrosos.
5. O elemento químico  $Z = 54$  possui em sua camada de valência (última camada) a configuração  $5s^2 5p^6$ . Os elementos  $Z = 52$  e  $Z = 56$  pertencem, respectivamente, as famílias dos:
  - a) Calcogênios e alcalino-terrosos.
  - b) Halogênios e alcalinos.
  - c) Halogênios e alcalino-terrosos.
  - d) Calcogênios e alcalinos.
  - e) Calcogênios e halogênios.



# Aula 4 – Ligações químicas

## Objetivos

Entender por que e como os átomos se ligam.

### 4.1 Ligações entre átomos

O planeta Terra tem cerca de 4000 minerais conhecidos. Eles podem ser constituídos por substâncias simples – ouro (Au), diamante (C), grafite (C), enxofre (S<sub>8</sub>), etc. – ou por substâncias compostas, como pirita (FeS<sub>2</sub>), quartzo (SiO<sub>2</sub>), água (H<sub>2</sub>O), etc. A maior parte dos minerais é classificada como silicatos, substâncias constituídas por átomos de silício, oxigênio e um ou mais metais.

Através da combinação dos átomos desses elementos químicos, em proporções diversas, que se forma a grande quantidade de minerais da crosta terrestre, os quais são constituídos principalmente por átomos de dez elementos químicos (oxigênio, silício, alumínio, ferro, cálcio, potássio, sódio, magnésio, titânio, hidrogênio).

Se átomos de um mesmo elemento ou de elementos diferentes não tivessem a capacidade de se combinarem uns com os outros, certamente não encontraríamos na natureza uma grande variedade de substâncias.

Há diferentes maneiras pelas quais os átomos podem se combinar, como, por exemplo, mediante o ganho ou perda de elétrons, ou pelo compartilhamento de elétrons dos níveis de valência. Essas diferentes formas de se combinarem serão exploradas nesta aula.

### 4.2 Conceitos básicos

#### 4.2.1 Porque os átomos se unem?

Esta é uma pergunta que o ser humano tem tentado responder desde os tempos de Demócrito. As respostas, embora ainda parciais, têm mostrado que as propriedades das substâncias são relacionadas com o tipo de ligação existente entre seus átomos.

Pode-se entender a ligação química como uma busca pela estabilidade onde os átomos dos gases nobres funcionam como padrão a ser imitado.

Na natureza, a maior parte dos elementos químicos encontra-se ligada a outros, onde somente alguns desses elementos (os gases nobres) estão no estado atômico isolado.

Os cientistas concluíram que os átomos de gases nobres apresentam uma configuração eletrônica que lhes assegura estabilidade.

Os gases nobres apresentam 8 elétrons na última camada eletrônica, com exceção do hélio, que possui 2 elétrons, já que a camada K comporta, no máximo, 2 elétrons.

Baseando-se nessa análise os cientistas Lewis e Kossel criaram a chamada Teoria ou Regra do Octeto.

NÍVEL n Átomo	K 1	L 2	M 3	N 4	O 5	P 6	Q 7
${}^2\text{He}$	2						
${}^{10}\text{Ne}$	2	8					
${}^{18}\text{Ar}$	2	8	8				
${}^{36}\text{Kr}$	2	8	18	8			
${}^{54}\text{Xe}$	2	8	18	18	8		
${}^{86}\text{Rn}$	2	8	18	32	18	8	

**Tabela 4.1: Configuração eletrônica dos gases nobres**

Fonte: CTISM

### 4.3 Teoria do octeto

Os átomos ligam-se a fim de adquirirem uma configuração mais estável, geralmente com 8 elétrons na última camada.

Os átomos, ao se ligarem, fazem-no por meio dos elétrons da última camada, podendo perder, ganhar ou compartilhar os elétrons até atingirem a configuração estável.

A partir disso surgem, assim, as ligações químicas.

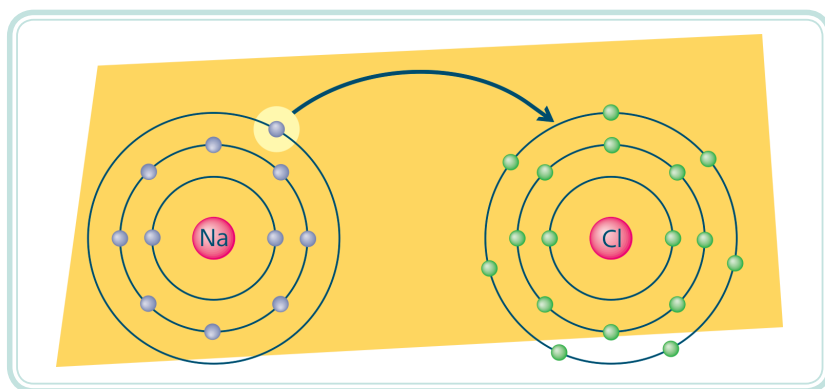
## 4.4 Ligação iônica ou eletrovalente

É a ligação que se estabelece entre íons, unidos por fortes forças eletrostáticas. Ocorre com transferência de elétrons do metal para o ametal, ou para o hidrogênio, formando cátions (íons positivos) e ânions (íons negativos), respectivamente.

Exemplo: Ligação química entre um átomo de sódio e um átomo de cloro, formando o cloreto de sódio.

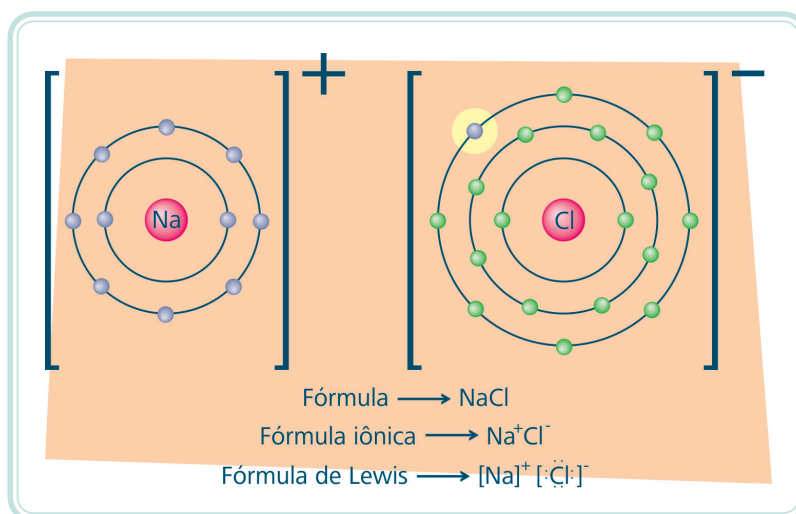
Considerando átomos neutros dos elementos sódio ( ${}_{11}\text{Na}$ ) e cloro ( ${}_{17}\text{Cl}$ ), percebemos que ambos não são estáveis, por não apresentarem 8 elétrons na última camada. Devido essa instabilidade ocorre transferência de 1 elétron do sódio para o cloro e ambos atingirão a estabilidade.

Como os íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$  apresentam cargas elétricas opostas, eles se mantêm unidos, em virtude da força de atração eletrostática, formando o composto  $\text{Na}^+\text{Cl}^-$  ( $\text{NaCl}$ ). Essa ligação entre íons é chamada ligação iônica, e os compostos que apresentam esse tipo de ligação são chamados de compostos iônicos, os quais podem ser representados por:



**Figura 4.2: Formação dos íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$**

Fonte: CTISM

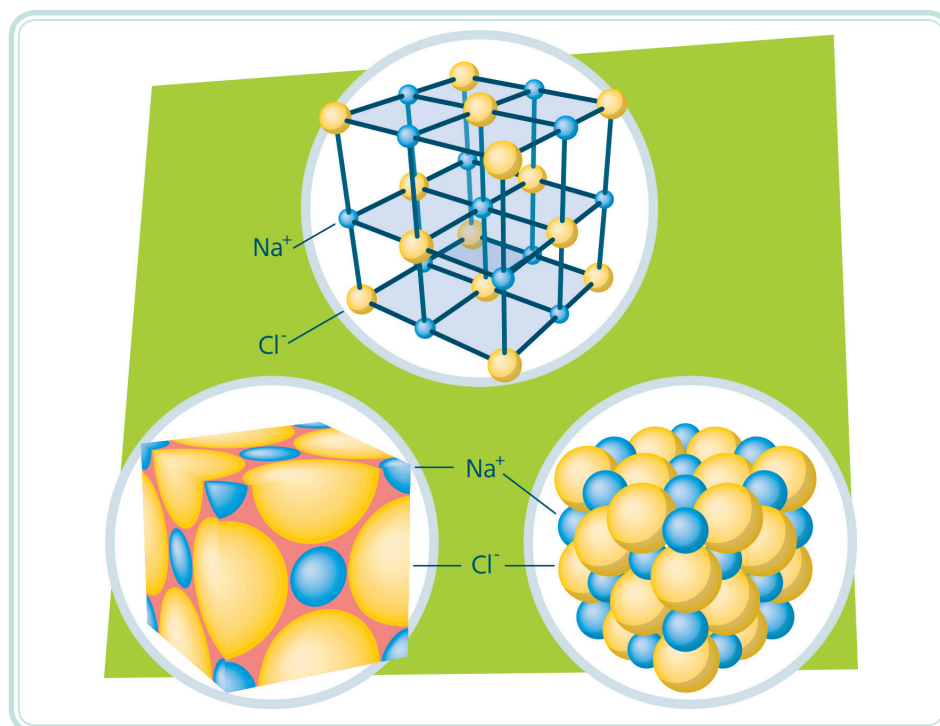


**Figura 4.3:** Representação do Na<sup>+</sup> Cl<sup>-</sup> e suas fórmulas após a ligação iônica

Fonte: CTISM

**Observação:** O total de e<sup>-</sup> cedidos deve ser igual ao total de e<sup>-</sup> recebidos.

Os compostos iônicos (compostos que apresentam ligação iônica) são eletricamente neutros, ou seja, a soma total das cargas positivas é igual à soma total das cargas negativas.



**Figura 4.4:** Estrutura cristalina do cloreto de sódio (NaCl)

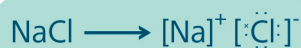
Fonte: CTISM



As ligações iônicas ocorrem, em regra geral, entre os elementos que tendem a perder elétrons e que possuem 1, 2 ou 3 elétrons na última camada (metais) e os elementos que tendem a ganhar elétrons e que possuem 5, 6 ou 7 elétrons na última camada (ametais).

#### 4.4.1 Notação ou fórmula de Lewis

Essa fórmula representa os elementos através dos elétrons do último nível (elétrons de valência), indicando-os por pontos ou cruzetas.



#### 4.4.2 Estrutura cristalina dos compostos iônicos

A fórmula NaCl é usada para representar o cloreto de sódio e indica a proporção com que os íons participam do retículo cristalino (1:1), pois não existe uma partícula única de NaCl, já que íons positivos tendem a atrair para o seu redor íons negativos, e vice-versa.

Na prática, a ligação iônica não envolve apenas dois átomos, mas sim uma quantidade enorme de átomos.

No sólido NaCl, cada  $\text{Na}^+$  tem seis íons  $\text{Cl}^-$  ao seu redor e vice-versa. Os íons, portanto, dispõem-se de forma ordenada, formando o chamado retículo cristalino, o qual pode ser observado na Figura 4.5.

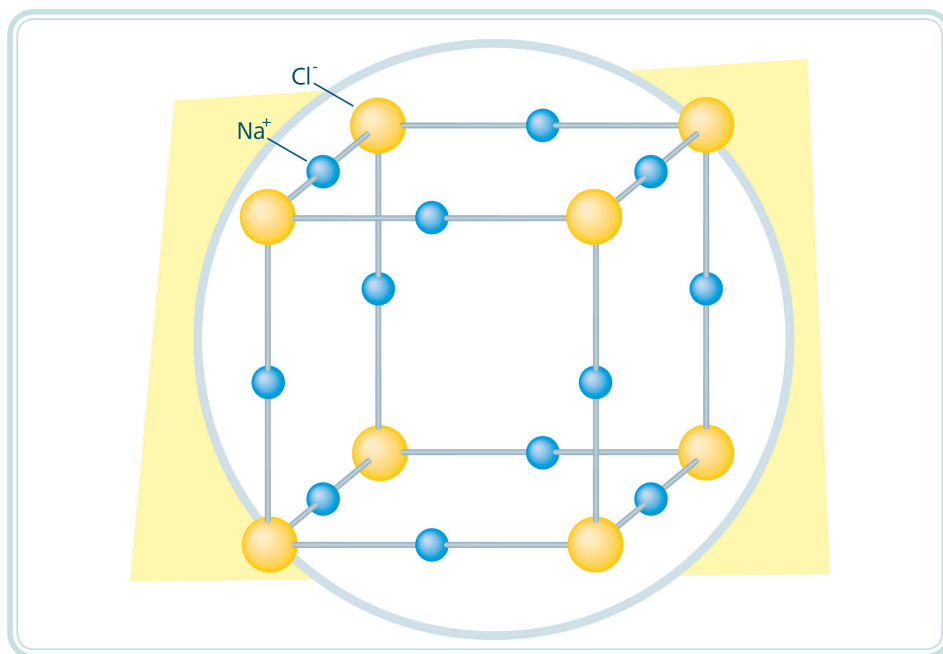


Figura 4.5: Célula unitária do cloreto de sódio (NaCl)

Fonte: CTISM

## 4.4.3 Características dos compostos iônicos

### 4.4.3.1 Estado físico

Em condições ambientes, são sólidos, cristalinos, duros e quebradiços. Apresentam elevados pontos de fusão e de ebulição.

### 4.4.3.2 Condução de eletricidade

Como sólidos, não conduzem eletricidade, pois os íons se encontram presos ao retículo cristalino. Quando fundidos (estado líquido) tornam-se bons condutores, já que os íons ficam livres para se moverem.

Em solução aquosa, também são bons condutores, pois a água separa os íons do retículo cristalino.

## 4.5 Ligação covalente

Esse tipo de ligação ocorre quando os átomos envolvidos tendem a receber elétrons. Como são impossíveis que todos os átomos recebam elétrons sem ceder nenhum, eles compartilham seus elétrons, formando pares eletrônicos. Cada par eletrônico é constituído por um elétron de cada átomo e pertence simultaneamente aos dois átomos. Como não ocorrem ganho nem perda de elétrons, formam-se estruturas eletronicamente neutras, de grandeza limitada, denominadas moléculas.

Exemplos:

a)  $H_2$  (fórmula molecular do gás hidrogênio)

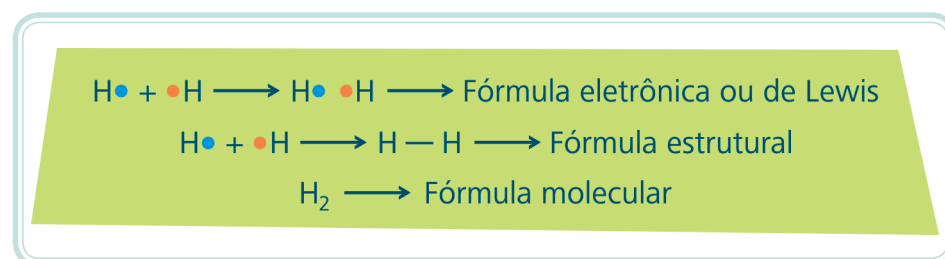
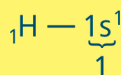


Figura 4.6: Formação da molécula de  $H_2$  e suas respectivas fórmulas

Fonte: CTISM

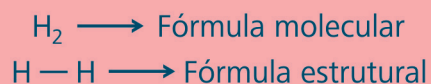


Falta um elétron para cada átomo de hidrogênio para ficar com o nível 1 completo (dois elétrons).

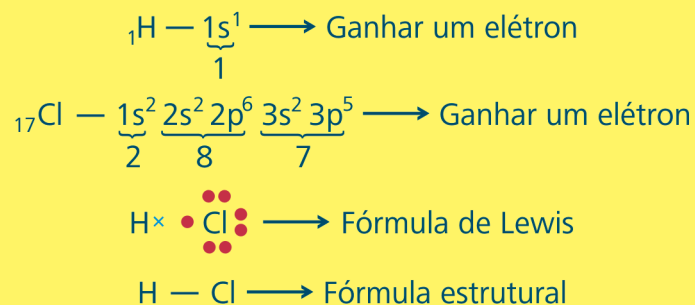
Os dois átomos de hidrogênio se unem formando um par eletrônico comum a eles (compartilhamento). Dessa forma, cada átomo de hidrogênio adquire a estrutura do gás nobre hélio (He).



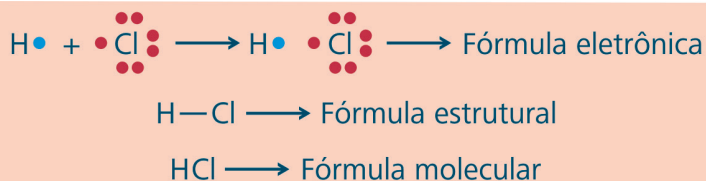
Quando o par compartilhado é representado por um traço (—), temos a chamada fórmula estrutural.



**b)** HCl (fórmula molecular do ácido clorídrico)

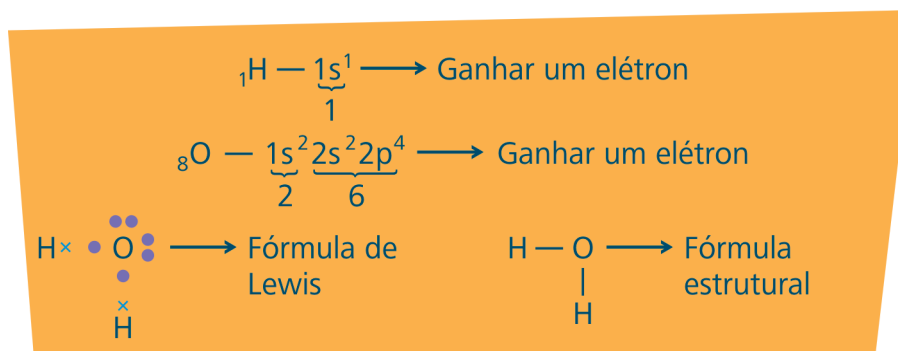


Portanto, temos:



**Figura 4.7:** Formação da molécula de ácido clorídrico e suas respectivas fórmulas

c) H<sub>2</sub>O (fórmula molecular da água)



Portanto, temos:

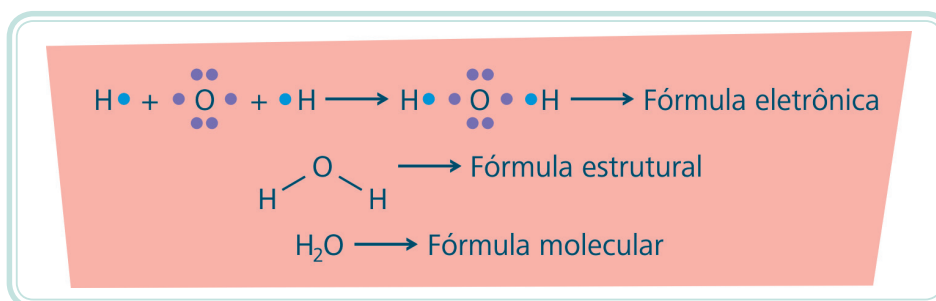
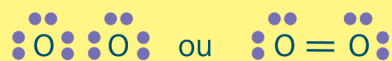


Figura 4.8: Formação da molécula de água e suas respectivas fórmulas

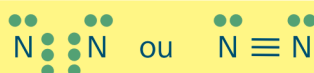
Quando encontramos um único par de elétrons compartilhado entre dois elementos, a ligação é denominada simples.



Para dois pares de elétrons compartilhados entre dois elementos, a ligação é denominada dupla.



Finalmente, para três pares de elétrons compartilhados entre dois elementos, a ligação é denominada tripla.



### 4.5.1 Exceções à regra do octeto

a)  $\text{BeF}_2$



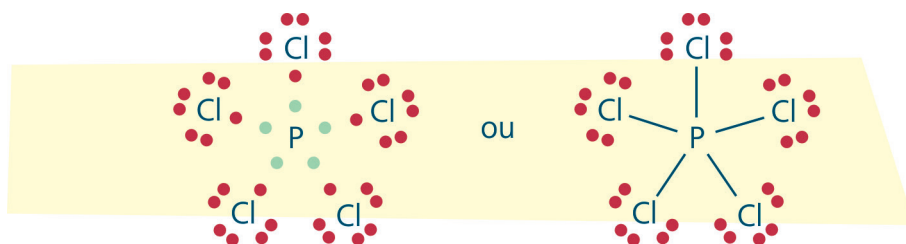
b)  $\text{BF}_3$



c)  $\text{NO}$



d) Ocorrem casos em que se verificam camadas de valência expandidas, ou seja, apresentam mais de oito elétrons. Exemplo  $\text{PCl}_5$ :



### 4.6 Ligação metálica

É a ligação química que ocorre nos metais e nas ligas metálicas. Devido aos metais apresentarem baixa energia de ionização e alta eletropositividade, possuem grande facilidade em perder elétrons da sua camada de valência, formando cátions. Na ligação metálica temos uma quantidade muito grande destes cátions envolvidos por uma quantidade enorme de elétrons livres. Dizemos que os cátions estão envolvidos por um “**mar de elétrons**”.

Teoria do “mar de elétrons” ou teoria da “nuvem eletrônica”.

A principal característica dos metais é a eletropositividade (tendência a doar elétrons), assim os elétrons da camada de valência saem facilmente do átomo e ficam livres pelo metal, o átomo que perde elétrons se transforma num cátion que, em seguida, pode recapturar esses elétrons, voltando a ser átomo neutro. O metal seria um aglomerado de átomos neutros e cátions, imersos num “mar de elétrons livres”.

A teoria do octeto não explica a ligação metálica.

## **4.6.1 Propriedade dos metais**

### **4.6.1.1 Brilho metálico**

O brilho será tanto mais intenso quanto mais polido for a superfície metálica, assim os metais refletem muito bem a luz.

### **4.6.1.2 Densidade elevada**

Os metais são geralmente muito densos isso resulta das estruturas compactas devido à grande intensidade da força de união entre átomos e cátions (ligação metálica), o que faz com que, em igualdade de massa com qualquer outro material, os metais ocupem menor volume.

### **4.6.1.3 Pontos de fusão e ebulição elevados**

Os metais apresentam elevadas temperaturas de fusão e ebulição. Isso acontece porque a ligação metálica é muito forte.

### **4.6.1.4 Condutividade térmica e elétrica elevadas**

Os metais são bons condutores de calor e de eletricidade pelo fato de possuírem elétrons livres.

### **4.6.1.5 Resistência à tração**

Os metais resistem às forças de alongamentos de suas superfícies, o que ocorre também como consequência da “força” da ligação metálica.

### **4.6.1.6 Maleabilidade**

Propriedade que permite a obtenção de lâminas de metais.

### **4.6.1.7 Ductibilidade**

Propriedade que permite a obtenção de fios de metais.

## 4.6.2 Ligas metálicas

Consiste na união de 2 ou mais metais, podendo ainda incluir não-metais, mas sempre com predominância dos elementos metálicos.

QUADRO 4.1: Constituição de ligas metálicas

Liga Metálica	Constituintes
OURO 18K	Ouro e Cobre
BRONZE	Cobre e Estanho
LATÃO	Cobre e Zinco
SOLDA	Estanho e Chumbo
AÇO	Ferro e Carbono

## Resumo

Estudamos nessa aula os tipos de ligação existentes entre os átomos: ligação iônica, ligação covalente e ligação metálica. Outro aspecto abordado foram as fórmulas químicas: fórmula molecular, fórmula estrutural plana e fórmula eletrônica. Por fim estudamos as diversas características dos metais.

## Atividades de aprendizagem



1. Por que os átomos se ligam?
2. Qual é a diferença entre ligação covalente e ligação iônica?
3. Uma das substâncias terrestres mais abundantes e muito utilizadas em nossa sociedade é o cloreto de sódio (NaCl), o principal componente do sal de cozinha. Esquematicamente, os íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$  mantêm-se presos uns aos outros num cristal de cloreto de sódio. Julgue os itens abaixo a respeito dessa substância, marcando C para os corretos e E para os errados:  
  
( ) A substância cloreto de sódio é um amontoado de cátions ( $\text{Na}^+$ ) e ânions ( $\text{Cl}^-$ ), conhecido como retículo cristalino iônico.  
  
( ) A substância NaCl em solução aquosa conduz corrente elétrica, pois, ao se dissolver na água, o retículo cristalino se destrói e os íons ficam livres.  
  
( ) No Brasil, o sal de cozinha é extraído em geral de salinas, onde o sal proveniente de jazidas é evaporado e refinado para o consumo.

4. Sabendo que o número atômico de fósforo é 15 e o do cloro é 17, a fórmula de um provável composto entre esse dois elementos será:

a)  $\text{PCl}$

b)  $\text{PCl}_2$

c)  $\text{PCl}_3$

d)  $\text{P}_2\text{Cl}$

e)  $\text{P}_2\text{Cl}_3$

5. Dados os elementos A ( $Z = 1$ ), B ( $Z = 17$ ), C ( $Z = 16$ ) e D ( $Z = 11$ ) e levando-se em consideração suas capacidades de fazer ligações químicas, responda os itens a seguir:

a) Quais os tipos de ligação e as formulas obtidas quando da combinação de A com B, C com D e A com C?

b) Que tipo de ligação ocorre em  $\text{C}_2$ ?



# Aula 5 – Geometria e a polaridade das moléculas

## Objetivos

Mostrar como os pares de elétrons das ligações estão diretamente relacionados com a geometria e polaridade molecular e, também, como esses elétrons interagem entre si, formando algumas forças intermoleculares que interferem nos pontos de fusão e ebulição e em outras propriedades das moléculas

## 5.1 Conceitos básicos

Teoria da Repulsão dos Pares Eletrônicos no Nível de Valência (RPENV) permite prever a geometria de moléculas e íons poliatômicos. Nessas espécies, um átomo central está rodeado por dois, três, quatro ou mais pares de elétrons ( $e^-$ ).

Estes pares eletrônicos existentes ao redor do átomo central “orientam” a geometria da molécula, prevendo ângulos entre as ligações e determinando a posição de outros átomos (representados por seus núcleos) em relação ao átomo central.

**A teoria** – Os pares eletrônicos que envolvem um átomo central, por repulsão, se afastam ao máximo uns dos outros.

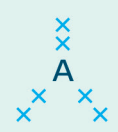
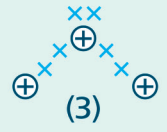
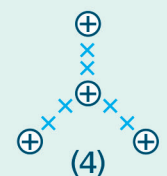
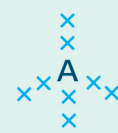


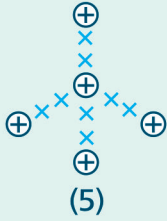
### 5.1.1 Sequência para determinação da geometria molecular

Montagem da fórmula eletrônica da substância contando os pares de  $e^-$  ao redor do núcleo central.

Considere:

- Ligações simples ( $-$ ), duplas ( $=$ ), triplas ( $\equiv$ ) e coordenadas ( $\rightarrow$ ), como um único par de  $e^-$ ;
- Os pares de  $e^-$  ao redor do átomo central que não participam das ligações.

Os pares eletrônicos se repelem ao máximo para obterem a menor energia interna possível, fazendo com que as moléculas assumam diferentes geometrias, que podem ser observadas a seguir:

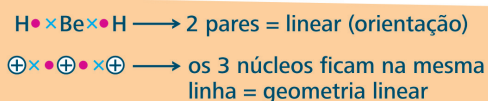
Nº de pares de e <sup>-</sup> ao redor do átomo central	Orientação dos pares	Número de núcleos	Geometria
2	xxAxx (linear)	⊕xx⊕xx⊕ (3)	Linear
3	 (triângulo equilátero)	 (3)	Angular
		 (4)	Triangular
4	 (tetraedro)	 (3)	Angular
		 (4)	Piramidal
		 (5)	Tetraedro

**Figura 5.1: Geometria molecular**

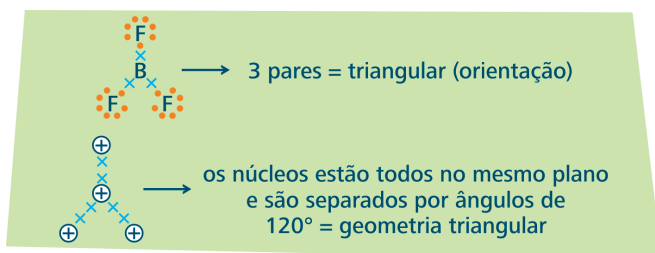
Fonte: CTISM

Exemplos:

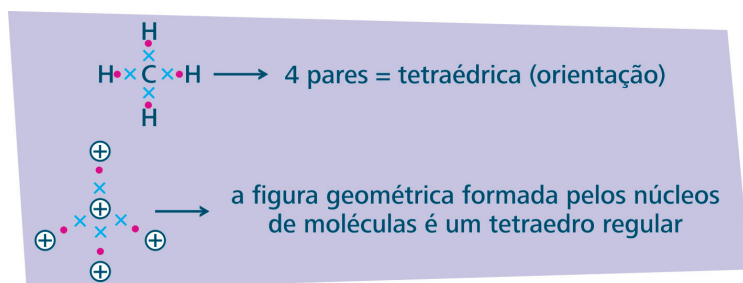
a) A molécula  $\text{BeH}_2$



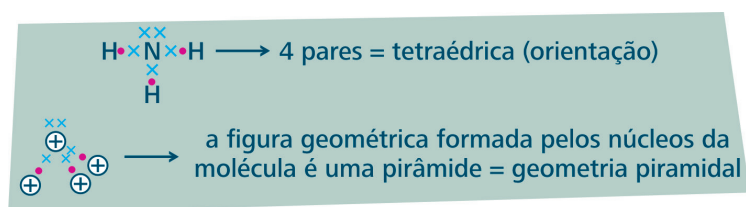
b) A molécula  $\text{BF}_3$



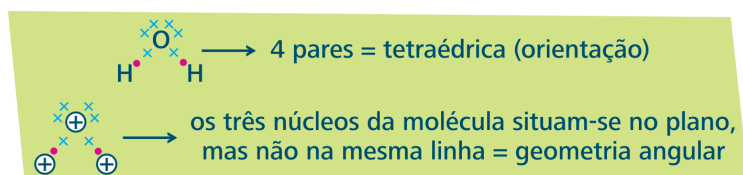
c) A molécula  $\text{CH}_4$



d) A molécula  $\text{NH}_3$

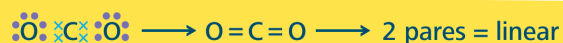


e) A molécula  $\text{H}_2\text{O}$

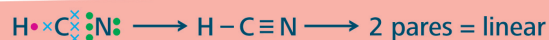


A dupla ou tripla ligação é considerada nesta teoria como ligação simples (1 par de  $e^-$ ).

f) A molécula CO<sub>2</sub>

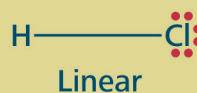


g) A molécula HCN

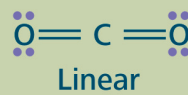


Resumindo, temos que:

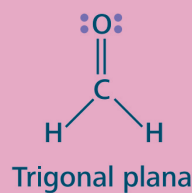
- Toda molécula diatômica é linear;



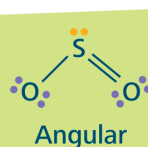
- Quando o átomo central possui 2 pares de e<sup>-</sup>, a geometria é linear;



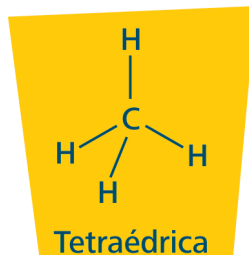
- Quando o átomo central possui 3 pares de e<sup>-</sup> e os 3 núcleos estão todos no mesmo plano, a geometria é trigonal plana;



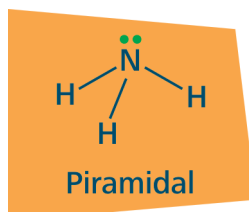
- Quando o átomo central possui 3 pares de e<sup>-</sup>, porém com apenas outros 2 átomos ligados a ele, a geometria é angular;



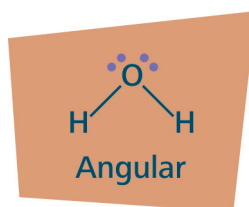
- Quando o átomo central possui 4 pares de  $e^-$ , a geometria é tetraédrica;



- Quando o átomo central possui 4 pares de  $e^-$ , porém apenas outros 3 átomos estão ligados a ele, a geometria é piramidal;



- Quando o átomo central possui 4  $e^-$ , porém apenas outros 2 átomos ligados a ele, a geometria é angular;



## 5.2 Polaridade de ligação

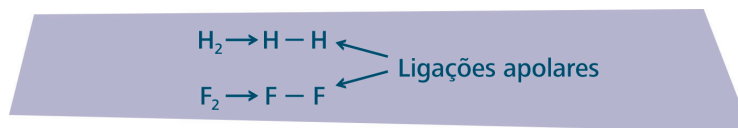
A polaridade mostra como os elétrons que fazem a ligação covalente estão distribuídos entre os dois átomos que se ligam.

### 5.2.1 Ligação covalente apolar (não polar)

É a ligação que ocorre quando os dois elétrons de ligação estão igualmente compartilhados pelos dois núcleos, ou seja, não há diferença de eletronegatividade entre os dois átomos que se ligam.

Portanto, a ligação covalente apolar ocorre sempre que dois átomos idênticos se ligam.

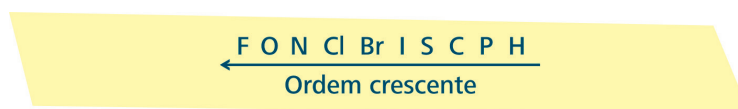
Exemplo:



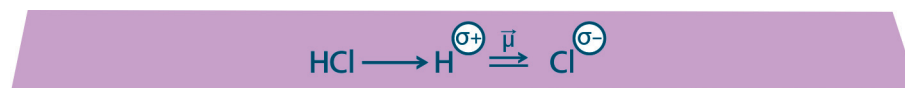
### 5.2.2 Ligação covalente polar

É a ligação que ocorre quando os dois elétrons de ligação estão deslocados mais para um dos átomos, ou seja, a densidade da nuvem eletrônica é maior em torno do átomo mais eletronegativo.

A eletronegatividade é a tendência de o átomo atrair o par eletrônico na ligação covalente. A fila de eletronegatividade para os principais elementos pode ser representada:



Exemplo:

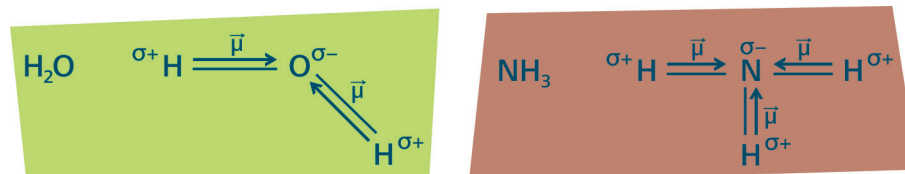


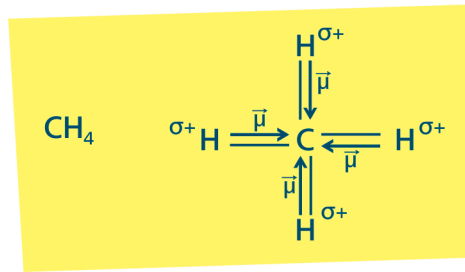
Como o cloro é mais eletronegativo que o hidrogênio, ele atrai para mais perto de si o par de elétrons compartilhado, originando a formação de um dipolo.

O cloro, por ser mais eletronegativo, adquire uma carga parcial negativa ( $\sigma^-$ ) e o hidrogênio uma carga parcial positiva ( $\sigma^+$ ).

A formação do dipolo é representada por um vetor  $\mu$ , chamado momento dipolar, orientado no sentido do átomo menos eletronegativo para o mais.

Exemplos:





## 5.3 Polaridade de moléculas

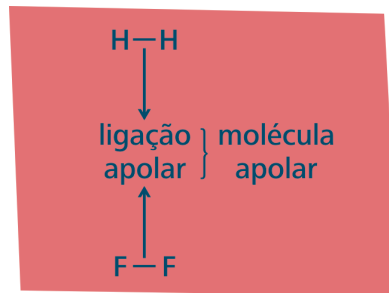
A polaridade de uma molécula depende do tipo de ligação (polar ou apolar) que ocorre entre os átomos e da geometria da molécula.

### 5.3.1 Molécula apolar

Ocorrerá quando:

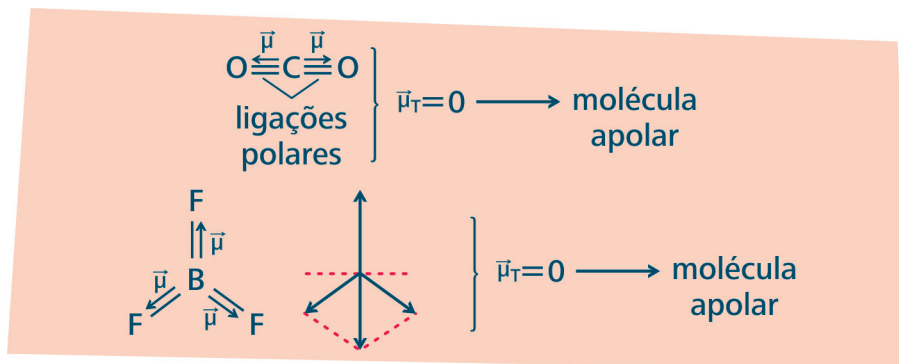
a) Todas as ligações entre os átomos formadores da molécula forem apolares.

Exemplo:



b) A soma total dos momentos dipolares for igual a zero ( $\vec{\mu}_{\text{total}} = 0$ ).

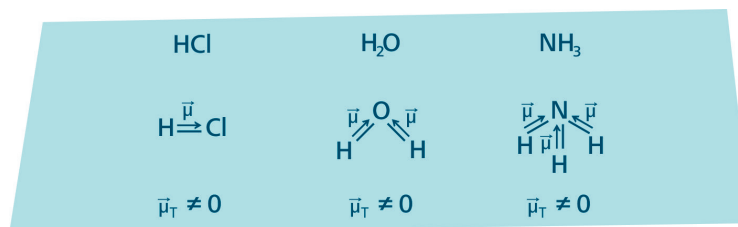
Exemplo:



### 5.3.2 Molécula polar

Ocorrerá quando tivermos ligações polares, e a soma total dos momentos dipolares for diferente de zero ( $\vec{\mu}_{\text{total}} \neq 0$ ).

Exemplos:



Observação: todo hidrocarboneto é molécula apolar.

Resumindo temos:



[http://www.labvirtq.fe.usp.br/simulacoes/quimica/sim\\_qui\\_aguaeoleo.htm](http://www.labvirtq.fe.usp.br/simulacoes/quimica/sim_qui_aguaeoleo.htm)

- Uma molécula é apolar quando a soma do vetor momento dipolar resultante for igual a zero.

molécula apolar  $\longrightarrow \vec{\mu}_r = 0$

- Uma molécula é polar quando a soma do vetor dipolar resultante é diferente de zero.

molécula polar  $\longrightarrow \vec{\mu}_r \neq 0$

### 5.4 Forças intermoleculares

São forças de atração, de natureza elétrica, que ocorrem entre as moléculas (intermoleculares), mantendo-as unidas. São bem mais fracas, quando comparadas às forças intramoleculares (ligação iônica e covalente) encontradas entre íons e átomos que formam a substância. Essas forças atuam principalmente no estado sólido e líquido das substâncias e são denominadas de forças de *Van der Waals*, em homenagem ao físico holandês que, em 1873, fez a previsão da existência delas.

São três os tipos de forças intermoleculares que ocorrem entre as moléculas:



### 5.4.1 Dipolo instantâneo – dipolo induzido ou forças de dispersão de London

Esta força ocorre entre moléculas apolares e é basicamente de natureza elétrica. Numa molécula apolar como  $H_2$ , os elétrons estão equidistantes dos núcleos, mas num determinado instante, a nuvem eletrônica pode se aproximar mais em relação a um dos núcleos, estabelecendo um dipolo instantâneo, o qual, por sua vez, induz as demais moléculas a formar dipolos, originando uma força de atração elétrica de pequena intensidade entre elas.



<http://www.molecularium.net/pt/ligintermol/dipolo/index.html>

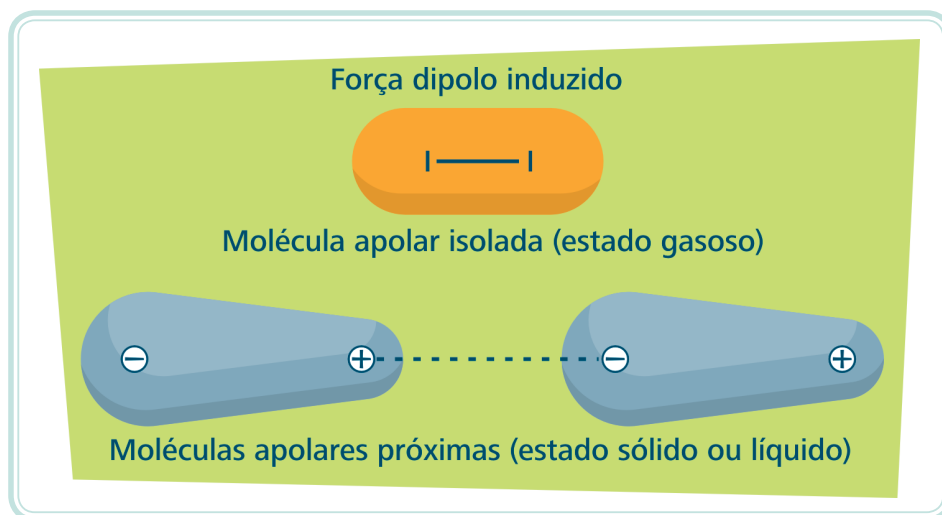


Figura 5.2: Representação da ocorrência de dipolo induzido ou forças de dispersão de London  
Fonte: CTISM

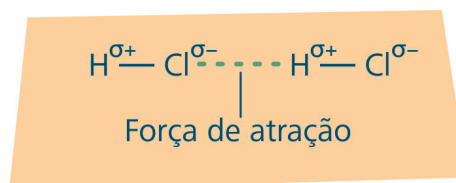
As moléculas, unidas por essas forças, formam, na fase sólida, os chamados cristais moleculares, como cristais de gelo seco ( $CO_2$ ), ou cristais de iodo ( $I_2$ ) que, por estarem unidos por essas forças de pequena intensidade, passam facilmente da fase sólida para a fase gasosa, sofrendo o que chamamos de sublimação.

### 5.4.2 Forças de dipolo permanente ou dipolo-dipolo

São forças de atração de natureza elétrica que ocorrem entre as moléculas polares.

As moléculas, por apresentarem um dipolo permanente, ou seja, um pólo de carga positiva e outro de carga negativa atraem-se mutuamente, de modo que o pólo positivo de uma molécula atrai o polo negativo de outra molécula e, assim, sucessivamente.

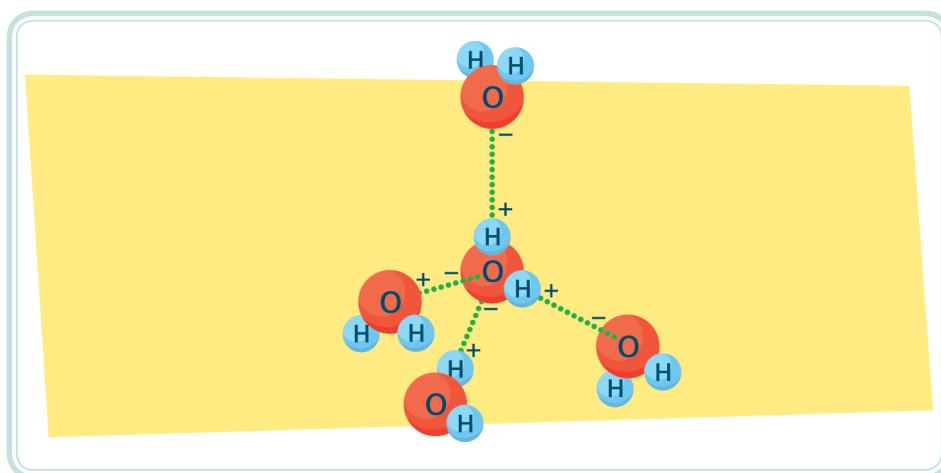
Exemplo:



As forças de dipolo permanente são bem mais intensas do que as forças de dipolo induzido.

### 5.4.3 Ligações (pontes) de hidrogênio

São forças de atração de natureza elétrica que também ocorrem entre as moléculas polares (tipo dipolo permanente), sendo, porém, de maior intensidade.



**Figura 5.3: Ponte de hidrogênio entre moléculas de água**

Fonte: CTISM

Ocorrem quando um átomo de H ligado a um átomo de maior eletronegatividade de uma molécula é atraído por um par de elétrons não compartilhados no átomo de F, O ou N de outra molécula.

Exemplo:

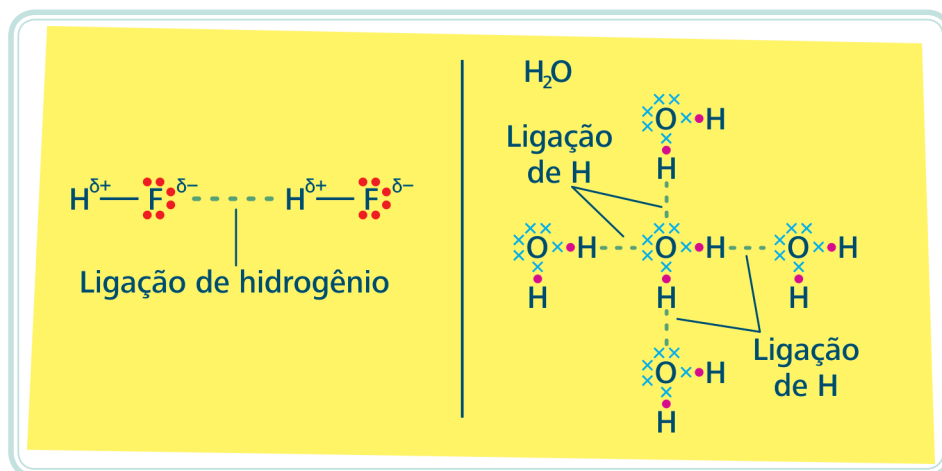


Figura 5.4: Esquematização de como acontece uma ligação de hidrogênio

Fonte: CTISM

## 5.5 Pontos de fusão (PF) e ebulição (PE) das substâncias moleculares

### 5.5.1 Estado físico das substâncias moleculares

Quando uma substância molecular muda o estado físico, as moléculas tendem a se separar umas das outras, rompendo a força intermolecular. Quanto mais forte for a força intermolecular, mais unidas estarão as moléculas, mais difícil será separá-las, mais calor será necessário e, portanto, maiores serão os pontos de fusão e ebulição da substância.

Basicamente, dois fatores, massa molecular e forças intermoleculares, influenciam as propriedades físicas (PF e PE) das substâncias moleculares. Tanto o ponto de fusão como o ponto de ebulição tendem a crescer com o aumento da massa molecular e das forças intermoleculares.

- Considerando-se moléculas de massa moleculares aproximadamente iguais, teremos:

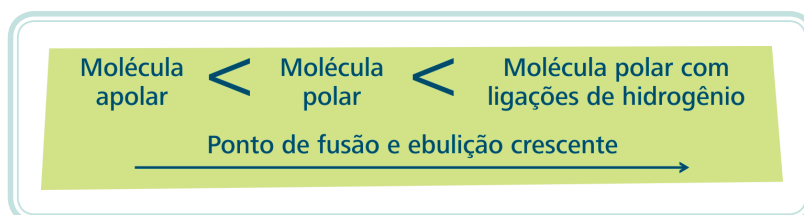
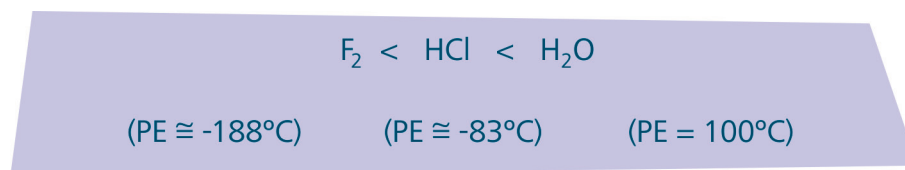


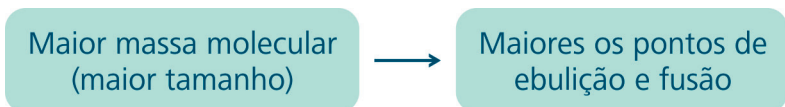
Figura 5.5: Relação entre polaridade da molécula com o ponto de fusão

Fonte: CTISM

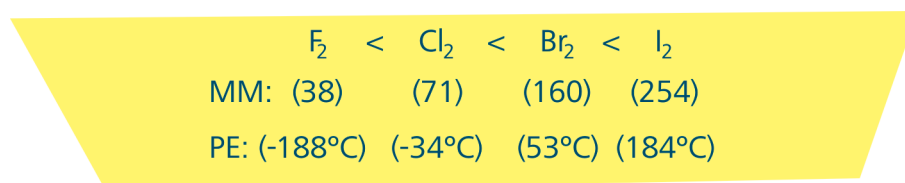
Exemplo:



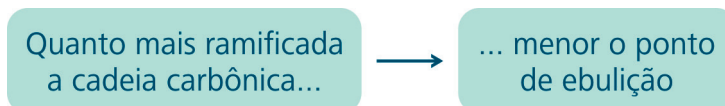
- Considerando-se moléculas com mesmo tipo de força intermolecular, teremos:



Exemplo:



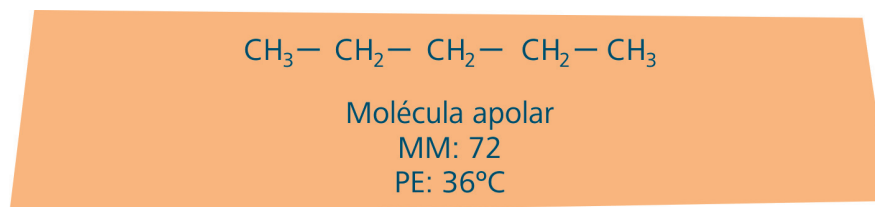
- Considerando-se moléculas com mesmo tipo de força intermolecular e mesma massa molecular, teremos:



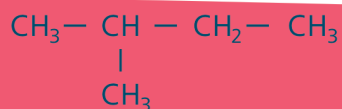
Esse caso é observado em cadeias carbônicas (todas as famílias de compostos orgânicos) nas quais o aumento de ramificações faz com que a molécula apresente menor área superficial, enfraquecendo as forças intermoleculares.

Exemplos:

a)

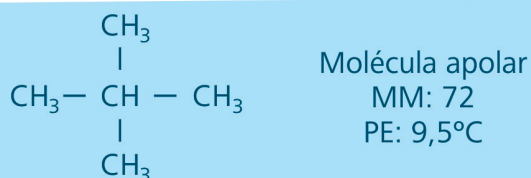


b)



Molécula apolar  
MM: 72  
PE: 28°C

c)



Molécula apolar  
MM: 72  
PE: 9,5°C

### 5.5.2 Solubilidade

Para que uma substância (soluto) se dissolva em outra substância (solvente) é necessário que ocorra interação entre as moléculas soluto-solvente. Por exemplo, o soluto formado por moléculas apolares é facilmente dissolvido em solvente apolar, pois as forças de interação entre as moléculas do soluto e do solvente apresentam intensidades próximas, o que facilita a interação entre elas. Soluto apolar não é dissolvido em solvente formado por moléculas que apresentam ligações de hidrogênio, pois entre as moléculas soluto-solventes não existe interação, e a tendência é as moléculas do solvente ficarem agrupadas formando uma fase de mistura.

Portanto, "**semelhante dissolve semelhante**", ou seja, substâncias moleculares ou iônicas tendem a se dissolver em um solvente também polar, e substância molecular apolar tende a se dissolver em um solvente apolar.

### Resumo

Nesta aula verificamos que as moléculas apresentam forma geométrica. A geometria da molécula está relacionada com a posição dos elétrons ligantes e não-ligantes que constitui essa molécula. Para cada forma geométrica existe uma designação para a mesma. Outro aspecto importante abordado foi a relação da geometria molecular com a polaridade da molécula. Ao final da aula podemos estudar as interações existentes entre as moléculas.



## Atividades de aprendizagem

1. Em quem consiste a Teoria de Repulsão dos Pares de Elétrons da Camada de Valência (TRPECV)?
2. Se a molécula  $\text{SO}_3$  é plana, trigonal e apolar, o que se pode prever sobre a geometria e a polaridade da molécula de  $\text{SO}_2$ ?
3. Se a molécula de  $\text{H}_2\text{O}$  é angular e polar, a molécula de  $\text{H}_2\text{S}$  também será angular e polar? Por quê?
4. Assinale a alternativa que apresente apenas moléculas contendo geometria piramidal:
  - a)  $\text{BF}_3$ ;  $\text{SO}_3$ ;  $\text{CH}_4$
  - b)  $\text{SO}_3$ ;  $\text{PH}_3$ ;  $\text{CHCl}_3$
  - c)  $\text{NCl}_3$ ;  $\text{CF}_2\text{Cl}_2$ ;  $\text{BF}_3$
  - d)  $\text{POCl}_2$ ;  $\text{NH}_3$ ;  $\text{CH}_4$
  - e)  $\text{PH}_3$ ;  $\text{NCl}_3$ ;  $\text{PHCl}_2$
5. Com relação à geometria das moléculas, a opção correta a seguir é:
  - a)  $\text{NO}$  – linear;  $\text{CO}_2$  – linear;  $\text{NF}_3$  – piramidal;  $\text{H}_2\text{O}$  – angular;  $\text{BF}_3$  – trigonal plana.
  - b)  $\text{NO}$  – linear;  $\text{CO}_2$  – angular;  $\text{NF}_3$  – piramidal;  $\text{H}_2\text{O}$  – angular;  $\text{BF}_3$  – trigonal plana.
  - c)  $\text{NO}$  – linear;  $\text{CO}_2$  – trigonal;  $\text{NF}_3$  – trigonal;  $\text{H}_2\text{O}$  – linear;  $\text{BF}_3$  – piramidal.
  - d)  $\text{NO}$  – angular;  $\text{CO}_2$  – linear;  $\text{NF}_3$  – piramidal;  $\text{H}_2\text{O}$  – angular;  $\text{BF}_3$  – trigonal.
  - e)  $\text{NO}$  – angular;  $\text{CO}_2$  – trigonal;  $\text{NF}_3$  – trigonal;  $\text{H}_2\text{O}$  – linear;  $\text{BF}_3$  – piramidal.

# Aula 6 – Funções inorgânicas

## Objetivos

Mostrar as funções inorgânicas das substâncias químicas, bem como as principais características que definem em qual das funções as substâncias se enquadram.

## 6.1 Dissociação e ionização

As substâncias químicas podem ser agrupadas de acordo com suas propriedades comuns, que são chamadas de propriedades funcionais.

Devido essas propriedades podemos reunir as substâncias em grupos, aos quais chamaremos de funções inorgânicas. Trataremos de quatro funções: os ácidos, as bases, os sais e os óxidos.

Para compreender os conceitos das funções deveremos distinguir os fenômenos de ionização e dissociação.

Observe o fenômeno:



Pela diferença de eletronegatividade entre os átomos de hidrogênio e cloro a ligação covalente é quebrada, produzindo íons. Esse fenômeno chama-se ionização. A ionização ocorre com alguns compostos moleculares.

Veja agora o fenômeno:



Esse fenômeno em que os íons apenas são separados é denominado de dissociação. A dissociação ocorre com os compostos iônicos.

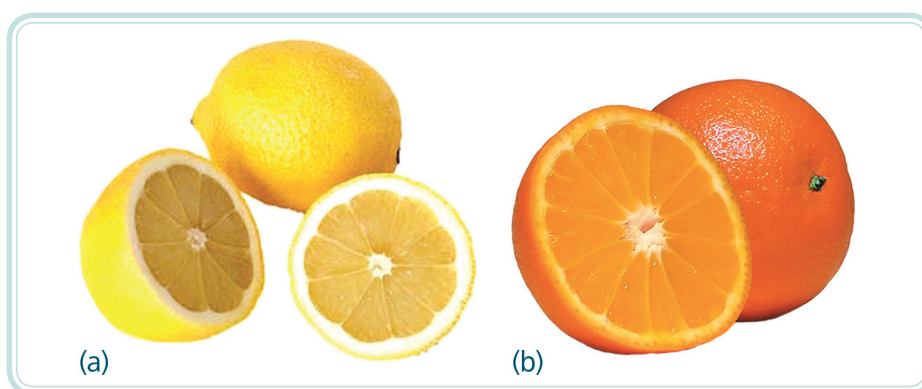
## 6.2 Grau de ionização ou dissociação ( $\alpha$ )

Quando as espécies químicas estão em solução aquosa, nem todas sofrem ionização ou dissociação. A porcentagem de espécies que sofrem esses fenômenos é dada pelo grau de ionização ou dissociação.

Fórmula de dissociação:

$$\alpha = \frac{\text{n}^\circ \text{ de moléculas ionizadas ou dissociadas}}{\text{n}^\circ \text{ total de moléculas}}$$

## 6.3 Função ácido (conceito de Arrhenius)



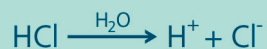
**Figura 6.1: Limão e a laranja são composto que possuem ácidos**

Fonte: (a) <http://fatioupassou.com/wp-content/uploads/2008/09/dieta-do-limao.jpg>

(b) [http://1.bp.blogspot.com/\\_eq9ae3pzive/tpumpz3isji/aaaaaaaanvo/5xoh1hmktsw/s1600/laranja.jpg](http://1.bp.blogspot.com/_eq9ae3pzive/tpumpz3isji/aaaaaaaanvo/5xoh1hmktsw/s1600/laranja.jpg)

Segundo Arrhenius, toda substância que em solução aquosa sofre ionização, produzindo, como cátion, apenas o íon  $H^+$ , é um ácido.

Exemplo:



Hoje, sabemos que o íon  $H^+$  liga-se à molécula de água formando íon  $H_3O^+$ , chamado de hidrônio ou hidroxônio.

Exemplo:





### 6.3.1 Classificação dos ácidos

Os ácidos podem ser classificados seguindo vários critérios, como veremos na sequência.

#### 6.3.1.1 Quanto ao número de hidrogênios ionizáveis (H<sup>+</sup>)

**Monoácidos:** Possuem 1H<sup>+</sup>

Exemplos: HCl; HCN; HNO<sub>3</sub>

**Diácidos ou biácidos:** Possuem 2H<sup>+</sup>

Exemplos: H<sub>2</sub>S; H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>; H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

**Triácidos:** Possuem 3H<sup>+</sup>

Exemplos: H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>; H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

**Tetrácidos:** Possuem 4H<sup>+</sup>

Exemplos: H<sub>4</sub>SiO<sub>4</sub>; H<sub>4</sub>P<sub>2</sub>O<sub>7</sub>

#### 6.3.1.2 Quanto à presença do oxigênio

**Hidrácidos:** Não possuem oxigênio

Exemplos: HBr; HCN; H<sub>2</sub>S; H<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>]

**Oxiácidos:** Possuem oxigênio

Exemplos: HClO<sub>3</sub>; H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>; H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

#### 6.3.1.3 Quanto ao número de elementos

**Binários:** Possuem 2 elementos

Exemplos: HBr; H<sub>2</sub>S; HCl

**Ternários:** Possuem 3 elementos

Exemplos: HCN; HNO<sub>2</sub>; HClO<sub>4</sub>

**Quaternários:** Possuem 4 elementos

Exemplo:  $\text{H}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

### 6.3.1.4 Quanto ao grau de ionização

**Fracos:** Possuem  $\alpha < 5\%$

Exemplo:  $\text{H}_2\text{CO}_3$ :  $\alpha = 0,2\%$

**Médio:** Possuem  $5\% \leq \alpha \leq 50\%$

Exemplo:  $\text{H}_3\text{PO}_4$ :  $\alpha = 27\%$

**Fortes:** Possuem  $\alpha > 50\%$

Exemplo:  $\text{HCl}$ :  $\alpha = 92\%$

Quando não conhecemos o grau de ionização, podemos aplicar as seguintes observações para classificar o ácido.

**Para os hidrácidos:**

**Fortes:**  $\text{HCl}$ ;  $\text{HBr}$  e  $\text{HI}$

**Médio:**  $\text{HF}$

**Fracos:** Todos os demais

**Para os oxiácidos:**

Fazemos a diferença ( $x$ ) entre o nº de átomos de oxigênio e o nº de hidrogênios ionizáveis. Se:

**$x = 0 \rightarrow$  Fraco**

Exemplo:  $\text{H}_3\text{BO}_3$ :  $x = 3 - 3 = 0$

**$x = 1 \rightarrow$  Médio**

Exemplo:  $\text{HNO}_2$ :  $x = 2 - 1 = 1$



[http://www.labvirtq.fe.usp.br/simulacoes/quimica/sim\\_qui\\_chuvaacida.htm](http://www.labvirtq.fe.usp.br/simulacoes/quimica/sim_qui_chuvaacida.htm)

**x = 2 → Forte**

Exemplo:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :  $x = 4 - 2 = 2$

**x = 3 → Muito forte**

Exemplo:  $\text{HClO}_4$ :  $x = 4 - 1 = 3$

## 6.3.2 Nomenclatura dos ácidos

### 6.3.2.1 Hidrácidos

Ácido + elemento formador + ÍDRICO

Exemplos:

HCl: ácido clorídrico

HCN: ácido cianídrico

HBr: ácido bromídrico

### 6.3.2.2 Oxiácidos

Usamos os prefixos hipo e per e os sufixos oso e ico, que dependem do Nox do elemento central, de acordo com a tabela a seguir.

Seguindo, de cima para baixo, a ordem crescente do Nox.

Exemplos:

$\text{HClO}$ : ácido hipocloroso

$\text{HClO}_2$ : ácido cloroso

$\text{HClO}_3$ : ácido clórico

$\text{HClO}_4$ : ácido perclórico

Existem casos em que o mesmo elemento central forma ácidos diferentes, porém com o mesmo Nox. Nesses casos, a diferença se encontra no grau de hidratação e usamos os prefixos orto, meta e piro.

O prefixo orto é usado para o ácido com o maior grau de hidratação.

Exemplo:  $\text{H}_3\text{PO}_4$       Ácido ortofosfórico.

O prefixo meta é usado para o ácido obtido de uma molécula do “orto” pela retirada de uma molécula de água.

Exemplo:  $\text{H}_3\text{PO}_4 - \text{H}_2\text{O} = \text{HPO}_3$       Ácido metafosfórico.

O prefixo piro é utilizado quando de duas moléculas do “orto” retiramos apenas uma de água.

Exemplo:  $2\text{H}_3\text{PO}_4 - \text{H}_2\text{O} = \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$       Ácido pirofosfórico.

### 6.3.3 Propriedades dos ácidos

Os ácidos possuem algumas propriedades características: sabor, condutibilidade elétrica, ação sobre indicadores e ação sobre as bases.

- a) **Sabor** – apresentam sabor azedo.
- b) **Condutibilidade elétrica** – em solução, conduz a corrente elétrica.
- c) **Ação sobre indicadores** – algumas substâncias, chamadas de indicadores, adquirem colorações diferentes quando estão na presença dos ácidos.

Quadro 6.1: Ação dos ácidos sobre os indicadores

Indicador	Cor na presença do ácido
Fenolftaleína	Incolor
Tornassol	Róseo
Metilorange	Vermelho

- d) **Ação sobre bases** – reagem com as bases, produzindo sal e água.



[http://www.labvirtq.fe.usp.br/simulacoes/quimica/sim\\_qui\\_indicadores.htm](http://www.labvirtq.fe.usp.br/simulacoes/quimica/sim_qui_indicadores.htm)

## 6.4 Função base ou hidróxido (conceito de Arrhenius)



Figura 6.2: Soda cáustica: produto comercial o qual apresenta substância básica

Fonte: <http://www.detercartsennori.net/images/35.jpg>

### 6.4.1 NaOH (Soda cáustica)

Para Arrhenius, base ou hidróxido é todo composto que, em solução aquosa, sofre dissociação iônica, libertando como ânion, apenas o íon  $\text{OH}^-$ , denominado de oxidrila ou hidroxila.

Exemplo:



Essas equações recebem o nome de equações de dissociação da base.

As bases podem ser classificadas seguindo vários critérios:

#### 6.4.1.1 Quanto ao número de hidroxilas

**Monobases** – Possuem apenas uma hidroxila.

Exemplos: NaOH; KOH; AgOH;  $\text{NH}_4\text{OH}$

**Dibases** – possuem duas hidroxilas.

Exemplos:  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ;  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ;  $\text{Sn}(\text{OH})_2$

**Tribases** – possuem três hidroxilas.

Exemplos:  $\text{Au}(\text{OH})_3$ ;  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ;  $\text{Ni}(\text{OH})_3$



[http://www.youtube.com/watch?v=92dckpkt\\_o&feature=channel\\_page](http://www.youtube.com/watch?v=92dckpkt_o&feature=channel_page)

**Tetrabases** – possuem quatro hidroxilas.

Exemplos:  $\text{Pb}(\text{OH})_4$ ;  $\text{Sn}(\text{OH})_4$

#### 6.4.1.2 Quanto à força

**Fortes** – São as bases em que a hidroxila se liga a um metal alcalino ou alcalino terroso, liberando grande parte das hidroxilas.

Exemplos:  $\text{NaOH}$ ;  $\text{KOH}$ ;  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ;  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

**Fracas** – são as demais bases.

Exemplos:  $\text{NH}_4\text{OH}$ ;  $\text{AgOH}$ ;  $\text{Al}(\text{OH})_3$

#### 6.4.1.3 Quanto à solubilidade em água

**Solúveis** – são as bases constituídas pelos metais alcalinos e o  $\text{NH}_4\text{OH}$ .

Exemplos:  $\text{LiOH}$ ;  $\text{RbOH}$ ;  $\text{NaOH}$

**Pouco solúveis** – são as bases dos metais alcalinos terrosos.

Exemplos:  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ;  $\text{Be}(\text{OH})_2$ ;  $\text{Ca}(\text{OH})_2$

**Praticamente insolúveis** – são todas as demais bases.

Exemplos:  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ;  $\text{AuOH}$ ;  $\text{Sn}(\text{OH})_4$

### 6.4.2 Nomenclatura das bases

A nomenclatura de uma base depende da valência do cátion.

Quando o cátion possui uma única valência, devemos colocar a palavra hidróxido seguida do nome elemento que originou o cátion.

Exemplos:

$\text{KOH}$ : hidróxido de potássio.

$\text{LiOH}$ : hidróxido de lítio.

Se o cátion possui duas valências diferentes, devemos acrescentar os sufixos oso e ico, respectivamente, para a menor ou maior valência.

Exemplos:

$\text{Fe}(\text{OH})_2$ : hidróxido ferroso.

$\text{Fe}(\text{OH})_3$ : hidróxido férrico.

Para as bases constituídas por cátions com duas valências diferentes, podemos substituir as terminações oso ou ico pelas suas valências em algarismos romanos.

Exemplos:

$\text{Fe}(\text{OH})_2$ : hidróxido de ferro II.

$\text{Fe}(\text{OH})_3$ : hidróxido de ferro III.

### 6.4.3 Propriedades das bases

As bases de Arrhenius apresentam características referentes aos íons  $\text{OH}^-$ , entre elas podemos citar: sabor, condutibilidade elétrica, ação sobre indicadores e ação sobre ácidos.

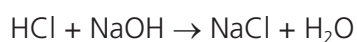
- a) **Sabor** – apresentam um sabor cáustico, lixívia ou adstringente.
- b) **Condutibilidade elétrica** – as soluções básicas, por possuírem íons livres, conduzem a corrente elétrica.

#### c) Ação sobre indicadores

Quadro 6.2: Ação dos ácidos sobre os indicadores

Indicador	Cor na presença da base
Fenolftaleína	Vermelho
Tornassol	Azul
Metilorange	Amarelo

- d) **Ação sobre os ácidos** – reagem com os ácidos produzindo sal e água.



## 6.5 Função sal



**Figura 6.3:** Sal extraído do mar (cloreto de sódio), substância relacionada a função sal  
Fonte: <http://www.iep.uminho.pt/aac/sm/a2005/elisa/images/sal.jpg>

### 6.5.1 NaCl (sal de cozinha)

Sal é todo composto que em solução aquosa possui pelo menos um cátion diferente do  $H^+$  e, pelo menos, um ânion diferente do  $OH^{1-}$  e que sofrem dissociação iônica na presença de água.

Podemos também afirmar que sal é um composto obtido pela neutralização de um ácido por uma base.



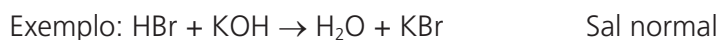
onde o NaCl possui o  $Na^+$ , que é diferente do  $H^+$ , e o  $Cl^-$ , que é diferente do  $OH^-$ .

A reação entre um ácido e uma base recebe o nome especial de neutralização ou salificação.

A neutralização entre um ácido e uma base pode ser total ou parcial.

#### 6.5.1.1 Neutralização total

Quando o total de hidrogênios ionizáveis do ácido é igual ao total de oxidrilas da base. Nesse caso o sal formado é classificado como um sal normal.

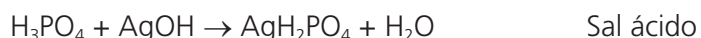
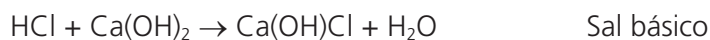




### 6.5.1.2 Neutralização parcial

Ocorre quando o número de hidrogênios ionizáveis do ácido é diferente do número de hidroxilas da base.

Exemplos:



Podemos também efetuar a reação entre dois ácidos diferentes e uma única base ou entre duas bases diferentes e um único ácido, formando, nesses casos, sais duplos.

Exemplos:

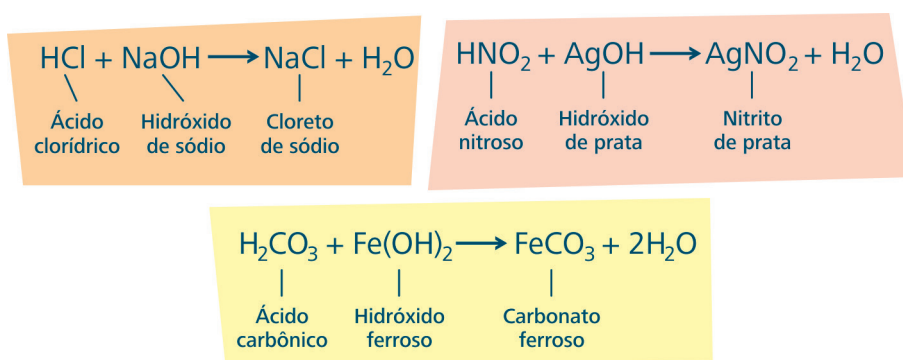


A nomenclatura dos sais normais é feita citando-se o nome do ânion, proveniente do ácido (mudando-se a terminação) seguido do nome do cátion, proveniente da base.

Quadro 6.3: Terminações dos ácidos e sais

Ácido	Sal
Ídrico	Eto
Oso	Ito
Ico	Ato

Exemplos:



Os sais obtidos pela neutralização parcial de um ácido por uma base são classificados como:

**a) Sais ácidos ou hidrogenossais** – restaram hidrogênios ionizáveis do ácido

Exemplos:  $\text{NaHCO}_3$ ;  $\text{KH}_2\text{PO}_4$

**b) Sais básicos ou hidróxissais** – restaram oxidrilas da base.

Exemplos:  $\text{Ca(OH)Cl}$ ;  $\text{Fe(OH)}_2\text{NO}_3$

A nomenclatura desses sais é resultante da presença do  $\text{H}^+$  ou da  $\text{OH}^-$ , pelos termos hidrogeno ou hidróxido agregados ao nome do sal normal, respectivamente.

Exemplos:

$\text{NaHCO}_3$ : hidrogeno-carbonato de sódio

$\text{Fe(OH)}_2\text{NO}_3$ : di-hidroxi-nitrato férrico

Para os sais duplos, devemos citar o nome dos dois cátions ou dos dois ânions.

Exemplos:

$\text{CaBrCl}$ : cloreto brometo de cálcio

$\text{NaKSO}_4$ : sulfato de sódio e potássio

## 6.6 Função óxido



**Figura 6.4: Óxido de alumínio, bauxita ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ )**

Fonte: <http://www.profpcc.com.br/sais.htm>

É o conjunto de compostos binários onde o oxigênio é o elemento mais eletronegativo.

Exemplos:  $\text{Na}_2\text{O}$ ;  $\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ;  $\text{SO}_3$

Podemos dividir os óxidos em dois grupos:

**a) Os óxidos moleculares** – o elemento ligado ao oxigênio é ametal.

Exemplos:  $\text{CO}_2$ ;  $\text{SO}_3$ ;  $\text{CO}$ ;  $\text{Cl}_2\text{O}_7$

$\text{CO}_2$ : óxido produzido pelas chaminés e por automóveis



**Figura 6.5: Liberação de fumaça por indústria a qual contém grande quantidade de  $\text{CO}_2$**

Fonte: [http://julianoramos.files.wordpress.com/2009/08/13\\_74\\_24-co2-emissions\\_web.jpg](http://julianoramos.files.wordpress.com/2009/08/13_74_24-co2-emissions_web.jpg)

**b) Os óxidos iônicos** – o elemento ligado ao oxigênio é um metal.

Exemplos:  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ;  $\text{Na}_2\text{O}$ ;  $\text{Al}_2\text{O}_3$



**Figura 6.6: Óxido de ferro, hematita ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ )**

Fonte: <http://www.profpc.com.br/sais.htm>

## 6.6.1 Nomenclatura dos óxidos

### 6.6.1.1 Para os óxidos moleculares

óxido + de + nome do elemento

Antes da palavra óxido e do nome do elemento colocamos os prefixo mono, di, tri, tetra, etc., para indicar a quantidade de átomos de cada elemento na fórmula.

Exemplos:

$\text{Cl}_2\text{O}_7$ : heptóxido de dicloro.

$\text{CO}_2$ : dióxido de carbono.

### 6.6.1.2 Para os compostos iônicos

óxido + de + nome do elemento

Exemplos:

$\text{Na}_2\text{O}$ : óxido de sódio

ZnO: óxido de zinco

Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>: óxido de alumínio

Se o elemento forma dois cátions diferentes, devemos indicar a valência em algarismos romanos ou com as terminações **oso** e **co**.

Exemplos:

FeO: óxido de ferro II ou óxido ferroso

Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>: óxido de ferro III ou óxido férrico

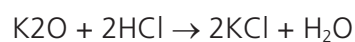
## 6.6.2 Classificação dos óxidos

Podemos classificar os óxidos em:

### 6.6.2.1 Básicos

Reagem com água, formando uma base e reagem com ácidos, formando sal e água.

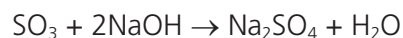
Exemplos:



### 6.6.2.2 Ácidos ou anidridos

Reagem com água, formando ácido e reagem com bases, formando sal e água.

Exemplos:



### 6.6.2.3 Neutros ou indiferentes

São óxidos moleculares que não reagem com água, nem com base ou ácidos.

Os mais importantes são CO, NO e N<sub>2</sub>O anfóteros: são óxidos que se comportam tanto como óxidos ácidos quanto como óxidos básicos.

Exemplos:  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ;  $\text{ZnO}$ ;  $\text{As}_2\text{O}_3$

#### 6.6.2.4 Duplos ou mistos

São os óxidos que se comportam como se fossem formados por dois outros óxidos de um mesmo elemento.

Exemplo:



### 6.7 Função peróxidos

São compostos que possui em sua estrutura o grupo  $\text{O}_2^{-2}$

Os peróxidos mais comuns são formados por hidrogênio, metais alcalinos e metais alcalinos terrosos.

Sua nomenclatura é feita usando-se a palavra peróxido seguida do nome do elemento ligado ao grupo  $\text{O}_2^{-2}$ .

Exemplos:

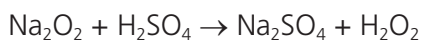
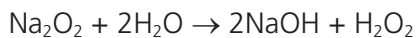
$\text{Na}_2\text{O}_2$ : peróxido de sódio

$\text{CaO}_2$ : peróxido de cálcio

$\text{H}_2\text{O}_2$ : peróxido de hidrogênio

Os peróxidos reagem com a água, produzindo uma base e água oxigenada e reagem com os ácidos, produzindo um sal e água oxigenada.

Exemplos:



O peróxido de hidrogênio é líquido e molecular. Quando está dissolvido em água, produz uma solução conhecida como água oxigenada, muito comum no nosso dia a dia.

## Resumo

Nesta aula estudamos as diversas funções inorgânicas: ácidos, bases, sais e óxidos. Diversos aspectos foram explorados como a nomenclatura, classificação e propriedades relacionadas as funções inorgânicas.

## Atividades de aprendizagem



1. Como ocorrem os fenômenos de dissociação e ionização?
2. O ácido que é classificado como oxiácido, diácido e é formado por átomos de três elementos químicos diferentes é:
  - a)  $\text{H}_2\text{S}$
  - b)  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$
  - c)  $\text{HCN}$
  - d)  $\text{H}_2\text{SO}_3$
  - e)  $\text{HNO}_3$
3. Quais são os nomes das seguintes bases:  $\text{KOH}$ ,  $\text{Zn(OH)}_2$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$ ?
4. Considerando as espécies químicas  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$  e  $\text{NO}_3^-$ , a única substância formulada de modo incorreto é:
  - a)  $\text{Ca(NO}_3)_2$
  - b)  $\text{Al(PO}_4)_3$
  - c)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$
  - d)  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
  - e)  $\text{Al(NO}_3)_3$

5. Dada a reação:  $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{X}$ . Podemos afirmar que X é:

a)  $\text{H}_2$

b)  $\text{OH}^-$

c)  $\text{O}_2$

d)  $\text{NaH}$

e)  $\text{H}_2\text{O}_2$



# Aula 7 – Equilíbrio químico

## Objetivos

Apresentar conceito de equilíbrio químico e sua importância em relação as reações químicas.

## 7.1 Conceitos básicos

Muitas vezes ao estudarmos as reações químicas observamos que a quantidade de produtos obtidos é inferior à esperada. Têm-se a impressão que em algum momento a reação parece parar, sobrando reagentes.

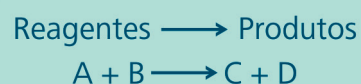
Isso acontece porque as reações podem ser reversíveis, ou seja, podem ocorrer tanto a reação direta, quanto a reação inversa. Essa situação é chamada de equilíbrio químico

Em 1863, os químicos noruegueses Cato Maximilian Guldberg e Peter Waage, estudando a hidrólise da sacarose (sacarose + água  $\rightarrow$  glicose + frutose), reconheceram que o equilíbrio químico é uma condição dinâmica, sendo caracterizado não pela interrupção da reação, mas pelo fato de as velocidades da reação direta e inversa se tornarem iguais.

Para entendermos a importância dos equilíbrios químicos para nossa vida, basta lembrarmos as reações químicas que ocorrem em sistemas biológicos, como por exemplo, a reação que ocorre com a hemoglobina no sangue e nas células.

### 7.1.1 Reagentes e produtos

Uma reação química é composta de duas partes separadas por uma flecha, a qual indica o sentido da reação. As espécies químicas denominadas como reagentes ficam à esquerda da flecha e, à direita, ficam os produtos, ou resultado da reação química.



Quando a reação não se completa e os reagentes e produtos mantêm-se em equilíbrio, utilizam-se duas setas em sentidos contrários ou uma seta dupla para separar as duas partes da reação química. O equilíbrio químico é dinâmico, o qual indica que a reação que se processa em um sentido (dos reagentes para os produtos, sentido direto) tem a mesma taxa de desenvolvimento que a reação que se processa no sentido inverso (dos produtos para os reagentes).

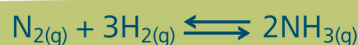
Reagentes  $\rightleftharpoons$  Produtos



### 7.1.2 Reação balanceada

Ao falar de equilíbrio químico é importante observarmos se a reação química está balanceada. Isso acontece quando o número de átomos dos reagentes é igual ao número de átomos dos produtos.

Exemplo:



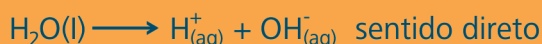
## 7.2 Equilíbrio químico

A existência de um equilíbrio químico significa que a reação química nem sempre caminha para um final; ao invés disto, alguns reagentes e produtos coexistem no sistema. Este equilíbrio é um estado em que parece que nada está ocorrendo, porém é um estado no qual reações químicas estão ocorrendo freqüentemente e em velocidades rápidas.

O equilíbrio químico acontece apenas em reações reversíveis, que são aquelas nas quais os reagentes se transformam em produtos, e estes se regeneram nos reagentes iniciais.

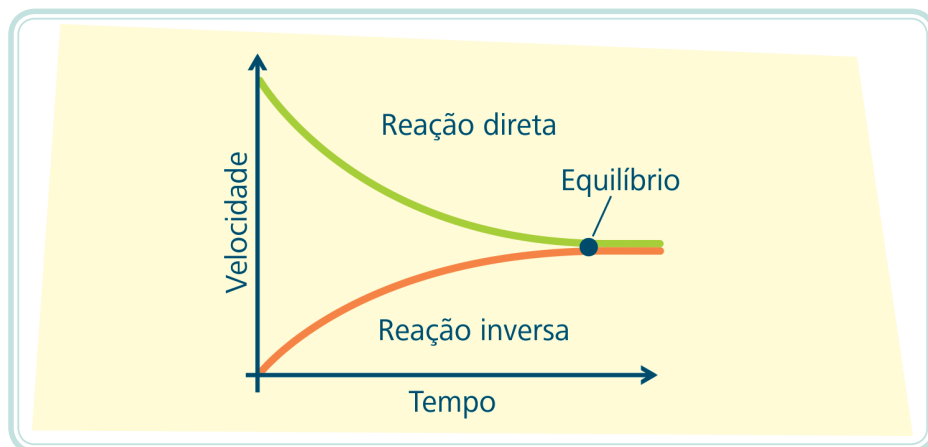
Para caracterizar o estado de equilíbrio, é necessário que a transformação aconteça em sistema fechado.

Exemplo:



## 7.3 Velocidade das reações

Após os estudos dos químicos noruegueses Cato Maximilian Guldberg e Peter Waage, observou-se que o equilíbrio químico é o estado no qual as velocidades das reações diretas e inversas se igualam.



**Figura 7.1: Relação entre a velocidade e o tempo de uma reação**  
Fonte: CTISM

## 7.4 Constante de equilíbrio

Observer a reação:



Como, no equilíbrio as velocidades das reações diretas e inversas são iguais, podemos definir a constante de equilíbrio de uma reação como:

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

onde: [C], [D], [A] e [B] são as concentrações das espécies nos produtos e nos reagentes.

### 7.4.1 Informações úteis sobre $K_c$

As constantes  $K_c$  são características de cada equilíbrio a uma determinada temperatura. Isso significa que o valor numérico da constante só varia se houver mudança da temperatura, para uma mesma reação.



Equilíbrio químico:  
<http://www.pontociencia.org.br/experimentos-interna.php?experimento=300&equilibrio+quimico+da+amonia+efeito+do+ion+comum#top>

Há um consenso entre os químicos de que a constante  $K_c$  deve ser expressa sem unidade de medida.

Os valores de  $K_c$  traduzem a tendência do equilíbrio. Se  $K_c > 1$ , ao se atingir o equilíbrio havia maior quantidade de produtos do que de reagentes, o que indica que a reação direta era de maior tendência para ocorrer. Se  $K_c < 1$ , ao se chegar no equilíbrio havia maior quantidade de reagentes do que produtos, indicando que a reação inversa era de maior tendência para ocorrer.

As concentrações das substâncias nos estados sólidos e líquidos não são consideradas na equação que determina  $K_c$ .

## 7.5 Grau de equilíbrio ( $\alpha$ )

Pode-se avaliar o rendimento de uma reação por meio de uma porcentagem, denominada grau ( $\alpha$ ), que pode assumir o nome da reação podendo ser grau de ionização, grau de dissociação, entre outros. Defini-se grau de equilíbrio da reação como:

$$\alpha = \frac{\text{quantidade em mol que reage}}{\text{quantidade em mol inicial}}$$

Esse valor está compreendido entre 0 e 1, podendo ser expresso em porcentagem.

### Resumo

Nesta aula estudamos a definição de equilíbrio químico e as constantes envolvidas nos diversos equilíbrios químicos. As constantes de equilíbrio  $K_c$  têm fundamental importância, pois determinam a tendência da reação ocorrer no sentido direto ou inverso a uma determinada temperatura.

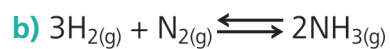


### Atividades de aprendizagem

1. Defina equilíbrio químico.
2. Nas condições ambientes é exemplo de sistema em estado de equilíbrio uma:
  - a) Chícara de café bem quente.

- b) Garrafa de água mineral gasosa fechada.
- c) Porção de água fervendo em temperatura constante.
- d) Tigela contendo feijão cozido.

3. Escreva a expressão da constante dos equilíbrios abaixo:



4. Dada a reação:  $\text{N}_2\text{O}_{4(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(g)}$

Calcule  $K_c$  para esta reação.

Dados:  $[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,75 \text{ mol/L}$

$[\text{NO}_2] = 0,060 \text{ mol/L}$

## Referências

ATKINS, P. W.; JONES, Loretta. **Princípios de Química**: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 3. ed. Porto Alegre: Bookman, 2006. 965 p.

BIANCHI, J. C. A.; ALBRECHT, C. H.; MAIA, D. J. **Universo da Química**. São Paulo: FTD, 2005. 688 p. Coleção Delta.

BRADY, J. E. & HUMISTON, G. E. **Química Geral**. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos S.A., 1994. Vol. 1 e 2.

BRADY, Joel W.; RUSSELL, John W.; HOLUM, John R. **Química**: a matéria e suas transformações. 3. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2006. Vol. 1

BROWN, Theodore; LEMAY, H. Eugene; BURSTEN, Bruce E. **Química**: a ciência central. 9. ed. Prentice-Hall, 2005.

**Estrutura Atômica**. Disponível em: <[http://netopedia.tripod.com/quimic/estrut\\_atomo.htm](http://netopedia.tripod.com/quimic/estrut_atomo.htm)>. Acesso em: 20 mai. 2010.

FELTRE, Ricardo. **Fundamentos de Química**. 4ª.ed. São Paulo: Moderna, 2005. 700 p.

FONSECA, M. R. M. **Química** – química geral. FTD, 2007. Vol. 1 e 2.

KOTZ, John C.; TREICHEL JUNIOR, Paul M. **Química Geral e Reações Químicas**. 5. ed. São Paulo: Pioneira Thomson, 2005. 671p. Vol. 1 e 2.

NISENBAUM, M. A. **Estrutura Atômica**. Disponível em: <[http://web.ccead.puc-rio.br/condigital/mvsl/Sala%20de%20Leitura/conteudos/SL\\_estrutura\\_atomica.pdf](http://web.ccead.puc-rio.br/condigital/mvsl/Sala%20de%20Leitura/conteudos/SL_estrutura_atomica.pdf)>. Acesso em: 20 mai. 2010.

RUSSEL, J. D. **Química Geral**. 2. ed. São Paulo: Makron Books, 1994. Vol. 1 e 2.

USBERCO, J.; SALVADOR, E. **Química**. 5. ed. São Paulo: Saraiva, 2002.

USBERCO, J; SALVADOR, E. **Química Geral**. 12.ed. São Paulo: Saraiva, 2006. 480 p.

## Currículo do professor-autor

**Leonardo Lopes da Costa** é Bacharel em Química e Mestre em Química pela Universidade Federal de Goiás (UFG), tem Doutorado em Química pela Universidade de Brasília (UNB). Atualmente é professor do Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia de Goiás – IFGoiás (Campus Inhumas) atuando na área de química e como coordenador de área do Programa Institucional de Bolsa de Iniciação à Docência (PIBID). Tem experiência na área de Química, com ênfase em Química de Materiais e Catálise.



