



# NIVELAMENTO QUÍMICA

S586q Silva, Samuel Ferreira da  
Química - nivelamento. / Samuel Ferreira da Silva; Fernanda  
Cristina Abrão da Rocha (rev.org.); Jéssica Aparecida Corrêa do  
Espírito Santo (edit.). - Muriaé: FAMINAS, 2015.  
126 p.

ISBN: 978-65-89983-00-2

1. Química. I. Silva, Samuel Ferreira da. II. Rocha, Fernanda  
Cristina Abrão da. (rev.org.). III. Espírito Santo, Jessica Ap.  
Corrêa.(edit.) IV. Título.

CDD 540

Ficha catalográfica elaborada pela Bibliotecária Cristina de Souza Maia- CRB6 2294

## Sumário

<b>MÓDULO I</b> .....	4
<b>Unidade I – Química Geral</b> .....	4
<b>MÓDULO II</b> .....	28
<b>UNIDADE II – A ESTRUTURA DO ÁTOMO</b> .....	28
<b>MÓDULO III</b> .....	47
<b>UNIDADE III – QUÍMICA GERAL</b> .....	47
<b>MÓDULO IV</b> .....	63
<b>UNIDADE IV - LIGAÇÕES QUÍMICAS</b> .....	63
<b>MÓDULO V</b> .....	84
<b>UNIDADE V - BALANCEAMENTO DE EQUAÇÕES</b> .....	84
<b>MÓDULO VI</b> .....	97
<b>UNIDADE VI - ESTEQUIOMETRIA</b> .....	97

## MÓDULO I

### UNIDADE I – QUÍMICA GERAL

#### Objetivos

- ✓ Compreender a natureza das coisas a partir de suas propriedades macroscópicas;
- ✓ Identificar elementos suficientes para construção de um vocabulário técnico para evolução de novos conceitos mais elaborados;
- ✓ Despertar no aluno a respeito da construção da matéria e sua manifestação na natureza;
- ✓ Identificar técnicas comuns de aplicações gerais do dia-dia que estejam ligados aos diversos estados da matéria e suas

### UM BREVE HISTÓRICO

Em 1807, um químico desbravador da Cornuália - Inglaterra, chamado Humphry Davy, tentou algo que ninguém havia ousado antes.



Figura 1

Ele utilizou uma força recém-descoberta, a eletricidade, para dissociar uma substância química cáustica chamada *potassa*. Além de descobrir um novo elemento, o radiante e violento, potássio. Davy tinha achado uma nova maneira de forçar a natureza a revelar seus elementos estruturais. Isso levou ao mais belo questionamento que pode haver no universo, “Será que tudo em nosso mundo é composto?”. A busca dessa resposta levaria à descoberta extraordinária de que tudo, da diversidade da natureza à

complexidade do homem, era composto por alguns elementos químicos. O estudo desses elementos elegantemente dentro da Química nos fornece explicações sobre os fenômenos e eventos que ocorrem na natureza.

## O QUE É QUÍMICA?



A Química estuda a matéria constituída por estes poucos elementos que existem na natureza. E as transformações da matéria e da energia envolvidas nessas transformações.

Em nossa volta, iremos notar inúmeros eventos de transformações ocorrendo a todo o momento, tais como a digestão de um alimento, o amadurecimento de uma fruta, a decomposição de organismos mortos, formação de petróleo etc. (Fenômenos naturais). Ainda podemos notar transformações em que há a interferência humana, podemos citar a produção de plásticos, fibras têxteis, papéis, tintas, aço e tantas outras coisas definitivamente incorporadas ao nosso dia-a-dia.

Todas as transformações que modificam a natureza da matéria são por definição processos químicos, independentemente de serem naturais ou de serem controladas pelo homem.

O objetivo de todo químico é entender exatamente como as transformações ocorrem, conhecer os princípios básicos que as regem e, ainda, saber quando e como eles podem interferir no processo para levá-los a formação de produtos que tenham utilidades ao ser humano.

## MATÉRIA E ENERGIA

### CONCEITOS IMPORTANTES



#### 1.1. MATÉRIA

Matéria é tudo o que tem massa e ocupa um lugar no espaço, ou seja, possui volume.

Ex.: madeira, água, areia, ar, etc.

*Obs.: Total ausência de matéria é denominado vácuo.*

**Corpo:** Corpo é qualquer porção limitada de matéria.

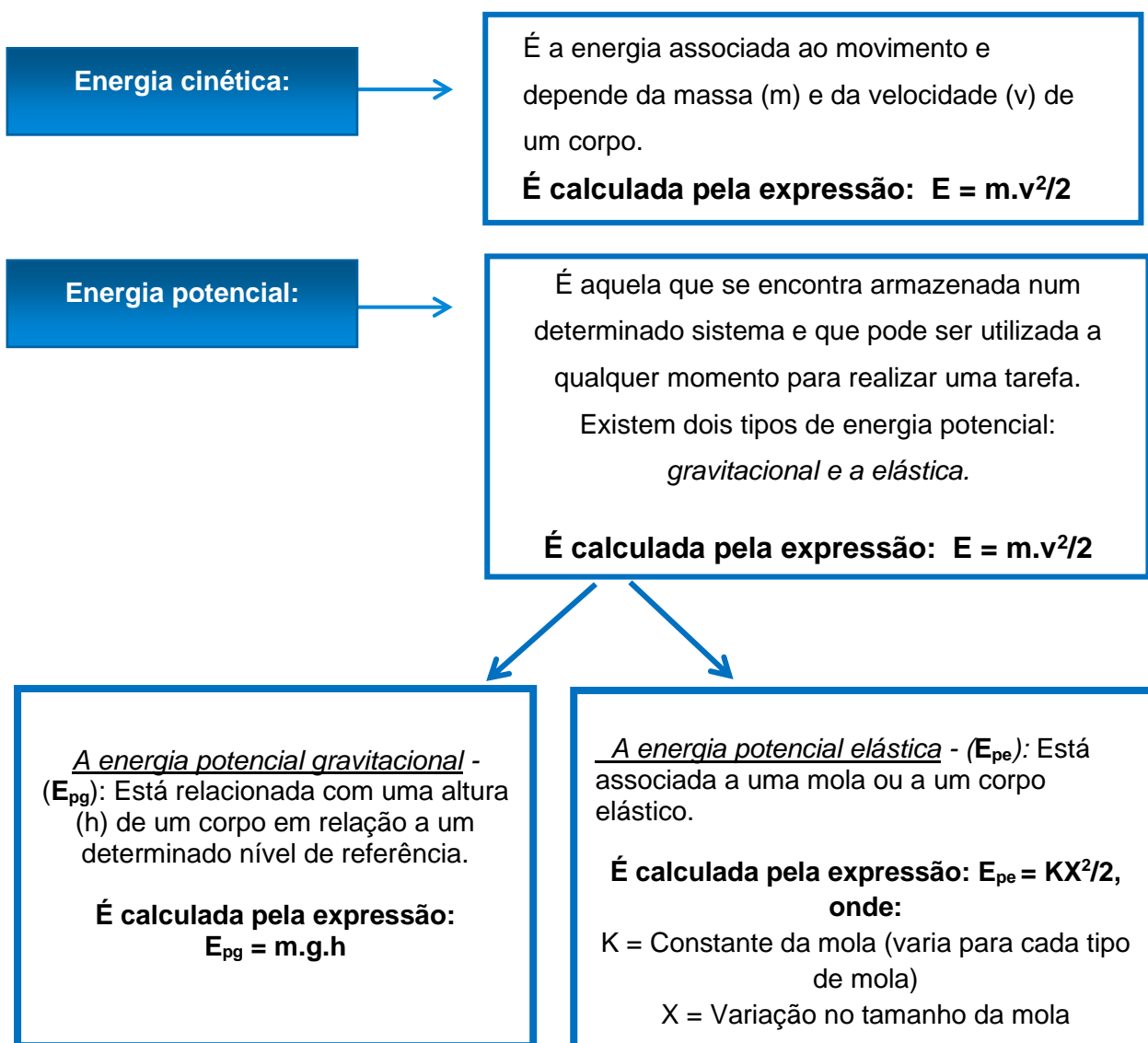
Ex.: tábua de madeira, barra de ferro, pedra, etc.

**Objeto:** Objeto é um corpo fabricado ou elaborado com utilidade para o homem. Ex.:  
mesa, lápis, estátua, cadeira, faca, martelo, etc.

## 1.2 ENERGIA

O conceito de energia está diretamente relacionado à realização de trabalho; ao fato de provocar modificações na matéria; e de ser interconvertível em suas várias formas.

Citam-se a seguir, as formas de energia:



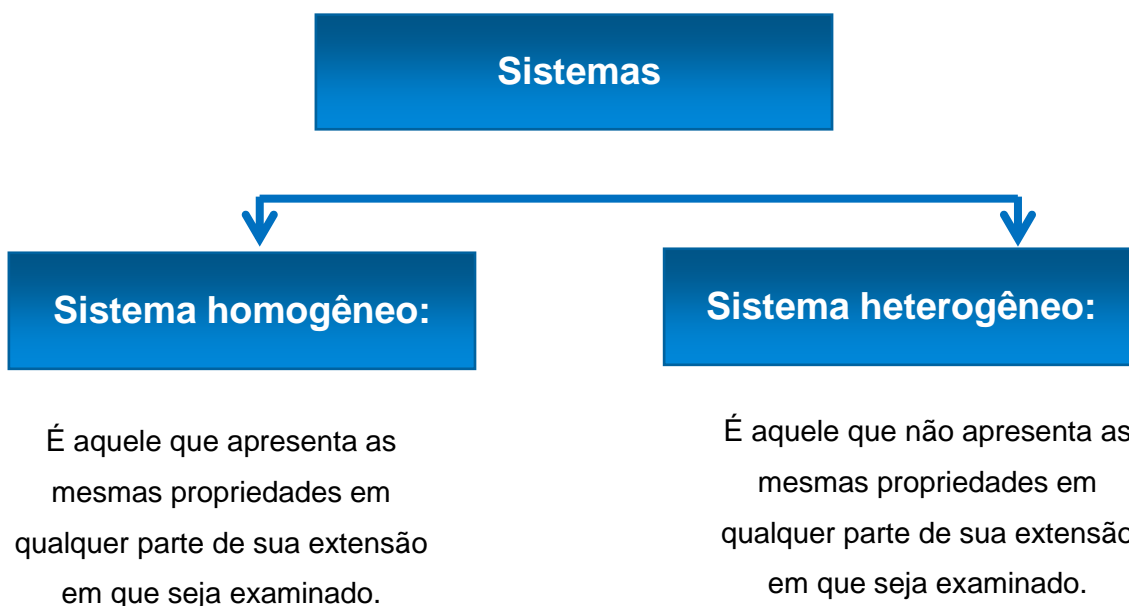
## 1.3 LEI DA CONSERVAÇÃO DA ENERGIA

A energia não pode ser criada nem destruída. Sempre que desaparece uma quantidade de uma classe de energia, uma quantidade exatamente igual de outra(s) classe(s) de energia é (são) produzida(s).

No mundo real, as transformações químicas ou físicas podem ocorrer em vários sistemas, por isso, é importante conhecermos e sabermos classificar os sistemas que existem em nosso universo.

#### 1.4 CLASSIFICAÇÃO DOS SISTEMAS

O Sistema é uma porção limitada do universo, considerada como um todo para efeito de estudo.



São as diferentes porções homogêneas, limitadas por superfícies de separação, que constituem um sistema heterogêneo. O sistema que apresenta uma fase é dito monofásico, com duas fases, bifásico, assim por diante. O sistema que apresenta muitas fases é chamado de polifásico.



**Figura 4** - Sistema polifásico formado com materiais de densidades diferentes.

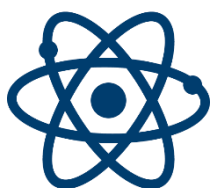
A partir das noções de matéria e de energia, podemos classificar os sistemas em função da sua capacidade de trocar matéria e energia com o meio ambiente.

**Sistema aberto:** Tem a capacidade de trocar tanto matéria quanto energia com o meio ambiente.

#### EXEMPLO

**ÁGUA EM UM RECIPIENTE ABERTO (A ÁGUA ABSORVE A ENERGIA TÉRMICA DO MEIO AMBIENTE E PARTE DESSA ÁGUA SOFRE EVAPORAÇÃO).**

**Sistema fechado:** Tem a capacidade de trocar somente energia com o meio ambiente.



Caros alunos, agora estamos prontos para começarmos nossos estudos sobre os aspectos macroscópicos da matéria.

## 1.5. PROPRIEDADES DA MATÉRIA

Propriedades são determinadas características que, em conjunto, vão definir a espécie de matéria. Podemos dividi-las em 3 (três) grupos: *propriedades gerais*, *funcionais* e *específicas*.

**Propriedades gerais:** São propriedades inerentes a toda espécie de matéria.

**a) Massa:** é a medida da quantidade de matéria.

**b) Volume (V):** é a extensão de espaço ocupado por um corpo.

**c) Inércia:** é a propriedade que os corpos têm de manter o seu estado de movimento ou de repouso inalterado, a menos que alguma força maior interfira e modifique esse estado.

**d) Impenetrabilidade:** duas porções de matéria não podem ocupar, simultaneamente, o mesmo lugar no espaço.



**e) Divisibilidade:** toda matéria pode ser dividida sem alterar a sua constituição, até um certo limite ao qual chamamos de átomo.

**f) Compressibilidade:** sob a ação de forças externas, o volume ocupado por uma porção de matéria pode diminuir.

## 1.6 PROPRIEDADES ESPECÍFICAS

São propriedades individuais de cada tipo particular de matéria. Podem ser: organolépticas, químicas ou físicas.

**Propriedades sensoriais ou organolépticas:** São propriedades capazes de impressionar os nossos sentidos, como: a cor, que impressiona a visão; o sabor, que impressiona o paladar, o odor que impressiona o nosso olfato e a fase de agregação da matéria (sólido, líquido, gasoso, pastoso, pó), que impressiona o tato.

### EXEMPLO

**ÁGUA PURA (INCOLOR, INSÍPIDA, INODORA, LÍQUIDA EM TEMPERATURA AMBIENTE), BARRA DE FERRO (BRILHO METÁLICO, SÓLIDA).**



Figura 5

**Propriedades Químicas:** Responsáveis pelos tipos de transformação que cada matéria é capaz de sofrer. Relacionam-se à maneira de reagir de cada substância. **Ex.:** oxidação do ferro, combustão do etanol.

**Propriedades Físicas:** São certos valores encontrados experimentalmente para o comportamento de cada tipo de matéria quando submetidas a determinadas condições. Essas condições não alteram a constituição da matéria, por mais diversas que sejam. As principais propriedades físicas da matéria são:

**a) Pontos de fusão e solidificação:** são as temperaturas nas quais a matéria passa da fase sólida para a fase líquida e da fase líquida para a sólida respectivamente, sempre em relação a uma determinada pressão atmosférica.

**b) Ponto de fusão normal:** é a temperatura na qual a substância passa da fase sólida para a fase líquida, sob pressão de 1 atm. Durante a fusão propriamente dita, coexistem essas duas fases. Por isso, o ponto de solidificação normal de uma substância coincide com o seu ponto de fusão normal.

**c) Pontos de ebulição e condensação:** são as temperaturas nas quais a matéria passa da fase líquida para a fase gasosa e da fase gasosa para a líquida respectivamente, sempre em relação a uma determinada pressão atmosférica.

#### Exemplo

Água 100 ° C (nível do mar e na linha do equador);  
Oxigênio -182,8 ° C; fósforo branco 280 ° C.

**d) Ponto de ebulição normal:** é a temperatura na qual a substância passa da fase líquida à fase gasosa, sob pressão de 1 atm. Durante a ebulição propriamente dita, coexistem essas duas fases. Por isso, o ponto de condensação normal de uma substância coincide com o seu ponto de ebulição normal.

**e) Densidade:** É a relação entre a massa e o volume ocupado pela matéria. Dado pela equação matemática:

$$d = m/v$$

onde:

**d** = densidade do material ou solução.

**m** = massa do material ou da solução.

**v** = volume ocupado pelo material ou solução.

Ex.: água  $1,00 \text{ g/cm}^3$ ; ferro  $7,87 \text{ g/cm}^3$ .

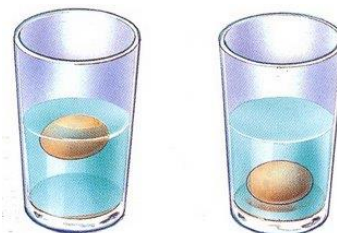
Para sólidos e líquidos, a densidade geralmente é expressa em gramas/centímetros cúbicos ( $\text{g/cm}^3$ ); para gases, costuma ser expressa em gramas/litro ( $\text{g/L}$ ).



Figura 6 – Iceberg: Gelo flutuando na água.

Nas regiões polares, é comum a presença de grandes blocos de gelo (água pura), os *icebergs*, flutuando na água do mar (água e outros materiais). Isso ocorre porque a densidade do gelo ( $0,92 \text{ g/cm}^3$ ) é menor que a densidade da água do mar ( $1,03 \text{ g/cm}^3$ ).

A densidade em soluções é afetada pelo soluto que a compõe, por exemplo, um ovo colocado em água salgada flutua **(1)** enquanto que colocado em água doce afunda **(2)**, isso se dá por que o sal de cozinha forma com a água uma solução mais densa que ovo.



1

2

Figura 7

## 1.7 TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS E FÍSICAS

Uma substância sofre **transformação física**, quando não há alteração na sua constituição (ou natureza) molecular.

**Ex:** as mudanças de estado são transformações físicas, a dissolução do sal, aquecimento da água, gelo derretendo, etc.



Figura 8 - Gelo derretendo



Figura 9 - Água em ebulição

Uma substância sofre **transformação química**, quando há alteração na sua natureza molecular, o que impede a recuperação da substância (por métodos elementares).

**Ex:** combustões, decomposições, digestões, cozimentos, etc. Todos esses fenômenos recebem o nome de reações químicas.



Figura 10 - Madeira em combustão

## 1.8 ESTADO FÍSICO E MUDANÇA DE ESTADO

### Estados físicos da matéria.

**Fase sólida:** A característica da fase sólida é a rigidez. As substâncias apresentam maior organização de suas partículas constituintes, devido a possuir menor energia. Essas partículas formam estruturas geométricas chamadas de retículos cristalinos. Apresenta forma invariável e volume constante.

**Fase líquida:** A característica da fase líquida é a fluidez. As partículas se apresentam desordenadas e com certa liberdade de movimento e energia intermediária entre as fases sólida e gasosa. Além de apresentarem forma variável e volume constante.

**Fase gasosa:** A característica da fase gasosa é o caos. Existem grandes espaços entre as partículas, que apresentam grande liberdade de movimento. É a fase que apresenta maior energia e forma e volume variáveis.



Figura 11- Características macroscópicas e microscópicas dos estados físicos da matéria

### MUDANÇA DE ESTADO

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

- a) **Fusão:** é a passagem da fase sólida para a líquida.

- b) **Vaporização:** é a passagem do estado líquido para o estado gasoso.
- 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 o surgimento de bolhas no seu interior.  
**Ex.: 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 devido à ocorrência de bolhas.  
**Ex.: fervura da água para preparação do café.**
- c) **Calefação:** é a passagem muito rápida do estado líquido para o estado de vapor, quando o líquido se aproxima de uma superfície muito quente.  
**Ex.: Gotas de água caindo sobre uma frigideira quente.**
- d) **Sublimação:** é a passagem do estado sólido diretamente para o estado gasoso e vice-versa.
- e) **Liquefação ou condensação:** é a passagem do estado gasoso para o estado líquido.
- f) **Solidificação:** é a passagem do estado líquido para o estado sólido.

O esquema abaixo resume todas as mudanças de estado físico da matéria, onde está sendo usada a água como exemplo. Considere que a água está a nível do mar e na linha do Equador.

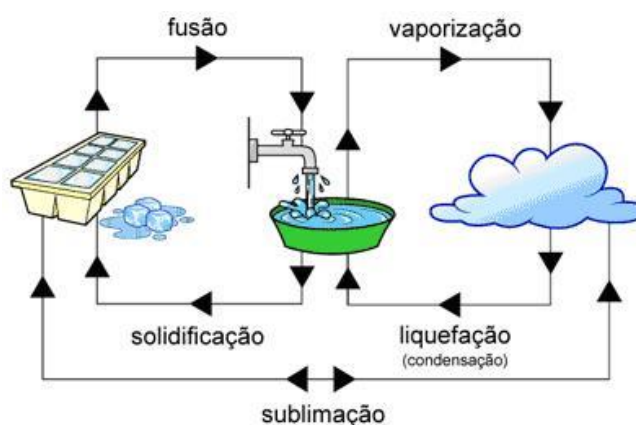


Figura 12- Mudanças de estado físico da água

## 1.9 MISTURA E SUBSTÂNCIA PURA

**Mistura:** É qualquer sistema formado de duas ou mais substâncias puras, denominadas componentes. Pode ser homogênea ou heterogênea, conforme apresente ou não as mesmas propriedades em qualquer parte de sua extensão em que seja examinada.

Toda mistura homogênea é uma solução, por definição.

**Substância pura** é todo material com as seguintes características:

Unidades estruturais (moléculas, conjuntos iônicos) quimicamente iguais entre si.

- Composição fixa, do que decorrem propriedades fixas, como densidade, ponto de fusão e de ebulição, etc.
- A temperatura se mantém inalterada desde o início até o fim de **todas** as suas mudanças de estado físico (fusão, ebulição, solidificação, etc.), ou seja, na fusão e ebulição na medida em que o tempo passa a temperatura observada no gráfico mantém-se constante, como se observa em **A e B** no gráfico abaixo. Ainda se observa que a substância pura coexiste em dois estados físicos, em **A** (sólido + líquido) e em **B** (líquido + vapor).

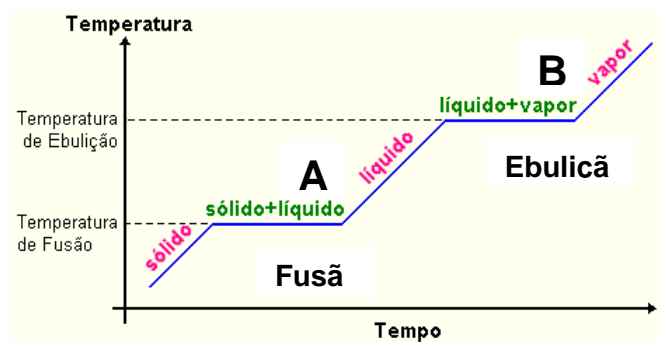


Figura 13 - Curvas de aquecimento de uma substância pura

Pode ser representada por uma fórmula porque tem composição fixa.

**Ex: Cloreto de sódio – NaCl, água pura – H<sub>2</sub>O etc.**

**Substância simples:** é toda substância pura formada de um único elemento químico.

**Ex: oxigênio (O<sub>2</sub>), nitrogênio (N<sub>2</sub>), ozônio (O<sub>3</sub>)**

**Substância composta:** é toda substância formada por mais de um elemento químico.



Ex: gás carbônico (CO<sub>2</sub>), amônia (NH<sub>3</sub>), carbonato de cálcio (CaCO<sub>3</sub>)

**Alotropia:** é o fenômeno em que um mesmo elemento químico (átomos de mesmo Z) forma duas ou mais substâncias simples diferentes.



Outros elementos também podem apresentar formas alotrópicas: Figura 14- Formas alotrópicas do carbono.

Elemento	Variedades alotrópicas	
<b>Carbono (C)</b>	Diamante (C <sub>n</sub> )	Grafite (C <sub>n</sub> )
<b>Oxigênio (O)</b>	Oxigênio (O <sub>2</sub> )	Ozônio (O <sub>3</sub> )
<b>Enxofre (S)</b>	Enxofre rômico (S <sub>8</sub> )	Enxofre monoclinico (S <sub>8</sub> )

### 1.10 PROCESSOS DE SEPARAÇÃO DE MISTURAS

Os processos de separação são usados na obtenção dos componentes individuais de uma mistura de dois ou mais componentes. Nem sempre somente um método de separação é suficiente para separar todos os componentes de uma mistura. Esses processos estão divididos em duas categorias:



**PROCESSOS DE SEPARAÇÃO DE MISTURAS HETEROGÊNEAS**

As misturas heterogêneas apresentam fase de separação, sendo assim de fácil separação, por isso se aplicam os processos de separação mecânicos:

**Catação:** É um método de separação bastante rudimentar, usado para separação de sistemas sólido-sólido. Baseia-se na identificação visual dos componentes da mistura e na separação dos mesmos separando-os manualmente. É o método utilizado na limpeza do feijão antes do cozimento.



Figura 15

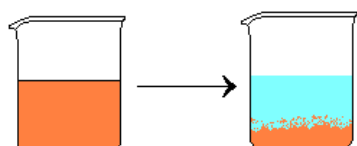
**Peneiração:** Também conhecido como tamisação, este método é usado na separação de sistemas sólido-sólido, onde um dos dois componentes apresenta granulometria que permita que o mesmo fique preso nas malhas de uma peneira.



Figura 16

**Levigação:** A água corrente arrasta o componente menos denso e o mais denso deposita-se no fundo do recipiente. Um bom exemplo é a lavagem da poeira do arroz.

**Decantação:** Permite a separação de líquidos imiscíveis (que não se misturam) ou um sólido precipitado num líquido. Exemplos: água e areia; água e óleo vegetal.



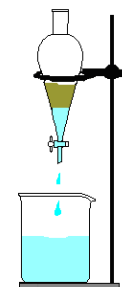
A seguir usa-se funil de decantação

---

---

---

---



---

---

---

---

**Filtração:** Este é um método de separação muito presente no laboratório químico e também no cotidiano. É usado para separar um sólido de um líquido ou sólido de um gás, mesmo que o sólido se apresente em suspensão. A mistura atravessa um filtro poroso, onde o material particulado fica retido. A preparação do café é um exemplo de filtração.



Figura 17- Processo de filtração

## PROCESSOS DE SEPARAÇÃO DE MISTURAS HOMOGÊNEAS

As misturas homogêneas não apresentam fase de separação, seus processos de separação são mais complicados, portando exigem o conhecimento das propriedades (ponto de fusão, ponto de ebulição, densidade etc.) das substâncias que serão separadas.

**Destilação simples:** A destilação simples é utilizada quando se deseja separar a substância sólida dissolvida do solvente e não se deseja perder este último, como no processo de evaporação. Aquece-se a mistura até atingir o ponto de ebulição do solvente. Não existe necessidade de controle de temperatura, pois o ponto de ebulição do sólido é muito mais elevado que o do solvente.

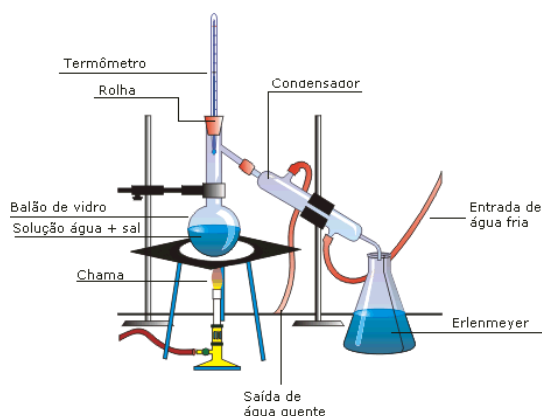


Figura 18- Destilação simples

Existem outros tipos de destilação (líquido-líquido, destilação fracionada etc), mas que não serão apresentados aqui. Mas seguem o mesmo princípio da destilação simples, ou seja, utilizam-se da propriedade da matéria para promover a separação.

### RESUMINDO

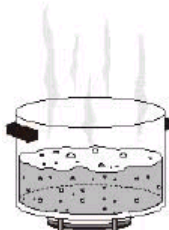
Nessa unidade, aprendemos os conceitos básicos sobre a matéria, de como ela se manifesta macroscopicamente, assim como entendemos os estados físicos em que ela coexiste. Percebemos como é possível elaborar técnicas de laboratórios que nos auxiliam a lidar com a matéria nos seus diversos estados físicos e ao mesmo tempo aproveitar das suas propriedades para construção de novos materiais que sejam úteis ao homem, na sociedade em geral.

Os diversos conceitos aqui discutidos nos prepararam para, a partir de agora, utilizarmos um vocabulário mais técnico, pertinente à disciplina de química no aprendizado de conhecimentos mais elaborados que serão posteriormente discutidos.

**Espero que vocês tenham gostado, e até a próxima unidade. Ok?**

**ATIVIDADE DE FIXAÇÃO**

1. (UFMG-00) A figura representa um sistema constituído de água em ebulição.



Todas as seguintes afirmativas relacionadas à situação representada estão corretas, **EXCETO**:

- a) A vaporização é um processo endotérmico.
- b) As bolhas formadas no interior do líquido são constituídas de vapor d'água.
- c) O sistema apresenta água líquida em equilíbrio com vapor d'água.
- d) Um grande número de moléculas está passando do estado líquido para o gasoso.

2. (UFV-03) A naftalina, nome comercial do hidrocarboneto naftaleno, é utilizada em gavetas e armários para proteger tecidos, papéis e livros do ataque de traças e outros insetos. Assim como outros compostos, a naftalina tem a propriedade de passar do estado sólido para o gasoso sem fundir-se. Esse fenômeno é chamado de:

- a) liquefação.
- b) **SUBLIMAÇÃO.**
- c) combustão.
- d) ebulição.
- e) solidificação.

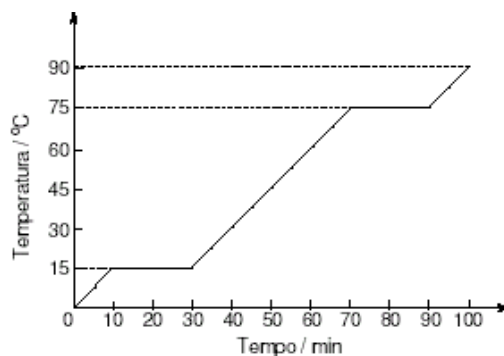
3. (UNIMEP-02) Adicionando em um béquer (equipamento utilizado em laboratório), álcool comercial (vendido nos supermercados), água, carvão e bolinhas de aço, podemos afirmar que o sistema será..... e apresentará.....fases. Identifique, entre as alternativas abaixo, aquela que completa corretamente as lacunas.

- a) homogêneo, 2 fases;
- b) heterogêneo, 2 fases;
- c) heterogêneo, 3 fases;
- d) homogêneo, 3 fases;
- e) heterogêneo, 4 fases.

4. (PASES-01) Um pedaço de palha de aço deixada ao ar livre adquiriu uma coloração marrom avermelhada. Em relação ao fenômeno, marque a alternativa INCORRETA.

- a) Ocorreu uma reação química.
- b) A massa da palha de aço foi alterada.
- c) Houve mudança de estado físico no sistema.
- d) Houve formação de uma substância composta.
- e) O ferro reagiu com o oxigênio.

5. (PASES–05) O gráfico abaixo representa a variação de temperatura observada ao se aquecer uma substância **A** durante 100 minutos. Considere que o experimento foi realizado nas CNTP.



De acordo com o gráfico acima, responda:

- A temperatura de fusão da substância **A** é \_\_\_\_\_
- A temperatura de ebulição da substância **A** é \_\_\_\_\_
- O intervalo de temperatura em que a substância **A** permanece sólida é \_\_\_\_\_
- O intervalo de temperatura em que a substância **A** permanece líquida é \_\_\_\_\_
- Sabendo-se que a substância **A** é líquida à temperatura ambiente e insolúvel em água, que procedimento seria apropriado para a separação de uma mistura de iguais volumes de água e da substância **A**?

6. Um determinado frasco contém 250g de solução. Se a densidade desta é 1,47g/mL, qual o volume desta?

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

7. Qual a massa de uma solução de densidade igual a 1,25g/mL e volume de 500 mL?

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

8. Dentre as transformações abaixo apresentadas, a que ocorre com diminuição de volume e aumento do conteúdo de energia do sistema é:

- $\text{H}_2\text{O (s)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (l)}$
- $\text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (g)}$
- $\text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (s)}$

9. Em relação aos estados físicos de uma substância, podemos afirmar corretamente que:

- a passagem do estado líquido para o estado sólido e chamada condensação.
- durante a fusão da substância estarão presentes os estados líquido e gasoso.
- no estado gasoso as partículas da substância estão muito próximas umas das outras.

d) O estado gasoso tem um conteúdo energético maior que o estado líquido.

10. Bolinhas de naftalina são utilizadas contra baratas. Ao serem colocadas em armários, com o decorrer do tempo, diminuem de tamanho. O fenômeno que explica corretamente este comportamento é:

- a) condensação
- b) fusão
- c) liquefação
- d) sublimação

11. Uma maneira rápida e correta de separar uma mistura com ferro, sal de cozinha e arroz é na sequência:

- a) Filtrar, aproximar um ímã, adicionar água e destilar.
- b) Aproximar um ímã, adicionar água, filtrar e destilar.
- c) Destilar, adicionar água, aproximar um ímã.
- d) Adicionar água e destilar.
- e) Impossível de separá-la.

12. (Vunesp-SP) Na preparação do café, a água quente entra em contato com o pó e é separada no coador. As operações envolvidas nessa separação são, respectivamente:

- a) destilação e decantação.
- b) filtração e destilação.
- c) destilação e coação.
- d) extração e filtração.
- e) extração e decantação.

13. (Unioeste) A maioria das substâncias químicas é encontrada na natureza sob a forma de misturas. As misturas são separadas por análise imediata.

Assim sendo, a(s) proposição(ões) correta(s) é (são):

- ( ) Os sistemas gasosos apresentam-se sempre homogêneos, independentemente do número de constituintes.
- ( ) Um sal solúvel em água pode ser separado por filtração.
- ( ) Uma mistura de dois sólidos de densidades diferentes pode ser separada por destilação.
- ( ) Para separar água de óleo pode ser utilizada a decantação.
- ( ) Para separar uma mistura de cloreto de sódio, areia e iodo pode-se adicionar água, decantar, sifonar, destilar e sublimar, nesta ordem.
- ( ) A separação dos gases das bebidas ocorre por sublimação.
- ( ) A separação da água dos rios, lagos e mares, na formação da chuva, ocorre por evaporação e condensação.

14. (Unicamp-SP) Têm-se as seguintes misturas:

I - Areia e água.

II - Álcool (etanol) e água.

III - Sal de cozinha (NaCl) e água, neste caso uma mistura homogênea.

Cada uma dessas misturas foi submetida a uma filtração em funil com papel e, em seguida, o líquido resultante (filtrado) foi aquecido até sua total evaporação. Pergunta-se:

Qual mistura deixou um resíduo sólido no papel após a filtração? O que era esse resíduo?

Em qual caso apareceu um resíduo sólido após a evaporação do líquido? O que era esse resíduo?

15. Uma pessoa comprou um frasco de éter anidro. Para se certificar que o conteúdo do frasco não foi alterado com a adição de solvente, basta que ele determine, com exatidão,

I. A densidade.      II. O volume.      III. A temperatura de ebulição.      IV. A massa.

Dessas afirmações, são corretas APENAS:

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

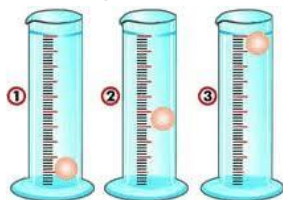
16. Qual a massa de 3 ml de acetona, sabendo que sua densidade absoluta é de 0,792 g/mL ?

- a) 3,787 g.
- b) 0,264 g.
- c) 3,792 g.
- d) 2,208 g.
- e) 2,376 g.

17. Sobre o bicarbonato de sódio ( $\text{NaHCO}_3$ ), afirma-se que é:

- a) substância composta e tem quatro átomos em sua molécula.
- b) substância composta, sendo constituída por seis átomos.
- c) substância simples.
- d) substância simples formada por quatro elementos químicos.
- e) uma substância composta formada por três

18. Para identificar três líquidos – de densidades 0,8, 1,0 e 1,2 – o analista dispõe de uma pequena bola de densidade 1,0. Conforme as posições das bolas apresentadas no desenho a seguir, podemos afirmar que:

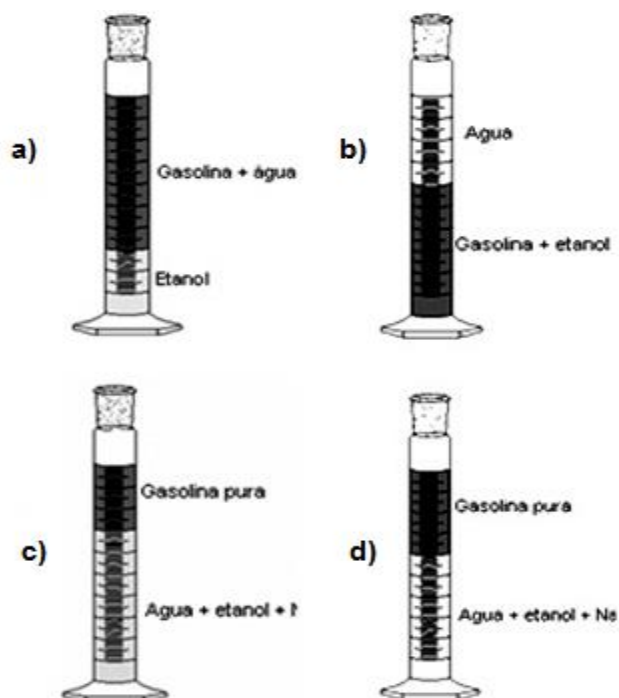


- a) As provetas 1, 2 e 3 apresentam líquidos com densidades 0,8, 1,0 e 1,2.
- b) As provetas 1, 2 e 3 apresentam líquidos com densidades 1,2, 0,8 e 1,0.
- c) As provetas 1, 2 e 3 apresentam líquidos com densidades 1,0, 0,8 e 1,2.
- d) As provetas 1, 2 e 3 apresentam líquidos com densidades 1,2, 1,0 e 0,8.
- e) As provetas 1, 2 e 3 apresentam líquidos com densidades 1,0, 1,2 e 0,8.

**19- (UFU- 2006)** Quando o preço do álcool está com “bom preço”, é comum adulterarem a gasolina com adição de álcool acima dos 20% v/v, atualmente permitidos por lei. A gasolina batizada (adulterada) cria uma série de problemas para o motor. Uma maneira de verificar a qualidade da gasolina com etanol anidro, em excesso, é fazer o Teste da Proveta. Este teste consiste em adicionar 50 mL de uma solução aquosa saturada com cloreto de sódio em uma proveta de 100 mL, contendo 50 mL da gasolina. Em seguida, a proveta é agitada e deixada em repouso por alguns minutos.

Assinale a alternativa que representa, no Teste da Proveta, uma gasolina adulterada.

**Dados:** Densidade da água =  $1 \text{ g cm}^{-3}$ ; densidade da mistura álcool e gasolina  $< 1 \text{ g cm}^{-3}$ .





**GABARITO MODULO I**

**01 – C**

**02 – B**

**03 – C**

**04 – C**

**05 – a) 15 °C,            b) 75 °C,            c) 10 a 20 °C,            d) 70 a 90 °C**

e) O método para separação seria uma destilação. Observando o gráfico percebemos que a substância A evapora numa temperatura de 90 °C, ou seja, essa temperatura é menor que a temperatura de evaporação da água, portanto uma destilação separaria a substância A da água.

**06 – 170 ml**

**07– 625 gramas**

**08 – A**

**09 – D**

**10 – D**

**11 – B**

**12 – D**

**13 – V, F, F, F, V, V, V**

**14 – Areia + Água + NaCl, o resíduo era a areia que certamente ficou retida no filtro uma vez que essa não mistura na água.**

No caso da evaporação do líquido, veio da mistura Água e NaCl, e o resíduo recolhido certamente foi o NaCl.

**15 – B**

**16 – E**

**17 – B**

**18 – A**

**REFERÊNCIAS**

HARTWIG. et al. **Química Geral e Inorgânica**. São Paulo: Editoria Scipione, 1999.

USBERCO e SALVADOR. **Química 1: química geral**. 9. ed. São Paulo. Editora Saraiva, 2000.

PERUZZO, Francisco Miragaia; CANTO, Eduardo Leite. **Química na abordagem do cotidiano**. São Paulo: Editora Moderna. v.1. 2010.

Figura 1 - Disponível em <:<http://www.science-photo.com/media/75702/enlarge>>  
Acesso em: 18 fev. 2012.

Figura 2 - Disponível em <:<http://cienciainterativa.blogspot.com/2010/11/gelo-que-pega-fogo.html>> Acesso em 17 de fev. 2012.

Figura 3 - Disponível em <:<http://paradaprasedpensar.blogspot.com>> Acesso em 17 de fev. 2012.

Figura 4 - Disponível em <:<http://www.brasilecola.com/quimica/densidade.htm?>>  
Acesso em 15 de fev. 2012.

Figura 5 - Disponível em  
<:<http://supergerente.intelligencegroup.com.br/curso/login/index.php>> Acesso em 15 de fev. 2012.

Figura 6 - Disponível em <:<http://hypescience.com/gelo-nao-e-apenas-agua-solida>> Acesso em 15 de fev. 2012.

Figura 7 - Disponível em <:  
<http://nicolesefep2009.blogspot.com/2009/03/experiencia-do-vo.html>> Acesso em 12 de fev. 2012.

Figura 8 - Disponível em <: <http://www.osmais.com/index.php?ver=MTixOTM>>:  
Acesso em 12 de fev. 2012.

Figura 9 - Disponível em <: <http://pt.dreamstime.com/imagens-de-stock-royalty-free-potenci-ocircmetro-da-aacutegua-de-ebuli-ccedil-atildeo-image5336969>>:  
Acesso em 12 de fev. 2012.

Figura 10 - Disponível em <:  
[http://www.senado.gov.br/portaldoservidor/jornal/jornal104/dicas\\_seguranca.aspx](http://www.senado.gov.br/portaldoservidor/jornal/jornal104/dicas_seguranca.aspx)> Acesso em 18 de fev. 2012.

Figura 11 - Disponível em <:

<http://quimicano1anoconego.blogspot.com/2010/05/estados-fisicos-da-materia.html>:> Acesso em 19 de fev. 2012.

Figura 12 - Disponível em <: <http://www.colegioweb.com.br/ciencias-infantil/os-estados-fisicos-da-agua.html>:> Acesso em 19 de fev. 2012.

Figura 13 - Disponível em <:

[http://analuizabaierle.blogspot.com/2010\\_04\\_18\\_archive.html](http://analuizabaierle.blogspot.com/2010_04_18_archive.html):> Acesso em 02 de fev. 2012.

Figura 14 - Disponível em <: <http://www.infoescola.com/elementos-quimicos/carbono/>:> Acesso em 05 de dez. 2011.

Figura 15 - Disponível em <: <http://www.brasilecola.com/quimica/catacao-flotacao-levigacao.htm/>:> Acesso em 05 de dez. 2011.

Figura 16 - Disponível em <: <http://miscelaneaecia.blogspot.com/2011/04/o-barro-e-o-oleiro.html/>:> Acesso em 13 de jan. 2011.

Figura 17 - Disponível em <: [http://grupo46a.blogspot.com/2009/06/filtracao-de-cha.html](http://grupo46a.blogspot.com/2009/06/filtracao-de-cha.html/):> Acesso em 13 de jan. 2011.

Figura 18 - Disponível em <: <http://www.infoescola.com/quimica/destilacao-simples/>:> Acesso em 13 de jan. 2011.

## MÓDULO II

### UNIDADE II – A ESTRUTURA DO ÁTOMO

#### Objetivos

- ✓ Apresentar ao aluno a evolução dos modelos atômicos até o modelo de Bohr.
- ✓ Compreender o comportamento dos elétrons e o comportamento de pequenas partículas.
- ✓ Possibilitar a escolha de qual modelo atômico se deve aplicar em determinada situação a fim de se explicar o fenômeno e o problema com mais clareza.

### A ESTRUTURA DO ÁTOMO

Uma substância simples é formada por somente um elemento químico. Já as substâncias compostas são formadas por mais de um elemento químico. O número de elementos químicos que se conhece hoje em dia é de 112 elementos e eles compõem a Tabela Periódica atual. Desses a maior parte oitenta e nove(89), existe na natureza. Os restantes são artificiais, isto é, só passam a existir se forem produzidos em laboratório.



Figura 1

Esses elementos e as substâncias que eles formam na natureza, assim como as propriedades apresentadas por essas substâncias, só foram desvendadas a partir do estudo das partículas que as constitui. Por isso, esse capítulo irá discutir essas minúsculas partículas que se chamam *átomos*.

Nessa direção, vários questionamentos sempre fizeram parte dos filósofos e dos cientistas do passado. Entre seus principais interesses destacam-se:

- *Se embora o átomo seja uma partícula extremamente pequena, seria ele constituídos de partes ainda menores?*
- *Se o átomo seria maciço ou, ao contrário, possuiria espaços vazios no seu interior?*
- *Se a matéria constituída de átomos seria contínua ou descontínua?*

**EVOLUÇÃO ATÔMICA – A DESCOBERTA DAS PARTES DO ÁTOMO****450 a.C. – Leucipo de Mileto**

Nessa época, os conceitos a respeito do átomo eram estritamente filosóficos.

**“A matéria pode se dividir em partículas cada vez menores”.**

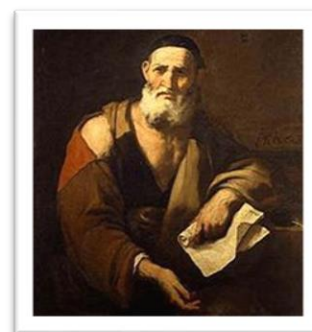


Figura 2 - Leucipo de

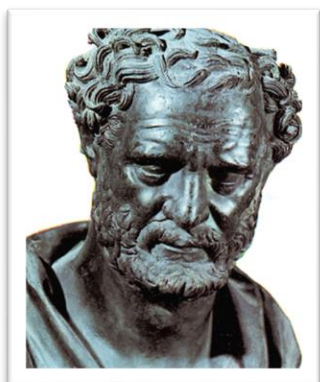
**400 a.C. – Demócrito**

Figura 3 - Demócrito

Demócrito é considerado o pai do atomismo grego. Ele considera o átomo como a menor partícula de matéria.

**Modelo proposto por Demócrito:**

- Toda a matéria é constituída por átomos e vazio (não era compacta);
- O átomo é uma partícula pequeníssima, invisível, e que não pode ser dividida;
- Os átomos encontram-se em constante movimento; e;
- Universo constituído por um número infinito de átomos, indivisíveis e eternos.

## 60 a.C. – Lucrécio

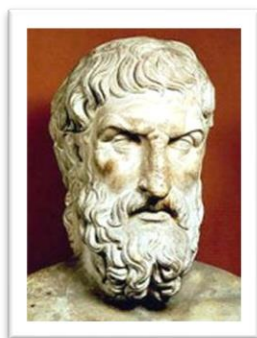


Figura 4 - Lucrécio

Lucrécio foi o autor do poema *De Rerum Natura*, através do qual foi consolidado o atomismo de Demócrito.

## 1808 – Dalton

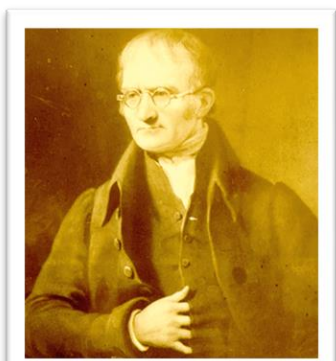


Figura 5 - Dalton

Dalton enunciou seu modelo atômico: O átomo é uma partícula maciça e indivisível.

### Baseado nas leis de:

**Lei Lavoisier:** A soma das massas antes da reação é igual à soma das massas após a reação.

**Lei de Proust:** A proporção das massas que reagem permanece sempre constantes.

**Lei de Dalton:** Em uma relação, se a massa de um participante permanece constante, a massa do outro só poderá variar segundo valores múltiplos.

*Nesse modelo, atômico teria que admitir que os átomos do mesmo elemento sejam todos iguais entre si, ou seja, possui todos a mesma massa.*

Seu modelo atômico “Bolinha de Bilhar” só vingou até 1897.

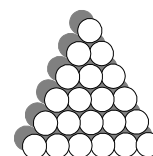
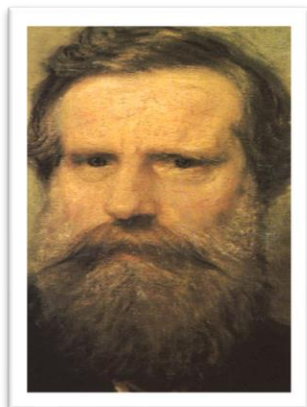


Figura 5.1 - Modelo atômico de Dalton – Bola de Bilhar

## 1879 – William Crookes



Primeiras experiências de descarga elétrica a alto vácuo.

A **Ampola de Crookes** é um tubo de vidro denominado são colocados dois eletrodos: o cátodo (polo negativo) e o ânodo (polo positivo).

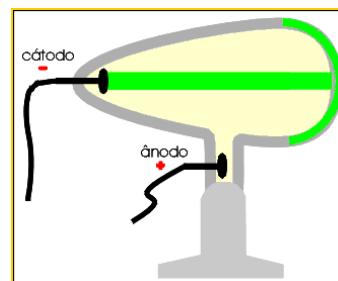


Figura 6 – William

Um gás rarefeito é colocado no seu interior onde é submetido a uma descarga elétrica superior a 10 000 volts. Os elétrons que saem do cátodo denominado raios catódicos se dirige à parede oposta do tubo, produzindo uma fluorescência decorrente do choque dos elétrons que partiram do cátodo com os átomos do vidro da ampola.

## 1897 – Thomson

Em 1897, Joseph John Thomson (1856-1940) conseguiu demonstrar que o átomo não é indivisível, utilizando uma aparelhagem denominada tubo de raios catódicos. Dentro do tubo de vidro havia, além de uma pequena quantidade de gás, dois eletrodos ligados a uma fonte elétrica externa. Quando o circuito era ligado, aparecia um feixe de raios provenientes do cátodo (eletrodo negativo), que se dirigia para o ânodo (eletrodo positivo).

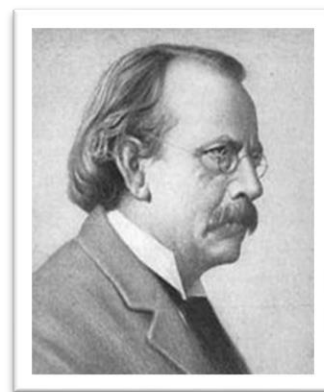


Figura 7 -

Esses raios eram desviados na direção do polo positivo de um campo elétrico. Com base nesse experimento, **Thomson concluiu que:**

- os raios eram partículas (corpúsculos) menores que os átomos;
- os raios apresentavam carga elétrica negativa. Essas partículas foram denominadas elétrons ( $e^-$ ).

c) O número de elétrons seria tal que a carga total do átomo seria zero = ATOMO NEUTRO

Thomson propôs então um novo modelo, denominado pudim de passas:

O átomo seria uma partícula maciça, mas não indivisível. Seria formado por uma geleia com carga positiva, na qual estariam incrustados os elétrons (modelo do pudim de passas).

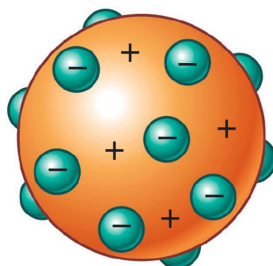


Figura 8 - Pudim de Passas: Modelo atômico de Thomson

## 1911 - Rutherford

Átomo não é maciço nem indivisível. O átomo seria formado por um núcleo muito pequeno, com carga positiva, onde estaria concentrada praticamente toda a sua massa.

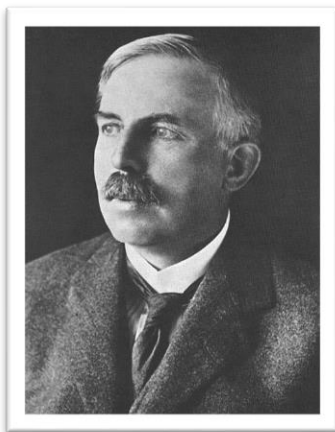


Figura 9 - Rutherford

Ao redor do núcleo ficariam os elétrons, neutralizando sua carga. Este é o modelo do átomo nucleado, um modelo que foi comparado ao sistema planetário, onde o Sol seria o núcleo e os planetas seriam os elétrons.

Rutherford bombardeou uma fina lâmina de ouro (0,0001 mm) com partículas "alfa" (núcleo de átomo de hélio: 2 prótons e 2 nêutrons), emitidas pelo "polônio" (Po), contido num bloco de chumbo (Pb), provido de uma abertura estreita, para dar passagem às partículas "alfa" por ele emitidas. Envolvendo a

lâmina de ouro (Au), foi colocada uma tela protetora revestida de sulfeto de zinco (ZnS).



**O Experimento de Rutherford**

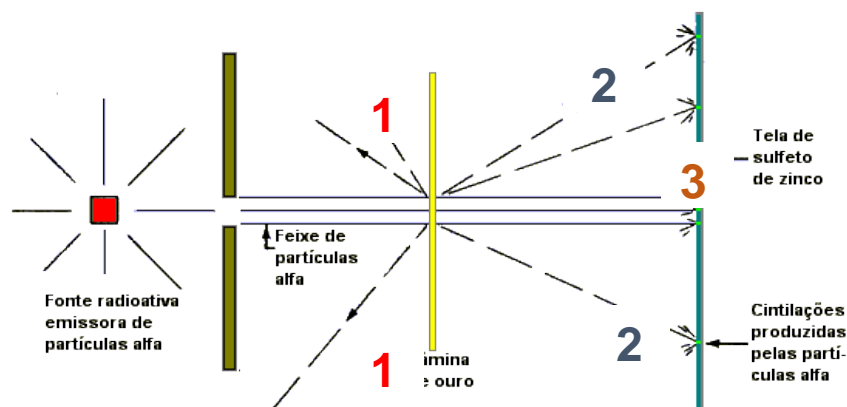


Figura 10 - Experimento de Rutherford onde os feixes de partículas alfa e numerados como 1, 2 e 3 representam os feixes que foram rebatidos, desviados e os que passaram direto pela placa de ouro, respectivamente.

**OBSERVAÇÕES E CONCLUSÕES PARA A CONSTRUÇÃO DO MODELO ATÔMICO**

OBSERVAÇÕES DE RUTHERFORD	CONCLUSÕES DE RUTHERFORD
A maioria dos feixes atravessou a placa de ouro <b>(Feixes representado pelo numero 3)</b>	O átomo é cheio de espaços vazios
Alguns feixes das partículas alfa (+) atravessou a placa de ouro, sofrendo desvio em sua trajetória. <b>(Feixes representado pelo numero 2)</b>	O átomo possui carga positiva, por isso houve repelência.
Algumas partículas alfa (+) foram rebatidas quando tocaram a placa de ouro. <b>(Feixes representado pelo numero 1)</b>	O átomo possui uma parte pequena e densa, denominado <b>NÚCLEO</b> .

Assim foi proposto por Rutherford o modelo atômico intitulado como Sistema Planetário.

**SISTEMA PLANETÁRIO**

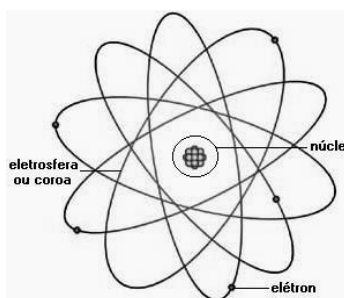


Figura 11 – Sistema Planetário

### 1913 – Rutherford - Bohr

Apesar de revolucionário, o modelo de Rutherford não conseguiu explicar o comportamento dos elétrons ao do núcleo.



O comportamento mostrado na figura acima que era esperado no modelo de **Rutherford** foi explicado por **Bohr**, em 1913 que propôs seu modelo:

- 1) Os elétrons se movimentam ao redor do núcleo, seguindo trajetórias circulares denominadas de camadas ou níveis.
- 2) Estas camadas foram especificadas por letras a partir da mais interna: K, L, M, N, O, P e Q.

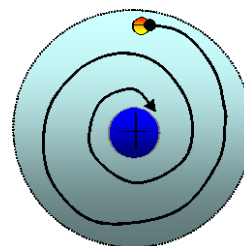


Figura 12 - Bohr

3) Os elétrons poderiam migrar de um nível mais interno para outro mais externo absorvendo energia, no processo inverso ocorreria emissão de energia.

O modelo atômico mais utilizado até hoje é o de Rutherford, com a inclusão dos nêutrons no núcleo. Constituição do átomo: prótons, nêutrons e elétrons.

PARTÍCULA	NATUREZA	VALOR RELATIVO	MASSA RELATIVA
Próton	Positiva	+1	1
Nêutron	Não existe	0	1
Elétron	Negativa	-1	1/1836

**OBS: Conceitos importantes** são advindos dos estudos da evolução atômica, entre eles se destacam:

**Elemento químico:** É um conjunto de átomos com o mesmo número atômico. Com isso, podemos dizer que o número atômico é responsável pelas propriedades de um mesmo elemento químico.

- **Íons:** São átomos com deficiência de cargas negativas ou positiva. Um íon pode ser um ânion ou um cátion.

- **Cátion:** Quando um átomo neutro recebe uma energia de forma que um ou mais de seus elétrons é forçado a sair do átomo, chamamos de **CÁTION**.
  
- **Ânion:** Quando um átomo neutro recebe um ou mais de seus chamamos de **ÂNION**.

Na formação de um íon positivo ou negativo, o número de prótons do átomo nunca se altera. Por isso, mesmo passando a ser um íon, um átomo nunca passa a ser outro elemento químico. Repare que tanto o conceito de *cátion* e *ânion* é facilmente explicado pelo modelo atômico de **Bohr**.

---

**Os átomos perdem e recebem elétrons apenas na camada de valência, ou seja, na última camada do átomo que contém elétron.**

---

**Número Atômico (Z):** informa a quantidade de prótons contida num determinado átomo. **Átomos com mesmo número atômico pertencem ao mesmo elemento químico.** Ter mesmo valor para Z garante que os átomos possuam mesmo comportamento químico. Z também informa o número de elétrons, se o átomo em questão for neutro.

**Número de Massa (A):** informa a somatória de prótons e nêutrons contida num determinado átomo.

$$A = P + N$$

Onde:

**A** = massa atômica

**P** = número de prótons dos elétrons, ou seja, carga positiva.

**N** = número de nêutrons

**Obs:** Os elétrons não são somados na massa do átomo porque sua massa é 1/1836 em relação aos prótons, sendo assim, possui uma massa desprezível para esse fim.

**1ª ATIVIDADE DE FIXAÇÃO**

1. Complete no quadro abaixo as grandezas que se pedem:

Átomo ou íon	Mg	Mg <sup>2+</sup>	S	S <sup>2-</sup>	Pb	Pb <sup>4+</sup>
Massa (A)						
Nº. Atômico (Z)						
Nº. De prótons (P)						
Nº. De elétrons (e <sup>-</sup> )						
Nº. De nêutrons (N)						

2. Descubra o número atômico (Z) e o número de massa (A) do átomo de cloro. Sabendo que ele tem 17 prótons e 18 nêutrons.

---



---



---

3. O número de elétrons (e<sup>-</sup>) do cátion X<sup>2+</sup> de um elemento X é igual ao número de (e<sup>-</sup>) do átomo <sup>20</sup><sub>10</sub>Y. Determine o nº atômico (Z) do elemento X.

---



---



---

4. Um átomo trivalente positivo 3<sup>+</sup> possui A= 55 e Z= 25. O número de (elétrons) deste átomo é:

---



---



---

5. O cátion Ca<sup>2+</sup> possui o mesmo nº. de elétrons que o:

- a) Ca
- b) K
- c) Ar
- d) Mg<sup>2+</sup>
- e) Cl

6. Determine os valores de (n) e (p) nos cátions Fe<sup>2+</sup> e Fe<sup>3+</sup>, obtidos a partir do átomo <sup>56</sup><sub>26</sub>Fe.

---

---

---

**OUTROS CONCEITOS IMPORTANTES**

**Isótopos:** átomos que apresentam apenas o mesmo número atômico. Pertencem ao mesmo elemento químico, pois têm mesmo valor de Z.

**Ex:**  ${}_1\text{H}^1$ ,  ${}_1\text{H}^2$  e  ${}_1\text{H}^3$

**Isótonos:** átomos que apresentam apenas o mesmo número de nêutrons.

**Ex:**  ${}_{17}\text{Cl}^{37}$ ,  ${}_{20}\text{Ca}^{40}$

**Isóbaros:** átomos que apresentam valores diferentes para o número atômico e mesmo número de massa.

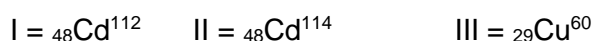
**Ex:**  ${}_{20}\text{Ca}^{42}$ ,  ${}_{21}\text{Sc}^{42}$

**ESPÉCIES ISOLETRÔNICAS: SÃO ÁTOMOS QUE APRESENTAM O MESMO NÚMERO DE ELÉTRONS EM SUA ELETROSFERA.**

**EX:  $\text{Na}^+$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{Ne}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  ETC...**

**2ª ATIVIDADE DE FIXAÇÃO**

1. Dadas às espécies químicas:



a) Quais representam átomos com igual número de prótons?

---

---

b) Quais representam átomos isóbaros?

- c) Determinar o número de nêutrons em cada espécie.

---

---

2. Consulte a tabela periódica e responda. Qual o número atômico e o número de massa de um átomo constituído por 17 prótons, 18 nêutrons e 17 elétrons?

---

---

---

3. Determinar o número de elétrons, o número de prótons e o número de massa de um átomo (neutro). Esse átomo tem número atômico 24 e apresenta 28 nêutrons em seu núcleo. Faça um desenho que represente esse átomo.

---

---

---

4. Qual o número de prótons, nêutrons e elétrons nos seguintes átomos (neutros)? Diga qual o nome do elemento químico representado.

- a)  ${}_{36}\text{Kr}^{84}$   
b)  ${}_{28}\text{Ni}^{59}$   
c)  ${}_{19}\text{K}^{39}$

5. Qual a relação entre os átomos abaixo? (Isótopos, Isóbaros ou Isótonos).

- a)  ${}_{17}\text{Cl}^{35}$  e  ${}_{17}\text{Cl}^{37}$   
b)  ${}_{25}\text{Mn}^{55}$  e  ${}_{26}\text{Fe}^{56}$   
c)  ${}_{18}\text{Ar}^{40}$  e  ${}_{19}\text{K}^{40}$

## CAMADAS ELETRÔNICAS

Ainda proveniente do modelo atômico de Bohr, é importante salientar como os elétrons estão distribuídos por níveis de energia.

### Camadas eletrônicas (Níveis de Energia)

Os elétrons estão distribuídos em camadas ou níveis de energia:

CAMADAS	K	L	M	N	O	P	Q
---------	---	---	---	---	---	---	---

**NÍVEIS DE ENERGIA**

1

2

3

4

5

6

7

**Subníveis de energia (subcamadas)**

As camadas ou níveis de energia são formados de subcamadas ou subníveis de energia, designados pelas letras **s, p, d, f**.

SUBNÍVEL	s	p	d	f
NÚMERO MÁXIMO DE ELÉTRONS	2	6	10	14

**LINUS PAULING E SEU DIAGRAMA SISTEMATIZADO**

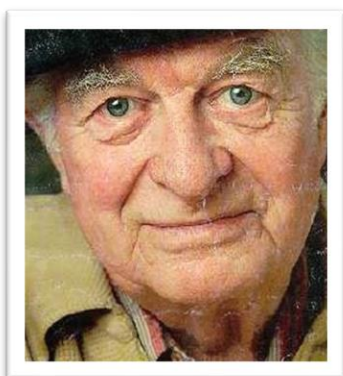


Figura 12 - Linus Carl Pauling

A junção dessas e outras conclusões a respeito do átomo e das suas partículas subatômicas levaram os cientistas a concluir, onde essas partículas se localizavam, qual a quantidade de energia que elas possuíam. E o cientista Linus Carl Pauling, químico americano, elaborou e sistematizou uma forma prática ou que permite colocar todos os subníveis de energia conhecidos em ordem crescente de energia. É o processo das diagonais, denominado diagrama de Pauling, representado a seguir. A ordem crescente de energia dos subníveis é a ordem na sequência das diagonais.

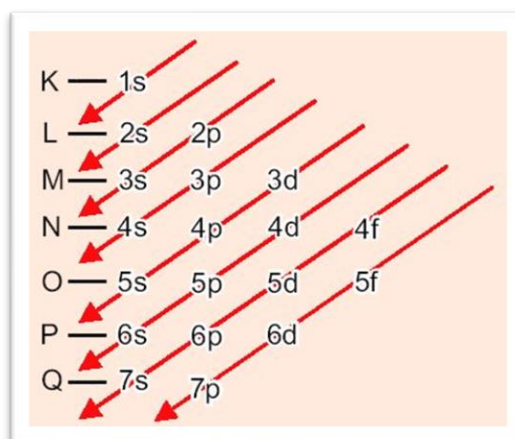


Figura 13 - Construção energética do elétron utilizando o diagrama

- Subníveis em ordem crescente de energia (Leitura seguindo a seta na diagonal):

**1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d e 7p**

**Ex:** A distribuição eletrônica para o átomo de Potássio (K) que tem  $Z = 19$  seria obtida da seguinte forma:  $Z = 19$  indica que o potássio no estado neutro, possui igual número de cargas positivas e negativas. Portanto, temos 19 elétrons a distribuir.



Após a distribuição dos elétrons em subníveis, podemos identificar aqueles que possuem mesmo número quântico principal, que indica a que camada pertence os elétrons. E de acordo com o nível de energia estabelecido acima, o elétron  $4s^1$  é o mais energético para o átomo de potássio.

Camada K:  $1s^2 = 2$  elétrons

Camada L:  $2s^2 + 2p^6 = 8$  elétrons

Camada M:  $3s^2 + 3p^6 = 8$  elétrons

Camada N:  $4s^1 = 1$  elétron

**Ex:** Um átomo neutro de sódio (Na), com  $Z = 11$  terá a seguinte distribuição eletrônica no diagrama de Pauling.

Resolução, acompanhando o diagrama de Pauling:

**Distribuição eletrônica será  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$ .**

Sendo assim o elétron mais energético é o  $3s^1$

**Ex:** Um átomo neutro de Bromo (Br), com  $Z = 35$  terá a seguinte distribuição eletrônica no diagrama de Pauling.

Resolução, acompanhando o diagrama de Pauling:

**Distribuição eletrônica será  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2, 4p^5$ .**

O elétron mais energético é o  $4p^5$

### 3ª ATIVIDADE DE FIXAÇÃO

1. Determine o número de massa, número atômico, número de prótons e número de elétrons de todos os elementos das famílias 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17, 18.
  - a) Dê 3 exemplo de espécies químicas isoeletrônicas.
  - b) Dê 3 exemplo de espécies químicas isotópicas.
  - c) Dê 3 exemplo de espécies químicas isobáricas.



2. Na química temos alguns conceitos básicos. Estes conceitos são:

- a) substâncias e misturas.
- b) átomos e moléculas.
- c) coisa e matéria.
- d) matéria, corpo e objeto.

e) reações químicas.

3. Uma gota da substância pura água pode ser dividida, sem perder suas propriedades específicas, até ficar reduzida a:

- a) duas substâncias simples.
- b) uma molécula.
- c) átomos.
- d) prótons.
- e) uma mistura.

4. Um copo de vidro caiu de uma mesa e, ao tocar o chão, quebra em pequenos pedaços. Estes pequenos pedaços podem ser classificados como:

- a) átomos de vidro.
- b) prótons que formam os vidros.
- c) corpos da matéria vidro.
- d) objetos de vidros.
- e) moléculas de vidro.

5. As partículas fundamentais de um átomo são:

- a) apenas prótons.
- b) apenas prótons e nêutrons.
- c) apenas elétrons.
- d) prótons, nêutrons e elétrons.
- e) apenas prótons e elétrons.

6. Assinale a afirmação falsa:

- a) No núcleo dos átomos encontramos prótons e elétrons.
- b) Os elétrons estão localizados na eletrosfera.
- c) O núcleo é a região central do átomo.
- d) Prótons e elétrons possuem cargas elétricas opostas.
- e) Os prótons têm carga positiva.

7. É correto afirmar sobre a partícula fundamental do átomo de carga elétrica positiva que:

- a) Localiza-se na eletrosfera.
- b) Possui carga elétrica oposta a do nêutron.
- c) Chama-se próton.
- d) Possui massa desprezível.
- e) Tem massa desprezível.

8. Uma das partículas fundamentais do átomo localiza-se no núcleo, tem carga relativa positiva e unitária e massa relativa igual a 1. Esta partícula chama-se:

- a) elétron.
- b) nêutron.
- c) neutrino.
- d) próton.
- e) substância.

9. (FUC - MT) O bromo, que nas condições ambientes se encontra no estado líquido e é formado por átomos representados por  ${}_{35}\text{Br}^{80}$ , apresenta:

- a) 25 elétrons na camada de valência
- b) 2 elétrons na camada de valência
- c) 7 elétrons na camada de valência
- d) 35 partículas nucleares
- e) 45 partículas nucleares

10. (UFMG) Dalton, Rutherford e Bohr propuseram, em diferentes épocas, modelos atômicos. Algumas características desses modelos são apresentadas abaixo:

**Modelo I:** Núcleo atômico denso, com carga positiva. Elétrons em órbitas circulares.

**Modelo II:** Átomos maciços e indivisíveis.

**Modelo III:** Núcleo atômico denso, com carga elétrica positiva. Elétrons em órbitas circulares de energia quantizada.

A associação modelo/cientista correta é:

- a) I/Bohr , II/Dalton , III/Rutherford
- b) I/Dalton , II/Bohr , III/Rutherford
- c) I/Dalton , II/Rutherford , III/Bohr
- d) I/Rutherford , II/Bohr , III/Dalton
- e) I/Rutherford , II/Dalton , III/Bohr

11. (UFV-PASES-00) A água comum ( $\text{H}_2\text{O}$ ) e a água pesada ( $\text{D}_2\text{O}$ ) apresentam diferentes isótopos de hidrogênio. Assinale a afirmativa INCORRETA:

- a) Os átomos de hidrogênio (H) e de deutério (D) possuem o mesmo número atômico.
- b) A água comum ( $\text{H}_2\text{O}$ ) e a água pesada ( $\text{D}_2\text{O}$ ) apresentam massas moleculares diferentes.
- c) Os átomos de hidrogênio (H) e de deutério (D) possuem número de nêutrons diferente.
- d) A água comum ( $\text{H}_2\text{O}$ ) e a água pesada ( $\text{D}_2\text{O}$ ) apresentam a mesma densidade.
- e) Os átomos de hidrogênio (H) e de deutério (D) possuem o mesmo número de elétrons.

12. (UFV - 95) As espécies químicas  ${}_{9}\text{F}^{-1}$ ;  ${}_{11}\text{Na}^{+1}$ ;  ${}_{12}\text{Mg}^{2+}$ ;  ${}_{13}\text{Al}^{3+}$  e  ${}_{14}\text{Si}^{4+}$  são isoeletrônicas. Das alternativas abaixo, aquela que apresenta a partícula de maior raio é:

- a) cátion silício ( $\text{Si}^{4+}$ ).
- b) cátion sódio ( $\text{Na}^{+1}$ ).
- c) cátion alumínio ( $\text{Al}^{3+}$ ).
- d) ânion fluoreto ( $\text{F}^{-1}$ ).
- e) cátion magnésio ( $\text{Mg}^{2+}$ ).

**RESUMINDO**

Nessa unidade de ensino você teve a oportunidade de conhecer a única ciência que tem a capacidade de levá-lo à viagem para dentro do mundo micro. Um bom entendimento da química básica pode levá-lo, (meu amigo), a uma viagem no interior das coisas existentes na natureza, na máxima intimidade. Isso se deu através da evolução da construção de modelos atômicos que pode ajudar a remontar a matéria com modelos físicos e palpáveis, embora o átomo não possa ser visto.

E aí gostaram?  
Então vamos para o próximo passo?

**GABARITO MODULO II****1ª Atividade de fixação:**

01 –	Átomo ou íon	Mg	Mg <sup>2+</sup>	S	S <sup>2-</sup>	Pb	Pb <sup>4+</sup>
	Massa (A)	24	24	32	32		
	Nº. Atômico (Z)	12	12	16	16		
	Nº. De prótons (P)	12	12	16	16		
	Nº. De elétrons (e <sup>-</sup> )	12	10	16	18		
	Nº. De nêutrons (N)	12	12	16	16		

02 – o número atômico (Z) = 17, o numero de massa (A) = 35.

03 – 20.

**04** – O número de elétrons deste átomo é 22.

**05** – C.

**06** –  $\text{Fe}^{+2}$  = nêutrons (n) = 30, prótons(P) = 26 e  $\text{Fe}^{+2}$  = nêutrons (n) = 30, prótons(P) = 26.

### 2ª Atividade de fixação:

**01** – a) I e II

b) não tem espécie que representam isóbaros, pois nenhum possui a mesma massa atômica.

c) I – 64 nêutrons, II – 66 nêutrons e III – 31 nêutrons.

**02** – Z = 17 e A = 35.

**03** – Z = 24 e A = 52

**04** – a) prótons = 36, nêutrons = 48, elétrons = 36, nome do elemento é criptônio.

b) prótons = 28, nêutrons = 21, elétrons = 28, nome do elemento é níquel.

c) prótons = 19, nêutrons = 20, elétrons = 19, nome do elemento é potássio.

**05** – a) Isótopos.    b) isótonos.    c) isóbaros.

### 3ª Atividade de fixação:

**02** – C

**03** – B

**04** – C

**05** – D

**06** – A

**07** – C

**08** – D

**09** – C

**10** – E

11 – E

12 – A

**REFERÊNCIAS**

HARTWIG. et al. **Química Geral e Inorgânica**. São Paulo: Editoria Scipione, 1999.

USBERCO e SALVADOR. **Química 1: química geral**. 9. ed. São Paulo. Editora Saraiva, 2000.

PERUZZO, Francisco Miragaia; CANTO, Eduardo Leite. **Química na abordagem do cotidiano**. São Paulo: Editora Moderna. v.1. 2010.

Figura 1 - Disponível em < <http://pt.dreamstime.com/royalty-free-stock-photos-human-head-with-question-mark-symbol-image21000398/>> Acesso em 13 de jan. 2011.

Figura 2 - Disponível em < <http://quimicadosquimicos.blogspot.com/2011/05/leucipo-de-mileto.html>> Acesso em 13 de jan. 2011.

Figura 3 - Disponível em < <http://derosecentrocivico.org/blog/?tag=frase>> Acesso em 13 de jan. 2011.

Figura 4 - Disponível em < <http://knarf.english.upenn.edu/People/dalton.html>> Acesso em 13 de jan. 2012.

Figura 5 - Disponível em < <http://nautilus.fis.uc.pt/wwwfi/figuras/fisicos/txt/crookes.html>> Acesso em 13 de jan. 2012.

Figura 6 - Disponível em < [http://pt.wikipedia.org/wiki/Joseph\\_John\\_Thomson](http://pt.wikipedia.org/wiki/Joseph_John_Thomson)> Acesso em 18 de out. 2011.

Figura 7 - Disponível em < <http://latinoamericanoargentina.blogspot.com/2010/04/un-atomo-de-thomson-de-pelotudeces.htm>> Acesso em 13 de fev. 2012.

Figura 8 - Disponível em < <http://mesonpi.cat.cbpf.br/verao98/marisa/RUTHERFORD.HTML>> Acesso em 13 de fev. 2012.

Figura 9 - Disponível em < [http://www.feiradeciencias.com.br/sala23/23\\_MA01.asp](http://www.feiradeciencias.com.br/sala23/23_MA01.asp)> Acesso em 13 de fev. 2012.

Figura 10 - Disponível em < <http://www.ebah.com.br/content/ABAAAac8wAD/apostila-eletricidade-basica>> Acesso em 24 de fev. 2012.

Figura 11 - Disponível em < <http://www.explicatorium.com/Niels-Bohr.php>> Acesso em 24 de fev. 2012.

Figura 12 - Disponível em < <http://cdcc.sc.usp.br/quimica/galeria/pauling.html>> Acesso em 24 de fev. 2012.

Figura 13 - Disponível em < <http://www.profjoaoneto.com/quimicag/distribuicao2005.htm>> Acesso em 24 de fev. 2012.

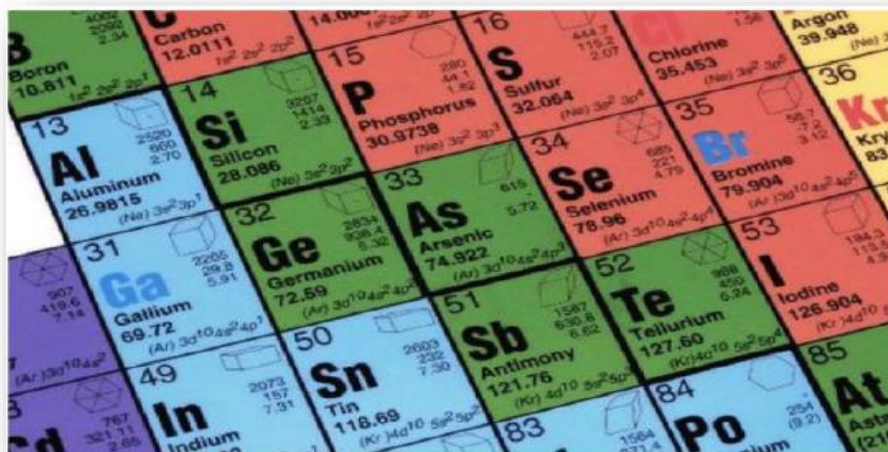
## MÓDULO III

### UNIDADE III – QUÍMICA GERAL

#### Objetivos

- ✓ Identificar os principais elementos e estruturas da tabela periódica;
- ✓ Identificar elementos suficientes para construção de um vocabulário;
- ✓ Compreender a disposição dos elementos nos grupos e famílias de acordo com suas respectivas propriedades.
- ✓ Verificar comportamentos de átomos que podem ser previstos por meio da localização dos elementos no quadro periódico.

### TABELA PERIÓDICA



### Histórico - 1800

Cerca de 60 elementos químicos era conhecido pelos cientistas, tornou-se consenso da necessidade da elaboração de um mecanismo que tornasse possível a organização desses elementos.

### 1829: Lei das Tríades de Döbereiner:



O Alemão Johann Wolfgang **Döbereiner**, organizou uma tabela periódica que se aplicava-se aos 54 elementos conhecidos na época, que eram organizado em tríades ou seja de três em três elementos de acordo com propriedades semelhantes.

Exemplo: Lítio – Sódio – potássio

Cloro – Bromo – Iodo.

Figura 2 – Johan Wolfgang Döbereiner

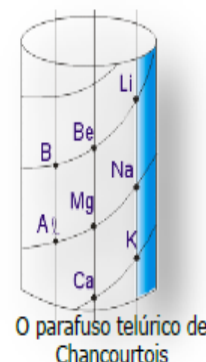
### 1863: Parafuso telúrico de Chancourtois:





Figura 3 – Chancourtois

Este sistema denominado Parafuso telúrico funcionando apenas quando se trata de elementos químicos com número de massa igual ou inferior a 40.



### 1864: Lei das oitavas de Newlands

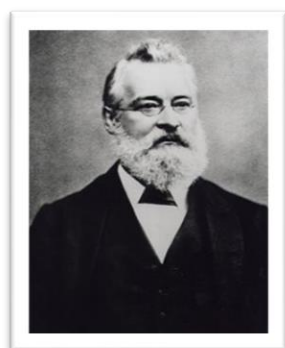


Figura 4 – John

John Newlands cientista e músico logo percebeu que poderia associar as duas artes e propôs um modelo de classificação periódica que ficou conhecido com LEIS DAS OITAVAS, neste sistema de classificação as propriedades dos elementos químico e comparadas com as notas 7 musicais, que se repete de sete em sete notas.

<i>Dó</i>	1	<b>Hidrogênio</b>	<i>Dó</i>	8	<b>Flúor</b>
<i>Ré</i>	2	<b>Lítio</b>	<i>Ré</i>	9	<b>Sódio</b>
<i>Mi</i>	3	<b>Bérlilio</b>	<i>Mi</i>	10	<b>Magnésio</b>
<i>Fá</i>	4	<b>Boro</b>	<i>Fá</i>	11	<b>Alumínio</b>
<i>Sol</i>	5	<b>Carbono</b>	<i>Sol</i>	12	<b>Silício</b>
<i>Lá</i>	6	<b>Nitrogênio</b>	<i>Lá</i>	13	<b>Fósforo</b>
<i>Si</i>	7	<b>Oxigênio</b>	<i>Si</i>	14	<b>Enxofre</b>

### 1869: Lei periódica de Mendeleev

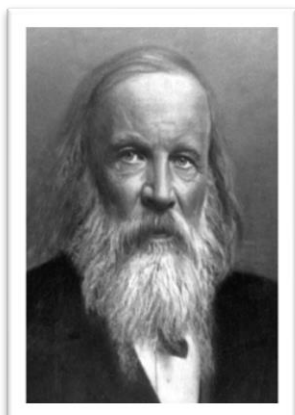


Figura 5-Mendeleev

Lei periódica de Mendeleev. Classificação periódica com os elementos em ordem crescente de massas atômicas. Repare que mesmo não possuindo equipamentos de análises confiáveis e mais baseados em observações das semelhanças entre os elementos, Mendeleev propôs uma tabela periódica muito além do seu tempo, onde se previa inclusive, o lugar que deveria ocupar elementos que ainda não era conhecido na sua época.

Série	Grupo I	Grupo II	Grupo III	Grupo IV	Grupo V	Grupo VI	Grupo VII	Grupo VIII
1	H 1							
2	Li 7	Be 9,4	B 11	C 12	N 14	O 16	F 19	
3	Na 23	Mg 24	Al 27,3	Si 28	P 31	S 32	Cl 35,5	
4	K 39	Ca 40	? 44	Ti 48	V 51	Cr 52	Mn 55	Fe-56 Ni-59 Co-59
5	Cu 63	Zn 65	? 68	? 72	As 75	Se 78	Br 80	
6	Rb 85	Sr 87	? 88	Zr 90	Nb 94	Mo 96	? 100	Ru-104 Rh-104 Pd-106
7	Ag 108	Cd 112	? 113	In 113	Sn 118	Sb 122	Te 128	I 127
8	Cs 133	Ba 137	? 138	? 140				
9								
10		? 178	? 180	Ta 182	W 184			Os-195 Ir-197 Pt-198
11	Au 199	Hg 200	Tl 204	Pb 207	Bi 208			
12				Th 231			U 240	

Esboço da tabela periódica de Mendeleev

### 1913:Lei de Moseley:



Figura 6 – Henry Gwin-Jeffreys Moseley

**Henry Gwin-Jeffreys Moseley** foi um físico inglês que nasceu em Weymouth em 1887. Estudou em Oxford, sendo reitor de Física na Universidade de Cambridge e colaborador de **Ernest Rutherford**.

Sua tabela periódica é baseada conceito atual de número atômico. Classificação periódica com os elementos em ordem crescente de números atômicos (**Z**).

## COMPREENDENDO A TABELA PERIÓDICA

Para melhor compreensão da tabela periódica, os químicos adotaram algumas subdivisões interessantes:

**Períodos:** são as 7 filas horizontais da Tabela Periódica; 1º, 2º, 3º, 4º, 5º, 6º, 7º. Reúnem elementos com configurações eletrônicas diferentes, portanto, com propriedades diferentes.

	1 1A	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 0
Período 1	1 H 1,0	2 He 4											13 Al 27	14 Si 28,1	15 P 31	16 S 32,1	17 Cl 35,5	18 Ar 39,9
Período 2	3 Li 6,9	4 Be 9											5 B 10,8	6 C 12	7 N 14	8 O 16	9 F 19	10 Ne 20,2
Período 3	11 Na 23	12 Mg 24,3	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 7B	9 7B	10 7B	11 1B	12 2B	13 Al 27	14 Si 28,1	15 P 31	16 S 32,1	17 Cl 35,5	18 Ar 39,9
Período 4	19 K 39,1	20 Ca 40,1	21 Sc 45	22 Ti 47,9	23 V 50,9	24 Cr 52	25 Mn 54,9	26 Fe 55,8	27 Co 58,9	28 Ni 58,7	29 Cu 63,5	30 Zn 65,4	31 Ga 69,7	32 Ge 72,6	33 As 74,9	34 Se 79	35 Br 79,9	36 Kr 83,8
Período 5	37 Rb 85,5	38 Sr 87,6	39 Y 88,9	40 Zr 91,2	41 Nb 92,9	42 Mo 95,9	43 Tc 97	44 Ru 101,1	45 Rh 102,9	46 Pd 106,4	47 Ag 107,9	48 Cd 112,4	49 In 114,8	50 Sn 118,7	51 Sb 121,8	52 Te 127,6	53 I 126,9	54 Xe 131,3
Período 6	55 Cs 132,9	56 Ba 137,3	57 La 138,9	72 Hf 178,5	73 Ta 180,9	74 W 183,8	75 Re 186,2	76 Os 190,2	77 Ir 192,1	78 Pt 195,1	79 Au 197	80 Hg 200,6	81 Tl 204,4	82 Pb 207,2	83 Bi 209	84 Po 209	85 At 210	86 Rn 222
Período 7	87 Fr 223	88 Ra 226	89 Ac 227															

**Famílias** ou **grupos:** são as 18 colunas verticais da Tabela Periódica. Reúnem elementos com configurações eletrônicas semelhantes, portanto, com propriedades semelhantes.

### FAMÍLIA OU COLUNAS

1 1A H 1,0	2 2A He 4											13 3A B 10,8	14 4A C 12	15 5A N 14	16 6A O 16	17 7A F 19	18 O 18
3 Li 6,9	4 Be 9											5 B 10,8	6 C 12	7 N 14	8 O 16	9 F 19	10 Ne 20,2
11 Na 23	12 Mg 24,3	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 9B	10 10B	11 11B	12 12B	13 Al 27	14 Si 28,1	15 P 31	16 S 32,1	17 Cl 35,5	18 Ar 39,9
19 K 39,1	20 Ca 40,1	21 Sc 45	22 Ti 47,9	23 V 50,9	24 Cr 52	25 Mn 54,9	26 Fe 55,8	27 Co 58,9	28 Ni 58,7	29 Cu 63,5	30 Zn 65,4	31 Ga 69,7	32 Ge 72,6	33 As 74,9	34 Se 79	35 Br 79,9	36 Kr 83,8
37 Rb 85,5	38 Sr 87,6	39 Y 88,9	40 Zr 91,2	41 Nb 92,9	42 Mo 95,9	43 Tc 97	44 Ru 101,1	45 Rh 102,9	46 Pd 106,4	47 Ag 107,9	48 Cd 112,4	49 In 114,8	50 Sn 118,7	51 Sb 121,8	52 Te 127,6	53 I 126,9	54 Xe 131,3
55 Cs 132,9	56 Ba 137,3	57 La 138,9	72 Hf 178,5	73 Ta 180,9	74 W 183,8	75 Re 186,2	76 Os 190,2	77 Ir 192,1	78 Pt 195,1	79 Au 197	80 Hg 200,6	81 Tl 204,4	82 Pb 207,2	83 Bi 209	84 Po 209	85 At 210	86 Rn 222
87 Fr 223	88 Ra 226	89 Ac 227															

Os elementos que pertencem à **FAMÍLIA A**, são chamados de elementos **REPRESENTATIVOS**. A família desses elementos podem receber nomes especiais conforme mostra o quadro abaixo:

- **Elementos de transição:** são aqueles cujo subnível de maior energia de seus átomos é d. Constituem o bloco d, os Grupos IB, IIB, IIIB, IVB, VB, VIB, VIIB E VIIIB.
- **Elementos de transição interna:** são aqueles cujo subnível de maior energia de seus átomos é f. Constituem o bloco f, os lantanídeos (Z = 59 e Z = 71) e os actinídeos (Z = 89 a Z = 103).

### CLASSIFICAÇÃO DOS ELEMENTOS SEGUNDO SUAS PROPRIEDADES

#### Metais

São conhecidos 109 elementos químicos sendo que cerca de 2/3 desses elementos apresentam propriedades semelhantes. Por serem:



Figura 7

Família ou colunas	Nome especial
Família 1A	Alcalinos
Família 2A	Alcalinos terrosos
Família 3A	Família do alumínio
Família 4A	Família do carbono
Família 5A	Família do nitrogênio
Família 6A	Família dos calcogênios
Família 7A	Família dos halogênios
Família 8A	Famílias dos gases raros ou nobre

- a) Sólidos em temperatura ambiente;
- b) Bons condutores de calor e corrente elétrica;
- c) Dúcteis;
- d) Maleáveis ;
- e) Apresentarem o característico brilho metálico;
- f) Capacidade de perderem seus elétrons da camada de valência.

Elementos que apresentam essas propriedades acima citadas são ditos como **METAIS**.

Os metais em geral são de grande utilidade para construção de vários objetos úteis aos seres humanos.



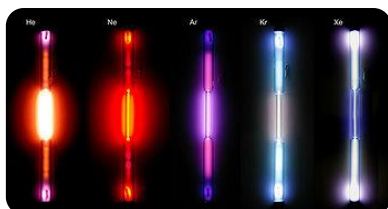
## Ametais

Os elementos que apresentam as propriedades:

- a) Maus condutores de eletricidade;
- b) Não apresentam brilho ;

São classificados como **AMETAIS**, pois apresentam característica “oposta” aos **METAIS**.

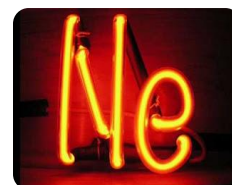
## Gases Nobres



Este grupo de elementos químicos é classificado de acordo com propriedades químicas e não propriedades físicas com o caso dos metais e dos ametais. A principal característica deste grupo e sua grande estabilidade química, ou seja, pouca reatividade, denominados de nobre, outra característica desse grupo de átomos e seu estado físico na temperatura ambiente “gás” com isto estes elementos são denominados de gases nobres.

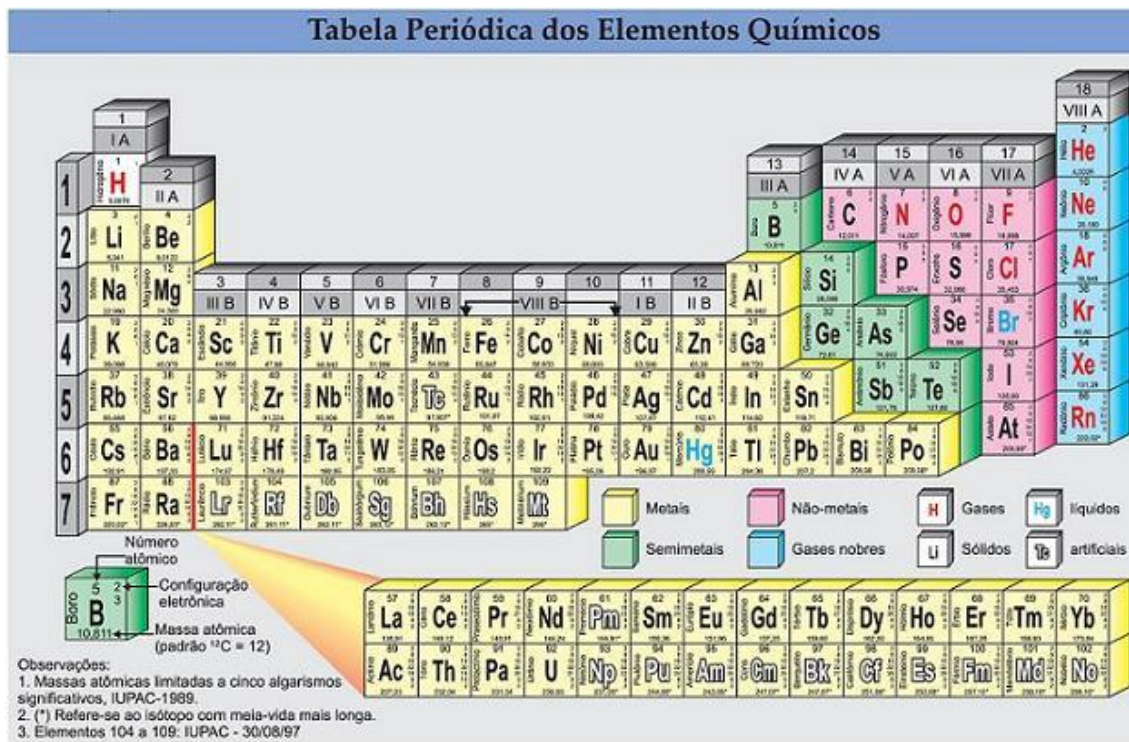


Os gases nobres são substâncias cuja última camada de valência está completa, ou seja, possui oito ou dois elétrons no último nível, dificultando a mistura com outros elementos. Sendo assim, tais gases são encontrados isolados, em pouca quantidade na atmosfera terrestre e em maior quantidade em outros lugares, como por exemplo, o Hélio no Sol. Esses gases constituem 1% da atmosfera. Além disso, os gases nobres podem ser encontrados em coisas do dia-a-dia, como anúncios luminosos e projeções de foguete.





**TABELA PERIÓDICA ATUAL**



**1ª ATIVIDADE DE FIXAÇÃO**

**1. (UNIMEP-03)** Os metais constituem, aproximadamente, 80% da tabela periódica. Apresentam 1, 2 ou 3 elétrons no nível mais energético; são bons condutores de calor e eletricidade; são dúcteis e maleáveis. A alternativa à qual essas características correspondem é

- a) fósforo, alumínio e iodo.
- b) sódio, nitrogênio e hidrogênio.
- c) flúor, ferro e níquel.
- d) cobalto, estanho e mercúrio.
- e) potássio, hélio e cromo.

**2. (UFV-05)** Das afirmativas abaixo, referentes ao elemento Gálio (Ga), assinale a INCORRETA:

- a) Trata-se de um metal e é mais eletronegativo que o Boro (B).
- b) Trata-se de um elemento do 4º período.
- c) Forma um óxido de fórmula  $Ga_2O_3$ .
- d) A massa do átomo de Gálio é 69,7 u e o seu número atômico é 31.
- e) A distribuição eletrônica, no estado fundamental, em camadas é 2, 8, 18, 3.

3. (UFV - 98) Associe a segunda coluna de acordo com a primeira e assinale a opção que contém sequência CORRETA:

- |                               |                |
|-------------------------------|----------------|
| I - Metais alcalinos          | ( ) F, Br, I   |
| II - Metais alcalino-terrosos | ( ) Na, K, Cs  |
| III - Halogênios              | ( ) Ca, Sr, Ba |
| IV - Metais de transição      | ( ) Fe, Co, Ni |

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

4. (UFMG-98) Considerando as partículas constituintes do íon  $Mg^{2+}$  e a posição do elemento no quadro periódico, pode-se afirmar que esse íon,

- a) apresenta dois níveis completamente preenchidos.
- b) apresenta números iguais de prótons e elétrons.
- c) tem um núcleo com 14 prótons.
- d) tem a mesma configuração eletrônica que o átomo de neônio.

5. (MACKENZIE-SP) Baseando-se nas configurações eletrônicas em ordem crescente de energia dos elementos abaixo, assinale a alternativa **correta**:

- I.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ .
- II.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$ .
- III.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$ .
- IV.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^2$

- a) III e IV estão no mesmo período da tabela periódica.
- b) I e III pertencem ao mesmo subgrupo, mas estão em períodos diferentes.
- c) I, II, III, IV são todos metais alcalino-terrosos.
- d) II e IV são elementos de transição.
- e) III está no quarto período e na família 4A.

6. (UEBA) Um átomo apresenta normalmente 2 elétrons na primeira camada, 8 elétrons na segunda 18 elétrons na terceira camada e 7 na quarta camada. A família e o período em que se encontra esse elemento são, respectivamente:

- a) Família dos halogênios, sétimo período.
- b) Família do carbono, quarto período.
- c) Família dos halogênios, quarto período.
- d) Família dos calcogênios, quarto período.



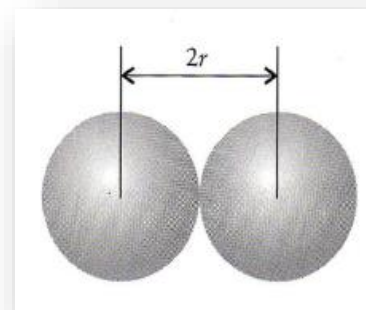
**PERIODICIDADE DAS PROPRIEDADES QUÍMICAS DOS ELEMENTOS**

**Propriedades periódicas**

Os valores crescem e decrescem sucessivamente à medida que aumenta o número atômico. A maioria das propriedades dos elementos são periódicas. As principais propriedades periódicas de nosso interesse são:

- **Raio atômico**

Não se pode medir com precisão o raio de um átomo isolado, mas através de difração de raios X podemos medir a distância "d" existente entre os núcleos de dois átomos e através desta distância podemos determinar a raio de um determinado átomo, pois  $R=d/2$ .

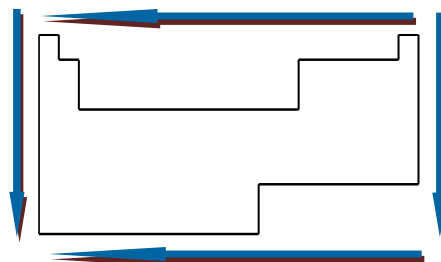


Como a tabela periódica foi organizada por **Períodos de Famílias ou Colunas**, a partir, estaremos sempre interessados em saber como **CRESCE** as propriedades periódicas, nos **Períodos e colunas**. Esse crescimento será indicado por uma seta.



**Crescimento do RAIÃO ATÔMICO (RA) na tabela periódica**

**No período:** Cresce da direita para esquerda  
**Na família ou coluna:** Cresce de cima para baixo



- **Energia de ionização**

É a energia **mínima** necessária para arrancar um elétron de um átomo **isolado** no estado **gasoso**.

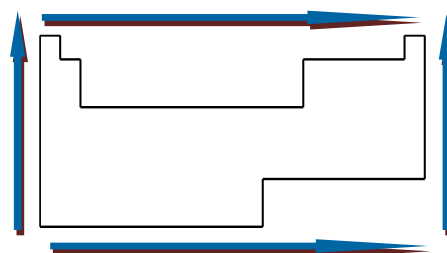
A energia de ionização é diretamente proporcional ao tamanho do raio.

Pois quanto maior for o raio de um átomo, mais distante o elétron da camada de valência estará do núcleo (positivo), portanto mais fácil é de arrancar esse elétron, conseqüentemente a energia de ionização será menor.

#### Crescimento da ENERGIA DE IONIZAÇÃO (EI) na tabela periódica

**No período:** Cresce da esquerda para direita

**Na família ou coluna:** Cresce de baixo para cima



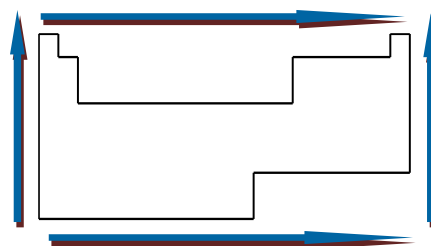
- **Eletronegatividade.**

Eletronegatividade de um elemento é uma medida da sua capacidade de atrair os elétrons no momento em que ocorre uma ligação química. Quanto maior for a capacidade de um átomo de atrair os elétrons das ligações das quais ele participa, maior será a sua eletronegatividade. Um dos elementos de maior eletronegatividade da tabela periódica é o Flúor (F) da família 7A.

#### Crescimento da ELETRONEGATIVIDADE na tabela periódica

**No período:** Cresce da esquerda para direita

**Na família ou coluna:** Cresce de baixo para cima

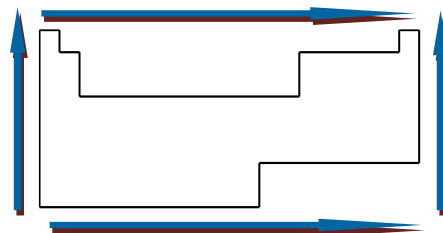


- **Eletroafinidade ou afinidade eletrônica**

É a energia envolvida quando um determinado átomo recebe um elétron sendo que esse átomo deverá estar no estado gasoso.

**No período:** Cresce da esquerda para direita

**Na família ou coluna:** Cresce de baixo para cima



### RESUMINDO

Nessa unidade, aprendemos sobre os elementos químicos, como foram descobertos, de onde vieram e de como eles foram localizados na Tabela Periódica. Aprendemos a prever algumas propriedades atômicas que ajudam a compreender melhor esse átomo e conseqüentemente as propriedades das substâncias por eles formadas.

Esses princípios nos ajudaram a compreender porque os átomos se ligam e formam substâncias que existem na natureza.

**Espero que vocês tenham gostado,  
aguardo vocês na próxima unidade. Ok?**

**2ª ATIVIDADE DE FIXAÇÃO**

1. (UFJF-00) Os elementos X, Y, Z e W apresentam as configurações eletrônicas indicadas abaixo.

X:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Y:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

Z:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

W:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Analisando as alternativas abaixo, marque a opção **INCORRETA**:

- a) X possui maior energia de ionização;
- b) W é um alcalino terroso;
- c) Y é um metal nas CNTP;
- d) Z possui a menor eletronegatividade.

2. (UNIMEP-02) Baseando-se nas tendências periódicas dos elementos conhecidas, pode-se prever que a energia de ionização cresce na ordem:

- a) Ar, Na, Cl e Al;
- b) Na, Al, Cl e Ar;
- c) Cl, Na, Ar e Al;
- d) Al, Na, Ar e Cl;
- e) Ar, Cl, Al e Na.

3. ( PASES - 98 ) Abaixo encontra-se destacada uma das famílias da tabela periódica.

**Be, Mg, Ca, Sr, Ba e Ra**

Em relação aos elementos desta família (coluna 2), a única afirmativa **INCORRETA** é:

- a) Todos são muito eletronegativos.
- b) São chamados metais alcalinos terrosos.
- c) Os átomos de menor raio atômico são os do elemento berílio.
- d) Formam com os halogênios (coluna 17) sais de fórmula geral  $MA_2$ .
- e) Os átomos neutros, no estado fundamental, apresentam dois elétrons na última camada.

4. (UFV-05) Considere as afirmativas abaixo sobre o átomo de Ba e seu íon  $Ba^{2+}$  e assinale a **INCORRETA**.

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

5. (UFV-99) Eletronegatividade é uma propriedade periódica importante. Em relação a esta propriedade, assinale a afirmativa **CORRETA**:

- a) O potássio (K) é mais eletronegativo que o cálcio (Ca).
- b) O carbono (C) é mais eletronegativo que o silício (Si).
- c) O sódio (Na) é mais eletronegativo de todos os elementos.
- d) O flúor (F) é menos eletronegativo de todos os elementos.
- e) O frâncio (Fr) é mais eletronegativo de todos os elementos.

5. (UFV-00). Considere as afirmativas abaixo:

I. A primeira energia de ionização é a energia necessária para remover um elétron de um átomo neutro no estado gasoso.

II. A primeira energia de ionização do sódio é maior do que a do magnésio.

III. Nos períodos da tabela periódica, o raio atômico sempre cresce com o número atômico.

IV. A segunda energia de ionização de qualquer átomo é sempre maior do que a primeira.

São afirmativas **CORRETAS**:

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

6. Escreva os nomes dos elementos químicos correspondentes aos seguintes números atômicos:

- a) 11:
- b) 15:
- c) 19:
- d) 20:
- e) 82:

7. (UFV-92) Considerando-se os elementos químicos cálcio e enxofre, Pede-se:

a) A distribuição eletrônica em níveis de energia (K, L, M, N, O, P, Q) para os elementos cálcio e enxofre;

Cálcio:

### GABARITO MODULO III

#### 1ª Atividade de fixação.

- 1-D
- 2-A
- 3-A
- 4-A
- 5-E
- 6-A

**2ª Atividade de fixação.**

- 01– D
- 02– B
- 03– A
- 04– B
- 05– B
- 06– B

**REFERÊNCIAS**

Figura 1 - disponível em < <http://www.viafanzine.jor.br/ilde.htm/>> Acesso em 06 de dez. 2014.

Figura 2 – disponível em <<http://www.palladiumcoins.com/history4.html/>> Acesso em 08 de mar. 2011.

Figura 3 - disponível em <<http://pt.scribd.com/doc/8953278/Tabela-Periodica-1/>> Acesso em 05 de dez. 2014.

Figura 4 - disponível em <<http://educacao.uol.com.br/quimica/tabela-periodica-as-propriedades-periodicas-dos-elementos.jhtm/>> Acesso em 05 de fev. 2014.

Figura 5 - disponível em <<http://pre-vestibular.arteblog.com.br/30858/HISTORIA-DA-TABELA-PERIODICA-Parte-1/>> Acesso em 11 de dez. 2014.

Figura 6 - disponível em Disponível em <<http://www.explicatorium.com/John-Newlands.php>> Acesso em 11 de mar. 2014.

Figura 7 - Disponível em < <http://avancrypt.blogspot.com/2012/01/metais-joias-bijuterias.html>> Acesso em 11 de mar. 2014.

Disponível em < <http://english.ruvr.ru/2009/10/02/1804888.html/>> Acesso em 10 de jan. 2014.

Disponível em <[http://pt.wikipedia.org/wiki/Lothar\\_Meyer/](http://pt.wikipedia.org/wiki/Lothar_Meyer/)> Acesso em 11 de mar. 2014.

Disponível em <<http://perguntasprovisorio.blogspot.com/2011/04/onde-os-gases-nobres-sao-encontrados.html/>> Acesso em 11 de mar. 2014.

## MÓDULO IV

### UNIDADE IV - LIGAÇÕES QUÍMICAS

#### Objetivos

- ✓ Identificar as propriedades que levam os átomos a estabelecer uma ligação;
- ✓ Compreender porque os átomos tendem a formar ligações químicas, representar uma ligação covalente e iônica e diferenciá-las;
- ✓ Compreender porque os átomos quando se ligam procuram estabilidade;
- ✓ Verificar quais são os critérios de estabilidades que os átomos possuem para estabelecer ligação química;
- ✓ Aprender a distribuir elétrons no diagrama de Pauling; e,
- ✓ Compreender as propriedades dos compostos a partir das ligações químicas formadas pelos átomos.

### INTRODUÇÃO

Antes de iniciarmos nosso estudo sobre ligações químicas se torna necessário sabermos que, através das ligações químicas se torna possível à existência de todas as coisas na natureza e que é através de formações e das quebras de ligações químicas que podemos conhecer a origem de novas substâncias e, portanto, a formação de tudo nesse macro universo.

Num aspecto mais profundo desse estudo, poderíamos pensar em duas questões que sempre intrigou aos químicos e aos cientistas em todo o tempo:

Por que os átomos se ligam?



Como representar essas ligações?

Os átomos se ligam para poderem ser estáveis através da formação de pares, aliás, se observamos bem, iremos perceber que a natureza nunca é estável isoladamente, a formação de pares, viver em sociedade, em grupo, é um clamor em todo mundo para alcançar a tão esperada estabilidade. Os átomos também procuram estabilidade através da formação de ligações químicas onde se estabelece a formação de pares.

Uma das teorias muito esclarecida dentro da química para explicar a estabilidade ou a formação de pares é a **TEORIA DO OCTETO**.

## TEORIA DO OCTETO

Na natureza, todos os sistemas tendem a adquirir a maior estabilidade possível. Os átomos ligam-se uns aos outros para aumentar a sua estabilidade. Os gases nobres são as únicas substâncias formadas por átomos isolados. Este fato nos leva a crer que os gases nobres são os únicos átomos estáveis. Sabemos também que os gases nobres são os únicos que possuem a camada de valência completa, isto é, com **oito elétrons** na camada de valência (ou **dois**, no caso da camada K).

Repare que essa teoria nos remete a ideia de estabilidade através da formação de pares.

Os átomos dos elementos ligam-se uns aos outros na tentativa de completar a camada da valência de seus átomos (formação de pares).

## CONCEITO DE ORBITAL PARA FORMAÇÃO DE PARES

Orbital é uma região do espaço que possivelmente pode se encontrar um determinado elétron, essa é a região ocupada por elétrons (em pares) que formam uma ligação química de uma molécula.

De acordo com a **LEI DE HUND** cada orbital só pode alojar **dois** elétrons e que esses elétrons deverão estar em **sentidos opostos** para criar um campo magnético de atração de forma que esses elétrons criam entre si uma atração de forma tal que esse orbital se estabiliza através de pares.



SUBNÍVEIS DE ENERGIA	NÚMERO DE ORBITAIS	DISTRIBUIÇÃO EM ORBITAIS EM PARES
Sub nível s	Um só orbital s	↓↑
Sub nível p	Três orbitais p	↓↑ ↓↑ ↓↑
Sub nível d	Cinco orbitais d	↓↑ ↓↑ ↓↑ ↓↑ ↓↑
Sub nível f	Sete orbitais f	↓↑ ↓↑ ↓↑ ↓↑ ↓↑ ↓↑ ↓↑

### CAMADA DE VALÊNCIA

A Camada de Valência de um elemento indica qual o número de ligações que esse elemento deve fazer para se tornar eletronicamente estável, ou seja, com elétrons emparelhados de forma a alcançar a estabilidade (uma vez que a estabilidade da natureza se alcança através da formação de pares) semelhante ao gás nobre mais próximo. O agrupamento dos elementos em famílias pode também indicar a tendência dos elementos quanto a ganhar ou perder elétrons, para obter a estabilidade através da formação de pares nos orbitais onde ocorrem as ligações que levam a busca constate da estabilidade, observe:

	VALÊNCIA	TENDÊNCIA
1A (exceto hidrogênio)	1	Ceder 1 elétron
2A	2	Ceder 2 elétrons
3A	3	Ceder 3 elétrons
4A	4	Difícilmente cede ou recebe elétrons
5A	3	Receber 3 elétrons
6A	2	Receber 2 elétrons
7A	1	Receber 1 elétron

Assim, a valência é determinada conhecendo-se, apenas, o número da família ou o seu número atômico.

Por exemplo, a valência do **alumínio - Al** (Família 3A) é 3, como é um metal, precisa de perder esses três elétrons para garantir a estabilidade através de pares.

Ex: A distribuição eletrônica do Alumínio (Z=13) no diagrama de Pauling será:



Isso mostra que o alumínio tem 3 elétrons na última camada (camada de valência), portanto se esse elemento perder os 3 últimos elétrons (elétrons da camada de valência – camada M), sobrarão a camada **L** com oito elétrons, ou seja todos esses elétrons estarão em pares, portanto estáveis.

A valência do **carbono - C** (Família 4A) é 4. O Carbono está no centro da tabela periódica, portanto tem facilidade de ganhar e ou perder elétrons.

- **Se ligar** a um elemento metal (família 1A, 2A e 3A), o carbono pode deve ganhar elétrons se comportando como um **ametal**.

- **Se ligar** a um elemento ametal (família 5A, 6A e 7A), o carbono deve perder elétrons.

A valência do **cloro - Cl** (7A) é 1, pois esse elemento é um ametal, os ametais precisam ganhar elétrons para poder se estabilizar através de pares.

Os elementos podem ser monovalentes, bivalentes, trivalentes ou tetravalentes, conforme ganhem, percam ou compartilhe 1, 2, 3 ou 4 elétrons estabilizando através de pares de elétrons como o gás nobre mais próximo.

### NÚMERO DE OXIDAÇÃO (NOX)

É a carga elétrica que o átomo adquire ao participar de ligações químicas.

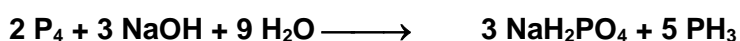
Regras práticas para determinação do NOx:

- A soma total dos NOx em uma molécula neutra é sempre igual a ZERO.
- O NOx de um elemento em uma substância simples é igual a ZERO.
- A soma dos NOx em um íon é igual à carga do íon.

FAMÍLIAS REPRESENTATIVAS	VALÊNCIA	NOX
1A	1	1 <sup>+</sup> perde 1 elétron
2A	2	2 <sup>+</sup> perde 2 elétrons
3A	3	3 <sup>+</sup> perde 3 elétrons
4A	4	4 <sup>+</sup> perde ou 4 <sup>-</sup> recebe elétrons
5A	3	3 <sup>-</sup> Recebe 3 elétrons
6A	2	2 <sup>-</sup> Recebe 2 elétrons
7A	1	1 <sup>-</sup> Recebe 1 elétron

### 1ª ATIVIDADE DE FIXAÇÃO

1. (UNIMEP-02) Dada a equação da reação:



O Número de oxidação (NOx) do elemento fósforo (P) nas três substâncias em que ele é um dos componentes é, respectivamente:

- a) 0, 5<sup>+</sup> e 3<sup>-</sup>;
- b) 3<sup>-</sup>, 0 e 5<sup>+</sup>;
- c) 5<sup>+</sup>, 3<sup>-</sup> e 0;
- d) 5<sup>-</sup>, 1<sup>+</sup> e 3<sup>-</sup>;
- E) 0, 5<sup>+</sup> e 1<sup>-</sup>.

2. (PASES-98) Os compostos formados pelos pares



Possuem fórmulas cujas proporções entre os cátions e os ânions são respectivamente:

- a) 1 : 1, 2 : 2, 1 : 1, 1 : 2
- b) 1 : 2, 1 : 2, 1 : 1, 1 : 1
- c) 1 : 1, 1 : 2, 2 : 1, 2 : 1
- d) 1 : 2, 1 : 1, 2 : 1, 1 : 1
- e) 2 : 2, 1 : 1, 2 : 1, 1 : 1

3. (UFV-92) Indique a alternativa que fornece o número de oxidação do elemento no respectivo íon:

- a) Cr no  $Cr_2O_7^-$  é 7+
- b) N no  $NO_3^-$  é +5
- c) Mn no  $MnO_4^-$  é 6+
- d) O no  $HO^-$  é 1-
- e) H no  $H_3O^+$  é 3+

4. (UFV - 98) A substância na qual o manganês apresenta MAIOR número de oxidação é:

- a)  $\text{MnSO}_4$
- b)  $\text{K}_2\text{MnO}_4$
- c)  $\text{KMnO}_4$
- d)  $\text{MnO}_2$
- e)  $\text{Mn}$

5. (UFV - 93) Dois átomos de carbono podem ligar-se entre si somente por:

- a) Três pares eletrônicos.
- b) Um par eletrônico.
- c) Um ou dois pares eletrônicos.
- d) Dois ou três pares eletrônicos.
- e) Um, dois ou três pares eletrônicos.

6. (FCMSC-SP) Por compartilhamento de elétrons, muitos átomos adquirem eletrosferas iguais às dos gases nobres. Isso acontece com todos os átomos representados na fórmula:

- a)  $\text{O} - \text{F}$ .
- b)  $\text{O} = \text{F}$ .
- c)  $\text{F} = \text{O} = \text{F}$ .
- d)  $\text{F} - \text{O} - \text{F}$ .
- e)  $\text{O} - \text{F} - \text{O}$

7. A soma algébrica dos números da oxidação do iodo nas espécies  $\text{I}_2$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{IO}_4^-$ ,  $\text{NaIO}_3$  é igual a :

- a) -2.
- b) -12.
- c) +3.
- d) +11.
- e) +12.

8. Na reação:  $\text{H}_2\text{S} + \text{I}_2 \rightarrow \text{S} + 2\text{HI}$ , as variações dos números de oxidação do enxofre e do iodo são, respectivamente:

- a)  $2^+$  para zero e zero para  $1^+$ .
- b) Zero para  $2^-$  e  $1^-$  para zero.
- c) Zero para  $1^-$  e  $1^-$  para zero.
- d)  $2^-$  para zero e zero para  $1^-$ .

9. Os  $\text{NO}_x$  do elemento cloro nas substâncias:  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HClO}_3$  e  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  são, respectivamente:

- a) Zero, +7, -1, +5, -7.
- b) Zero, -7, +1, +7, +5.
- c) +2, +7, -1, +5, +7.
- d) +2, -7, +1, -5, -7.
- e) Zero, +7, -1, +5, +7.

**TIPOS DE LIGAÇÕES**

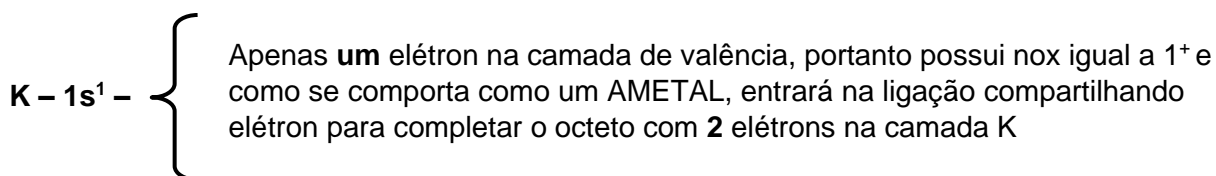
**Ligação covalente polar e apolar**

Ligação covalente é um par de elétrons compartilhado por dois átomos, sendo um elétron de cada átomo participante da ligação. Esta ligação ocorre entre ametais e metais. Este tipo de ligação se distingue em ligação covalente **polar** e ligação covalente **apolar** dependendo das diferenças de eletronegatividade entre os átomos ligantes.

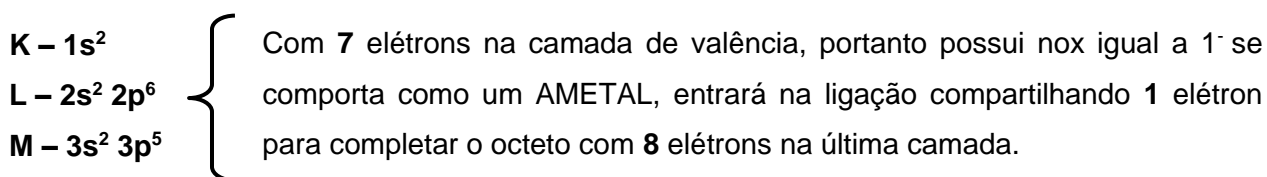
- **Ligação covalente apolar:** Os átomos ligados têm eletronegatividade aproximadamente igual.
- **Ligação covalente polar:** Os átomos ligados têm eletronegatividade um pouco diferentes. A toda ligação covalente polar está associada a um vetor polarização, orientado da carga positiva para a negativa. Essa ligação é dita intermediária porque tem propriedades entre a ligação covalente apolar e a ligação iônica.

**Representação de compostos com ligações predominantemente covalentes:**

Tomemos como exemplo o **ácido clorídrico (HCl)**, perceba que o átomo de hidrogênio pertence a Família 1A, portanto ele possui a seguinte distribuição eletrônica no diagrama de Pauling.



O átomo de cloro pertence à Família 7A, sua distribuição no diagrama de Pauling será:



Portanto, a ligação entre o **Hidrogênio** e o **Cloro** é predominantemente covalente, pois ambos os átomos se comportam como ametal compartilhando elétrons para formar pares e completar o OCTETO. A representação dessa ligação é feita através das fórmulas:

**Fórmula Eletrônica de Lewis** – onde são mostrados os elétrons da última camada que participam da ligação.

**Fórmula estrutural** – onde os elétrons são ocultados e apresenta apenas a ligação por um traço (-----).

Agora podemos tomar como exemplo o **ácido sulfídrico H<sub>2</sub>S**, sendo o Hidrogênio da Família 1A (ametal) e o enxofre (S) Família 6A (ametal que precisa de 2 elétrons para completar o octeto), ambos formam ligação covalente. Portanto, serão necessários dois hidrogênios para completar o octeto do enxofre.

## LIGAÇÃO IÔNICA

**Ligação iônica ou eletrovalente** é a atração eletrostática entre íons de cargas opostas num retículo cristalino. Esses íons formam-se pela transferência de elétrons dos átomos de um elemento para os átomos de outro elemento.

Para se formar uma ligação iônica, é necessário que os átomos de um dos elementos tenham tendência a ceder elétrons e os átomos do outro elemento tenham tendência a receber elétrons.

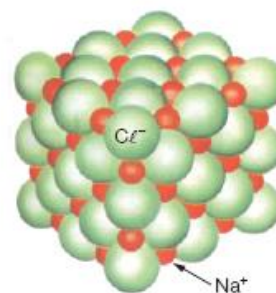
Quando os átomos de dois elementos A e B um é **metal** (tendência de perder elétrons) e o outro é **ametal** (tendência de ganhar elétrons) formar se assim uma **ligação iônica** entre eles. Os átomos com tendência a **ceder** elétrons apresentam um, dois ou três elétrons na camada da valência; são todos átomos de metais, com exceção dos átomos de H e He. Os átomos com tendência a **receber** elétrons apresentam quatro, cinco, seis e sete elétrons na camada da valência; são os átomos dos ametais e do H.

Portanto, uma ligação iônica forma-se entre um metal e um ametal ou entre um metal e o H. Os elétrons são transferidos dos átomos dos metais para os dos não-metais ou do H.

## COMPOSTOS IÔNICOS, MOLECULARES POLARES E APOLARES

**Compostos iônicos** ou **eletrovalentes** é toda substância que apresenta pelo menos uma ligação iônica. Mesmo as substâncias que apresentam ligações iônicas e covalentes são classificadas como predominantemente iônicas, por apresentar um metal na fórmula.

**EX.:** NaCl, KBr, MgCl<sub>2</sub>, K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> etc....



Representação de um cristal de sal de cozinha (NaCl) que possui ligações iônicas

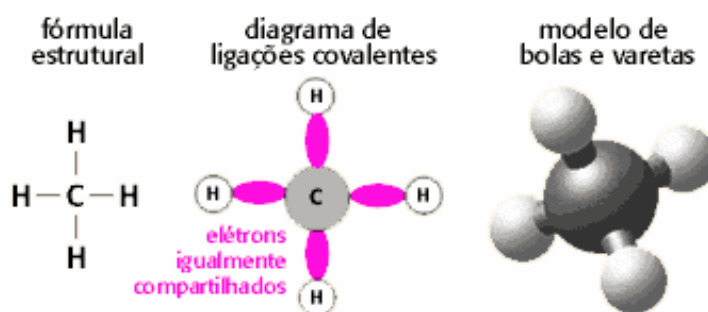
### Propriedade dos Compostos iônicos:

- Alto ponto de fusão (PF) e ponto de ebulição (PE).
- Sólidas à temperatura ambiente.
- Conduzem a corrente elétrica no estado fundido e não no estado sólido.
- Cristais duros e quebradiços.

**OBS:** As substâncias moleculares não apresentam as propriedades acima.

**Compostos moleculares:** apresentam somente ligações covalentes, ou seja, esses compostos só possuem elementos das famílias em que os elementos tendem a compartilhar elétrons, ou seja, as famílias 4A, 5A, 6A e 7A.

**Ex.:** H<sub>2</sub>O, HCl, O<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, CH<sub>4</sub> (metano)



Estrutura geométrica do metano.

Quando uma molécula apresenta um elemento mais eletronegativo que o outro, a tendência dos elétrons dessa ligação é se deslocar para o lado do elemento mais eletronegativo (localizados no lado direito da tabela periódica). Portanto baseado nesse conceito e no conceito da estrutura final da molécula, podemos classificar as moléculas como: **MOLÉCULA POLAR OU MOLÉCULA APOLAR.**

### POLARIDADE DAS MOLÉCULAS

**Molécula apolar:** A soma vetorial dos vetores polarização associados a todas as ligações covalentes polares da molécula é nula.

EX.: CO <sub>2</sub>	$\mu = 0$
H <sub>2</sub>	$\mu = 0$
Cl <sub>2</sub>	$\mu = 0$
CCl <sub>4</sub>	$\mu = 0$

**Molécula polar:** A soma vetorial dos vetores polarização associados a todas as ligações covalentes polares na molécula é diferente de zero. Pois esses compostos possuem eletronegatividade diferentes.

EX.: HF	$\mu \neq 0$
H <sub>2</sub> O	$\mu \neq 0$
NH <sub>3</sub>	$\mu \neq 0$
HCN	$\mu \neq 0$

#### Aplicação prática do conhecimento das polaridades das moléculas.

Uma das aplicações prática do conhecimento das polaridades das moléculas, é a **solubilidade** das substâncias em geral.

Por exemplo, nunca vimos um mecânico lavar a mão cheia de graxa com água de torneira. Será que o mecânico conhece as teorias das polaridades de moléculas? Ou simplesmente aplica o conhecimento advindo da explicação das polaridades de moléculas, que é de domínio dos químicos?

De acordo com os químicos, a solubilidade de uma substância na outra respeita a seguinte regra:





“SEMELHANTE DISSOLVE SEMELHANTE”

*“Substâncias POLARES se dissolvem em substâncias POLARES e substâncias APOLARES se dissolvem em substâncias APOLARES”.*

## INTERAÇÕES INTERMOLECULARES

As forças intermoleculares são geralmente denominadas forças de van der Waals em homenagem ao físico holandês van der Waals que, em 1873 propôs a existência dessas forças, as atrações existem tanto em substâncias formadas por moléculas polares como por moléculas apolares, mas essa última foi proposta por Fritz London, apenas em 1930.

---

Estas forças que mantêm as moléculas unidas. Elas podem ser de três tipos:

I – atração dipolo induzido: dipolo induzido ou forças de dispersão de London

II – atração dipolo permanente: dipolo permanente

III – ligação de hidrogênio

---

**Substâncias apolares** estabelecem somente ligações intermoleculares I.

**Substâncias polares** sem ligações H — F, O — H e N — H estabelecem ligações intermoleculares I e II, nestes casos as propriedades da substância em grande parte será determinada pela interação do tipo II

**Substâncias polares** com ligações H — F, O — H e N — H estabelecem ligações intermoleculares I e III. Nestes casos as propriedades da substância em grande parte será determinada pela interação do tipo III

Quanto maior for o tamanho da molécula, mais fortes serão as forças de dispersão de London. Quanto mais fortes forem as ligações intermoleculares, mais elevada será a temperatura de ebulição e fusão.

### INTERAÇÃO DIPOLO-DIPOLO INDUZIDO

Essas forças ocorrem em todos os tipos de moléculas, mas as únicas que nas moléculas apolares.

**EX.** H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub>, CH<sub>4</sub>

### INTERAÇÃO DIPOLO-DIPOLO PERMANENTE

Esse tipo de força intermolecular é característico de moléculas polares, veja, como exemplo, a interação existente no hcl sólido.

**EX.** HCL, HBR, H<sub>2</sub>S, CO, HCCL<sub>3</sub>, SO<sub>2</sub>

### LIGAÇÃO DE HIDROGÊNIO

Ligações de hidrogênio - resultam da atração eletrostática entre um par de elétrons de um átomo muito eletronegativo (**F**, **O** e **N**) e um átomo de hidrogênio que está ligado covalentemente a outro átomo também muito eletronegativo:

**EX.** H<sub>2</sub>O



Ligação de hidrogênio formada por duas moléculas de água.

## GEOMETRIA MOLECULAR

A geometria de uma molécula depende do número de átomos participantes e, quando existe um átomo central, da quantidade de elétrons não envolvidos em ligações na última camada deste (os elétrons exercem repulsão entre si). As ligações covalentes são formadas por pares de elétrons. Ocorre então repulsão entre ligações, entre elétrons livres e entre ligações e elétrons livres.

***Moléculas com dois átomos (diatômicas)***

A molécula será invariavelmente linear. O ângulo entre as ligações será de  $180^\circ$ .



**Moléculas com três átomos (triatômicas)**

Na ausência de elétrons não envolvidos em ligações na última camada do átomo central: a molécula é invariavelmente linear. O ângulo entre as ligações será de  $180^\circ$ .

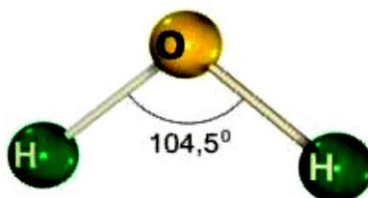
Ex.:  $CO_2$



O gás carbônico ( $CO_2$ ) apresenta geometria molecular linear, distribuição espacial dos pares eletrônicos linear.

Na presença de par ou pares de elétrons não envolvidos em ligações na última camada do átomo central: os elétrons livres repelem os eixos das ligações e a molécula será angular. O ângulo entre as ligações será tanto menor quanto maior for o número de elétrons não envolvidos em ligações na última camada do átomo central.

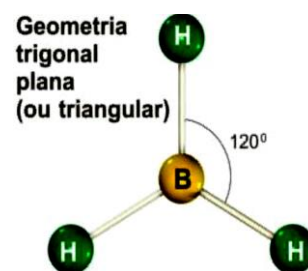
Ex.:  $H_2O$



A água ( $H_2O$ ) apresenta geometria molecular angular, distribuição dos pares de elétrons tetraédrica.

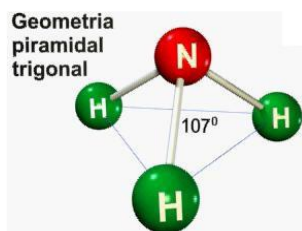
**Moléculas com quatro átomos**

Na ausência de par de elétrons não envolvido em ligação na última camada do átomo central: a molécula terá todos os átomos no mesmo plano de três lados (trigonal plana). Os ângulos serão de  $120^\circ$  entre as ligações. Ex.:  $BH_3$



Na presença de par ou pares de elétrons não envolvidos em ligação na última camada do átomo central, o par de elétrons exerce repulsão sobre os eixos de ligação e distorce a estrutura trigonal plana para uma pirâmide de base trigonal (03 lados).

Ex.: NH<sub>3</sub>



O composto NH<sub>3</sub> apresenta geometria molecular piramidal é trigonal

**TABELA DAS GEOMETRIAS MAIS COMUNS DOS COMPOSTOS QUÍMICOS**

Nº de nuvens ao redor do átomo central (A)	Fórmula eletrônica	Orientação das nuvens	Disposição dos ligantes	Geometria molecular
2			$O = C = O$ $H - C \equiv N$	sempre linear
3 átomo A no centro de um triângulo				angular trigonal
4 átomo A no centro de um tetraedro				angular piramidal tetraédrica

**2ª ATIVIDADE DE FIXAÇÃO**

1. **(UNIMEP-03)** A ligação iônica se caracteriza por apresentar
- elementos muito eletropositivos unidos a elementos muito eletropositivos.
  - elementos muito eletronegativos unidos a elementos muito eletronegativos.
  - elementos muito eletropositivos unidos a elementos muito eletronegativos.
  - elementos pouco eletropositivos unidos a elementos muito eletropositivos.
  - elementos pouco eletropositivos unidos a elementos pouco eletropositivos.
2. **(UNIMEP-03)** O xenônio é gás nobre que forma alguns compostos. Um deles é o tetrafluoreto de xenônio,  $\text{XeF}_4$ , sólido branco, cristalino. O tipo de ligação química encontrada no composto é:
- de Van Der Waals;
  - metálica;
  - iônica;
  - covalente;
  - de hidrogênio.
3. **(PASES-98)** As substâncias cujas fórmulas são



Representam da esquerda para a direita, exemplos de compostos:

- Iônico, covalente polar, covalente apolar
  - Covalente polar, covalente apolar, iônico.
  - Covalente apolar, iônico, covalente polar
  - Iônico, covalente polar, covalente apolar.
  - Covalente apolar, covalente polar, iônico
4. **(UFV-01)** As substâncias **NaCl**, **H<sub>2</sub>O**, **CO** e **Cl<sub>2</sub>** são classificadas como:
- polar, apolar, polar e apolar.
  - iônica, polar, polar e apolar.
  - polar, iônica, polar e apolar.
  - iônica, iônica, polar e apolar.
  - iônica, polar, polar e polar.
5. **(UFV-01)** Quando átomos do elemento A ( $Z = 12$ ) se combinam a átomos do elemento B ( $Z = 17$ ), obtém-se um composto cuja fórmula e tipo de ligação são respectivamente:
- AB e ligação covalente.
  - $\text{A}_2\text{B}$  e ligação iônica.
  - AB e ligação iônica.
  - $\text{AB}_2$  e ligação iônica.
  - $\text{AB}_2$  e ligação covalente.
6. **(UNIMEP-02)** Admitindo-se que os átomos formem número normal de ligações covalentes, pode-se prever que a fórmula do composto mais simples de germânio e bromo será:
- $\text{GeBr}_2$ ;

- b)  $\text{GeBr}_3$ ;
- c)  $\text{GeBr}$ ;
- d)  $\text{GeBr}_4$ ;
- e)  $\text{GeBr}_5$ .

7. (UFV) Com relação às ligações químicas, todas as afirmativas abaixo são corretas, EXCETO:

- a) As ligações entre átomos de pequena diferença de eletronegatividade formam compostos covalentes, bons condutores de eletricidade e de alto ponto de fusão.
- b) As ligações entre átomos de eletronegatividades muito diferentes formam compostos iônicos, bons condutores de eletricidade quando fundidos ou em solução.
- c) As ligações covalentes entre átomos de mesma eletronegatividade formam compostos apolares, maus condutores de eletricidade e de baixo ponto de fusão.
- d) As ligações entre átomos de pequena diferença de eletronegatividade formam compostos covalentes polares, maus condutores de eletricidade.
- e) As ligações metálicas entre átomos iguais e de baixa eletroafinidade formam materiais de alto ponto de fusão e elevada condutividade térmica.

8. (UFV-97) Sabe-se que a fusão da manteiga ocorre a uma temperatura menor do que a fusão do sal de cozinha ( $\text{NaCl}$ ). A explicação para este fato é:

- a) A força das ligações covalentes é maior que a força das ligações iônicas.
- b) As forças intermoleculares das manteigas são menos intensa que as forças entre os íons no  $\text{NaCl}$ .
- c) As forças intermoleculares da manteiga são mais intensa do que as forças entre os íons no  $\text{NaCl}$ .
- d) As ligações metálicas da manteiga são mais fortes do que as ligações covalentes no  $\text{NaCl}$ .
- e) A força das ligações covalentes é menor do que as forças das ligações iônicas.

9. (UFV-00) Considere os elementos cálcio ( $\text{Ca}$ ), cloro ( $\text{Cl}$ ), oxigênio ( $\text{O}$ ), sódio ( $\text{Na}$ ) e fósforo ( $\text{P}$ ).

- a) Usando a tabela periódica e seus conhecimentos sobre ligação química, escreva fórmulas para duas substâncias iônicas e duas substâncias covalentes.
- b) Faça a distribuição eletrônica em níveis para um dos cátions dos metais citados:

10. (UFOP-03) Considere as seguintes espécies:



- a) A(s) substância(s) que apresenta(m) ligação covalente e iônica é (são):
- b) A(s) substância(s) que é(são) sólido(s) molecular(es) a  $25^\circ\text{C}$  e 1 atm é(são):
- c) Um exemplo de par isoeletrônico é:

11. (UFV) A configuração eletrônica dos elementos é a principal responsável pelas ligações químicas nas substâncias. Aproveitando os exemplos:



Pede-se:

- A estrutura de Lewis do composto que apresenta ligação covalente, indicando se o composto é polar ou apolar;
- O conceito de ligação iônica;
- A indicação de qual dos elementos envolvidos nos compostos do enunciado é o mais eletronegativo;
- A relação ( $>$ ,  $<$  ou  $=$ ) existente entre o raio atômico iônico, de um dos elementos que fazem parte do composto iônico.

12. A fórmula entre cátion  $\text{X}^{3+}$  e o ânion  $\text{Y}^{-1}$  é:

- $\text{XY}$ .
- $\text{XY}_3$ .
- $\text{X}_7\text{Y}$ .
- $\text{X}_3\text{Y}_7$ .
- $\text{X}_7\text{Y}_3$ .

13. (Covest-PE) Assinale a alternativa que apresenta composto com ligação química essencialmente iônica?

- $\text{NaI}$ .
- $\text{CO}_2$ .
- $\text{HCl}$ .
- $\text{H}_2\text{O}$ .
- $\text{CH}_4$ .

14. A camada mais externa de um elemento X possui 3 elétrons, enquanto a camada mais externa de outro elemento Y tem 7 elétrons. Uma provável fórmula de um composto, formado por esses elementos é:

- $\text{XY}_3$ .
- $\text{X}_5\text{Y}$ .
- $\text{X}_3\text{Y}$ .
- $\text{X}_7\text{Y}_3$ .
- $\text{XY}$ .

15. (FAEE-GO) Um elemento X, cujo número atômico é 12, combina-se com um elemento Y, situado na família 5A da tabela periódica e resulta num composto iônico cuja fórmula provável será:

- $\text{XY}$ .
- $\text{XY}_2$ .
- $\text{X}_2\text{Y}$ .
- $\text{X}_2\text{Y}_3$ .
- $\text{X}_3\text{Y}_2$ .

16. Num composto em que, sendo X é o cátion e Y é o ânion e a fórmula é  $\text{X}_2\text{Y}_3$ , provavelmente os átomos X e Y no estado normal tinham os seguintes números de elétrons na camada de valência, respectivamente:

- a) 2 e 3.
- b) 2 e 5.
- c) 3 e 2.
- d) 3 e 6.
- e) 5 e 6.

**17.** Um elemento **X** ( $Z = 20$ ) forma com **Y** um composto de fórmula  $X_3Y_2$ . O número atômico de **Y** é:

- a) 7.
- b) 9.
- c) 11.
- d) 12.
- e) 18.

**18.** O elemento químico alumínio ( $Z = 13$ ) pode se ligar a um elemento químico para formar um composto iônico na proporção de 1:3. Esse elemento químico pode ter número atômico:

- a) 11.
- b) 3.
- c) 9.
- d) 31.
- e) 5.

**19. (Covest-PE)** Um metal **M** do grupo 2A forma um óxido. A fórmula química desse óxido é do tipo:

- a)  $M_2O$ .
- b)  $MO$ .
- c)  $MO_2$ .
- d)  $M_2O_2$ .
- e)  $M_2O_3$ .

**20.** Os átomos dos metais alcalinos terrosos (**M**) apresentam dois elétrons em sua camada de valência. Prevemos, então, que os óxidos e cloretos desses metais tenham, respectivamente, as fórmulas:

- a)  $MO$  e  $MCl_2$ .
- b)  $MO$  e  $MCl$ .
- c)  $MO_2$  e  $MCl$ .
- d)  $MO_2$  e  $MCl_4$ .
- e)  $M_2O$  e  $MCl_2$ .

**21. (Covest-1.ª fase-90)** Um metal (**M**) do grupo 2 A forma um óxido. A fórmula química desse óxido é do tipo:

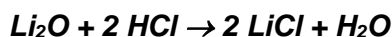
- a)  $M_2O$ .
- b)  $MO$ .
- c)  $MO_2$ .
- d)  $M_2O_2$ .
- e)  $M_2O_3$ .

**22. (UNICID-SP)** O hidrogênio ( $Z = 1$ ) e o nitrogênio ( $Z = 7$ ) devem formar o composto de fórmula:



- a) N<sub>2</sub>H.
- b) NH<sub>2</sub>.
- c) NH<sub>3</sub>.
- d) NH<sub>4</sub>.
- e) NH<sub>5</sub>.

**23. (UFPA)** Na reação de óxido de lítio com ácido clorídrico, ocorre a formação de cloreto de lítio e água:



As substâncias envolvidas nessa reação apresentam os seguintes tipos de ligações químicas:

	<i>Li<sub>2</sub>O</i>	<i>HCl</i>	<i>LiCl</i>	<i>H<sub>2</sub>O</i>
a	Covalente	Covalente	Iônica	Iônica
b	Covalente	Iônica	Iônica	Covalente
c	Iônica	Covalente	Covalente	Iônica
d	Iônica	Covalente	Iônica	Iônica
e	Iônica	Iônica	Covalente	Covalente

**24.** Indique a fórmula química do composto entre carbono com número atômico 6 e hidrogênio com número atômico 1 (estrutural, eletrônica e molecular). Esse composto é conhecido como gás metano, cuja fórmula CH<sub>4</sub>

- a) Fórmula molecular
- b) Fórmula eletrônica
- c) Fórmula estrutural

**25.** Escreva a fórmula eletrônica (Lewis) mais simples a ser formada pela fórmula molecular CO<sub>2</sub>, de acordo com suas configurações fundamentais.

**Átomo C:** 1s<sup>2</sup>, 2s<sup>2</sup>, 2p<sup>2</sup>

**Átomo O:** 1s<sup>2</sup>, 2s<sup>2</sup>, 2p<sup>4</sup>

**26. (CEFET-PR)** Os elementos químicos hidrogênio, flúor e sódio combinam-se entre si formando os compostos HF, NaF e F<sub>2</sub>. O tipo de ligação existente, respectivamente, em cada caso é:

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

**27.** Dois elementos, representados por X e Y combinam-se. As distribuições de elétrons de X e Y são as seguintes:

NÍVEIS	K	L	M	N
X	2	8	8	2
Y	2	8	7	

Que alternativa apresenta a fórmula e o tipo de ligação do composto formado?

- a)  $X_2Y$ , covalente
- b)  $XY_2$ , iônica
- c)  $X_2Y_7$ , iônica
- d)  $X_2Y$ , iônica
- e)  $X_7Y_2$ , covalente

### RESUMINDO

Nessa unidade, aprendemos que os átomos necessitam de estabelecer ligações químicas para alcançar estabilidade. Essas ligações químicas formam substâncias que podem ter propriedades previstas (densidade, ponto de fusão, ebulição, solubilidade em água etc.) a partir da ligação química formada entre os átomos.

Aprendemos a representar uma ligação química através da formulação de Lewis, e da Regra do Octeto.

**Espero que vocês tenham gostado,  
aguardo vocês na próxima unidade.**

**Ok?**

**GABARITO MODULO IV****1ª Atividade de fixação.**

1-	A	4-	C	7-	D
2-	D	5-	E	8-	D
3-	A	6-	D	9-	E

**2ª Atividade de fixação.**

1-	C	6-	D	14-	A	19-	A	26-	B
2-	A	7-	D	15	E	20-	B		
3-	C	8-	B	16-	D	21-	C		
4-	B	12-	B	17-	A	22-	D		
5-	D	13-	A	18-	B	25-	A		

**REFERÊNCIAS**

Disponível em <<http://tabelaperiodicamp3.blogspot.com/>> Acesso em: 11 de mar. 2012.

Disponível em < <http://www.semretops.com/estudo/tabela-periodica-completa/>> Acesso em: 22 de fev. 2012.

Disponível em < <http://pt.dreamstime.com/fotos-de-stock-royalty-free-m-atildeos-de-trabalho-na-graxa-image14919178/>> Acesso em: 22 de fev. 2012.

## MÓDULO V

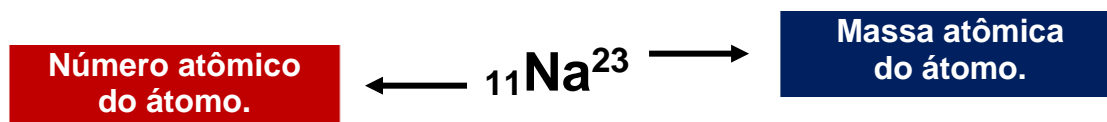
### UNIDADE V - BALANCEAMENTO DE EQUAÇÕES

#### Objetivos

- ✓ Aprender a encontrar o número de oxidação de elementos ou átomos de uma reação química;
- ✓ Estabelecer a diferença entre oxidantes e redutores;
- ✓ Aprender sobre as proporções estabelecidas numa reação balanceada; e,
- ✓ Aprender a realizar um balanceamento de equações químicas pelos métodos das Tentativas e por Oxirredução.

### INTRODUÇÃO

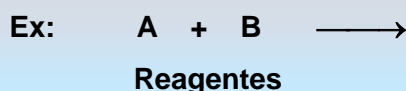
Nos capítulos anteriores, foram explorados principalmente os aspectos **qualitativos** dos elementos e das substâncias por eles formadas, ou seja foram estudados, a distribuição eletrônica dos elementos, onde ela se situa na tabela periódica, quantos elétrons apresentam na camada de valência, qual é a importância dessas variáveis para se prever o tipo de ligações entre esses átomos (iônicas ou covalentes), e através da força das ligações pode-se prever o estado físico das substâncias (sólido, líquido ou gasoso). Esses aspectos qualitativos essenciais para caracterizar uma substância, são ditados a partir do número de prótons ou número atômico (Z) do átomo. No exemplo abaixo utilizando o átomo de **sódio** percebe-se onde na tabela periódica está localizado o **número atômico** e **massa atômica** dos átomos em geral.



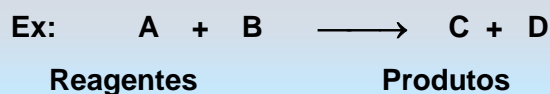
Assim, a partir desse capítulo entraremos no estudo dos aspectos **quantitativos** das substâncias, uma vez que já conhecemos os aspectos quantitativos das mesmas. A **massa atômica** do átomo é responsável por ditar os aspectos quantitativos que as substâncias apresentam quando estão em reações químicas. É através da utilização da massa atômica de um elemento que podemos calcular quanto pesa cada átomo de um elemento químico, podemos calcular a massa molecular de uma molécula, podemos acertar coeficientes de uma equação química, e por fim, prever a quantidade de matéria de cada substância que pode ser utilizada numa reação química em geral. O **Balanceamento das equações químicas** se faz necessário, porque através deste prevemos a quantidade exata de cada substância que irá participar das reações químicas em que elas estarão envolvidas.

### ESQUEMA PARA A REPRESENTAÇÃO DE UMA REAÇÃO QUÍMICA

**1º passo:** No primeiro membro representamos as substâncias que vão reagir, as substâncias são separadas por um sinal de soma se for mais de uma substância que está reagindo, a estas substâncias damos o nome de **REAGENTES**.



**2º passo:** No segundo membro representamos os produtos de forma similar à representação dos reagentes.

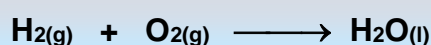


**Obs:** utiliza-se a seta para diferenciar-separar os reagentes dos produtos.

**3º passo:** sobre esta seta podemos colocar alguns símbolos que indicam as condições em que a reação ocorre.

EX:	$\Delta$	$\Rightarrow$	Calor
	$\lambda$	$\Rightarrow$	Luz
		$\Rightarrow$	Eletricidade
	cat	$\Rightarrow$	Catalisador
	H <sub>2</sub> O ou aq	$\Rightarrow$	Meio aquoso

**4º passo:** Devemos ainda indicar o estado em que se encontram os reagentes e os produtos, estes estados são indicados com subíndices como representado abaixo.

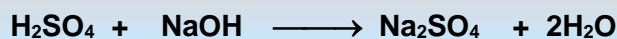


Observe que o H<sub>2</sub> e o O<sub>2</sub> estão no estado gasoso e que H<sub>2</sub>O está no estado líquido (**l**), para o estado sólido temos (**s**) para o estado vapor (**v**) para soluções aquosas temos (**aq**). Outros símbolos irão surgir durante o nosso estudo de química, porém o mais importante é perceber o que cada um significa para podermos utilizar adequadamente cada um.

Ainda podemos representar substâncias voláteis ( $\uparrow$ ) e substâncias que se precipitam ( $\downarrow$ ).

## O QUE É UMA REAÇÃO QUÍMICA?

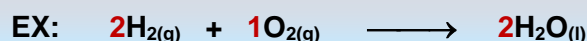
Devemos notar que em uma reação química comum não existe uma transformação nos átomos e sim uma alteração nas ligações que formam uma molécula.



Podemos perceber que os átomos de hidrogênio, enxofre, oxigênio e sódio existem tanto antes quanto depois da reação química ocorrer, mas ocorre uma mudança nas ligações que estes átomos faziam antes e depois da reação química.

**COEFICIENTE DE UMA EQUAÇÃO QUÍMICA**

Como vimos, em uma reação química não há aparecimento ou desaparecimento dos átomos, portanto uma condição primária deve ser satisfeita. Em uma reação química os átomos que compõem as “moléculas” dos reagentes são os mesmos que compõem as “moléculas” dos produtos.



Assim podemos ver que **2** moléculas de H<sub>2</sub> (**4** átomos de H) reagem com **1** molécula de O<sub>2</sub> (**2** átomos de O) formando **2** moléculas de H<sub>2</sub>O (**4** átomos de H e **2** átomos de O). Denomina-se coeficiente de uma reação química os números inteiros que multiplicam as moléculas de reagentes e produtos a fim de satisfazer a condição descrita acima.

**REAÇÃO DE OXIRREDUÇÃO**

**Reação de oxirredução** ou **Redox**: Reação com transferência de elétrons de um reagente para outro, ou reação com variação de NOX de pelo menos um elemento.

**Oxidação: Perda de elétrons ou aumento de NOX.**

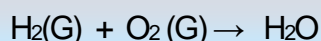
**Redução: Ganho de elétrons ou diminuição de NOX.**

**Agente oxidante ou substância oxidante: Substância que sofre a redução ou substância que ganha elétrons.**

**Agente redutor ou substância redutora: Substância que sofre a oxidação ou substância que perde elétrons.**

**BALANCEAMENTO DE REAÇÕES**

Vamos iniciar nossos estudos sobre balanceamento de equações observando a equação abaixo e tentando ver se existe algo de errado na equação abaixo que representa a combustão do gás hidrogênio.



Para entender melhor o que está acontecendo vamos lembrar o que diz um químico francês muito conhecido chamado Lavoisier. Ele elaborou uma lei denominada "Lei da conservação da massa", que pode ser resumida em uma frase muito famosa:



---

**“Na natureza, nada se cria, nada se perde,  
Tudo se transforma.”**

---

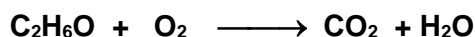
Aplicando essa lei na equação química da produção da água descrita acima, vamos observar que existem dois átomos de oxigênio no lado dos reagentes e apenas um no lado dos produtos, ou seja, um oxigênio ficou perdido. Isso significa que a equação não está completa, pois não obedece à Lei de Lavoisier. Como podemos solucionar esse problema?

Podemos multiplicar o hidrogênio por dois, assim teremos quatro hidrogênios, e, depois, multiplicarmos a água também por dois, ficando com duas águas. Este procedimento é chamado de balanceamento de equação química.



**1ª ATIVIDADE DE FIXAÇÃO**

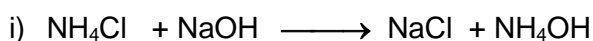
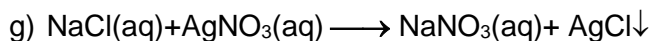
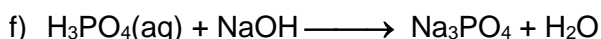
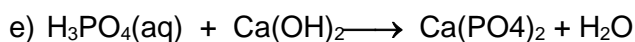
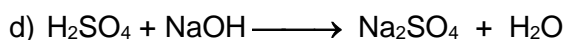
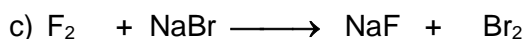
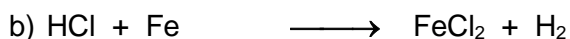
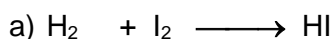
1. A queima do álcool é descrita pela seguinte equação química. Vamos começar o balanceamento?



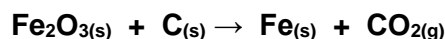
2. A produção de fosfato de cálcio a partir de óxido de cálcio e pentóxido de difosforo



3. Faça o balanceamento das equações químicas abaixo.



4. **(PUC-RJ)** A obtenção do ferro, a partir do seu minério, dá-se, simplificadamente, através da equação:



Os coeficientes desta equação, em ordem, da esquerda para a direita, após o balanceamento, são:

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

**BALANCEAMENTO DE REAÇÕES DE ÓXIDO-REDUÇÃO**

Em certas reações podemos encontrar átomos que ganham elétrons (ânions – possui carga negativa) e outros que os perdem elétrons (cátions – possui carga positiva).

Quando um átomo **perde elétrons**, ele **se oxida e o seu NOX aumenta**.

Quando um átomo **ganha elétrons**, ele **se reduz e o seu NOX diminui**.

FAMÍLIAS REPRESENTATIVAS	VALÊNCIA	NOX
1A	1	1 <sup>+</sup> perde 1 elétron
2A	2	2 <sup>+</sup> perde 2 elétrons
3A	3	3 <sup>+</sup> perde 3 elétrons
4A	4	4 <sup>+</sup> perde ou 4 <sup>-</sup> recebe elétrons
5A	3	3 <sup>-</sup> Recebe 3 elétrons
6A	2	2 <sup>-</sup> Recebe 2 elétrons
7A	1	1 <sup>-</sup> Recebe 1 elétron

Lembre-se da tabela de Valência e Nox que foi mostrada no módulo 2, pois ela será útil para encontrar o número de oxidação (**Nox**) dos elementos mais importantes.

Os processos de oxidação e de redução são sempre simultâneos. O átomo que se oxida, cede seus elétrons para que outro se reduza. O átomo que se reduz recebe os elétrons de quem se oxida.

**Assim ...**

**Quem se oxida é agente redutor.**

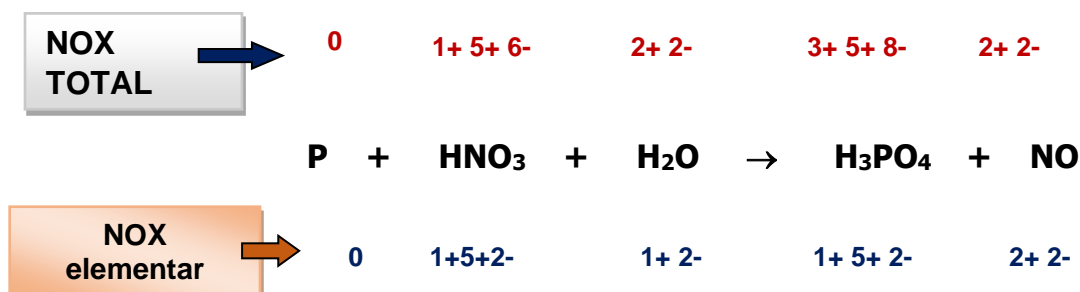
**Quem se reduz é agente oxidante.**

A igualdade na quantidade dos elétrons na redução e na oxidação é a base do balanceamento de reações pelo método de óxido-redução.

**REGRAS PRÁTICAS PARA O BALANCEAMENTO POR OXI-REDUÇÃO**

- 01** - Encontrar os **NOX** (número de oxidação de todos os elementos químicos que participam da reação química proposta). *Lembre-se das regras práticas e de consultar a tabela de NOX por família mostrada anteriormente:*
- 02** – Todas as substâncias **simples**, possuem NOX igual a zero por que o momento dipolar dessas substâncias são sempre igual a **Zero**, uma vez que elas são formadas pelo mesmo elemento químico.
- 03** – Calcular a variação do NOX encontrado para aquele que reduziu (ganhou elétrons) e para aquele que oxidou (perdeu elétrons).
- 04** – Tomar a variação do oxidante como coeficiente do redutor e vice-versa. Lembrando que esses valores devem ser multiplicados pelos maiores índices dos elementos que participam da reação química a ser balanceada.
- 05** – Completar o balanceamento por tentativas, até que todos os elementos possuam coeficientes para igualar o número de átomos constantes nos reagentes, com o número de átomos constantes nos produtos da reação.

**Vamos utilizar a reação abaixo para exemplificar um balanceamento por oxi-redução.**



Veja que o **fósforo (P)** teve o seu nox alterado de 0 para 5+, ou seja, sofreu uma oxidação. A variação foi de 5 elétrons;

Já o **nitrogênio (N)** teve o seu nox alterado de 5+ para 2+, ou seja, sofreu uma redução. A variação foi de 3 elétrons.

Escolha uma substância **ENTRE AQUELAS QUE VARIARAM DE NOX** para iniciar o balanceamento, ou seja, apenas o **N** no HNO<sub>3</sub> e o **P** no H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>.

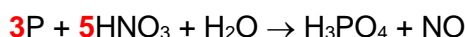
Neste caso, vamos escolher o HNO<sub>3</sub> onde se deve multiplicar essa variação do nox de 3 com o maior índice do **N** que aparece na reação, portanto para o HNO<sub>3</sub> : **3 x 1 = 3** (é

a variação dos elétrons multiplicado pela atomicidade do elemento que sofreu a redução);

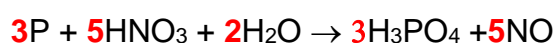
Repete-se esse procedimento para o  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , portanto P:  $5 \times 1 = 5$  (é a variação dos elétrons multiplicado pela atomicidade do elemento que sofreu a oxidação);

Agora inverta os resultados, escrevendo o coeficiente 5 para o  $\text{HNO}_3$  e 3 para o P.

Teremos:



Enfim, complete o restante da equação, utilizando o mesmo raciocínio do método direto ou por tentativas.



Repare que os números de átomos que aparecem do lado dos reagentes é igual aos números dos átomos que aparecem do lado do produto. Desta forma, a equação está balanceada e de quebra, respeita a Lei de LAVOISIER.

## 2ª ATIVIDADE DE FIXAÇÃO

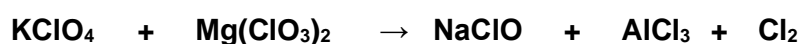
1. Faça o balanceamento das equações químicas abaixo.

- a)  $\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{HCl} \longrightarrow \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$   
b)  $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

2. **(CESGRANRIO)** Os números de oxidação dos halogênios nos compostos  $\text{NaCl}$ ,  $\text{NaClO}_3$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{I}_2$ ,  $\text{NH}_4\text{IO}_3$  são, respectivamente:

- a) +1, +3, 0, -2, +4  
b) -1, -5, +1, 0, -5  
c) -1, -3, +1, 0, -4  
d) +1, -5, -1, 0, +5  
e) -1, +5, -1, 0, +5

3. **(CESGRANRIO)** Dado o grupo de compostos clorados apresentados a seguir, os números de oxidação do Cl são, respectivamente:



- a) +7, +6, +2, +1, 0  
b) +7, +5, +1, -1, 0  
c) +7, +5, -1, -1, -1

- d) +5, +3, +1, -3, 0  
e) +3, -3, +1, -1, 0

4. **(PUC-RJ)** Qual o número de oxidação correto do **N**, respectivamente, em todos os compostos apresentados a seguir?



- a) 0, 3, 2, 2, 3, -2  
b) 1, 6, -1, -4, -3, -2  
c) 0, 5, 1, 4, -3, 2  
d) 1, 5, 1, 4, -3, 2  
e) 0, 5, -1, 4, 3, 2

5. **(FUVEST)** Na reação de oxi-redução: **H<sub>2</sub>S + I<sub>2</sub> → S + 2 HI**, as variações dos números de oxidação do enxofre e do iodo são, respectivamente:

- a) +2 para 0 e 0 para +1  
b) 0 para +2 e +1 para 0  
c) 0 para -2 e -1 para 0  
d) 0 para -1 e -1 para 0  
e) -2 para 0 e 0 para -1

6. **(UFV-00)** O hidrogênio (H<sub>2</sub>) funciona como agente oxidante na reação representada por:

- a) H<sub>2</sub> + Cl<sub>2</sub> → 2 HCl  
b) 8 H<sub>2</sub> + S<sub>8</sub> → 8 H<sub>2</sub>S  
c) 2 H<sub>2</sub> + O<sub>2</sub> → 2 H<sub>2</sub>O  
d) H<sub>2</sub> + 2 K → 2 KH  
e) 3 H<sub>2</sub> + N<sub>2</sub> → 2 NH<sub>3</sub>

7. **(UFV-00)** A seguir são apresentadas as equações de quatro reações:

- I - H<sub>2</sub> + Cl<sub>2</sub> → 2 HCl  
II - SO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O → H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>  
III - 2 SO<sub>2</sub> + O<sub>2</sub> → 2 SO<sub>3</sub>  
IV - 2 Al(OH)<sub>3</sub> → Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + 3 H<sub>2</sub>O

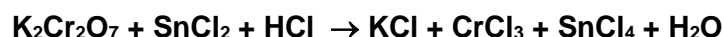
São reações de oxi-redução:

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

8. (UFV-01) manganês é um metal de transição que apresenta diversos números de oxidação, variando de zero (no manganês metálico) até +7 (no íon permanganato), passando por +2, +4 e +6. O permanganato de potássio é usado no tratamento de erupções na pele decorrentes de doenças como a catapora, por exemplo. Sobre o permanganato de potássio ( $\text{KMnO}_4$ ) podemos afirmar que é:

- a) um sal e um agente oxidante.
- B) UM SAL E UM AGENTE REDUTOR.
- c) um óxido e um agente oxidante.
- d) um óxido e um agente redutor.
- e) um peróxido e um agente redutor.

9. (UFV-01) Sobre a reação esquematizada pela equação abaixo, que se apresenta não balanceada, assinale a afirmativa CORRETA:



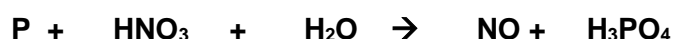
- a) O coeficiente mínimo e inteiro do  $\text{SnCl}_2$  é 2, na equação balanceada.
- b) Cada átomo de crômio do  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  perde 5 elétrons.
- c) O coeficiente mínimo e inteiro do  $\text{CrCl}_3$  é 6, na equação balanceada.
- d) O crômio do  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  se reduz, enquanto o estanho do  $\text{SnCl}_2$  se oxida.
- e) O  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  e o  $\text{SnCl}_2$  agem como redutor e oxidante, respectivamente.

10. (UFV-93) No processo de obtenção de aço ocorre a reação representada por:



- a) Acerte os coeficientes da equação:
- b) Que elemento sofre redução?
- c) Que elemento sofre oxidação?
- d) Que substância é o agente redutor?
- e) Que substância é o agente oxidante?

11. Na equação abaixo, acerte seus coeficientes e mostre o agente oxidante, e o agente redutor, respectivamente:



- a) Agente Oxidante: \_\_\_\_\_
- b) Agente Redutor: \_\_\_\_\_

12. Na equação química não balanceada; faça seu balanceamento.



13. Ajuste, por oxi-redução, os coeficientes da reação e responda:



- a) A soma dos coeficientes: \_\_\_\_\_
- c) O NOME IUPAC composto que é o agente Oxidante: \_\_\_\_\_
- c) O NOME IUPAC composto que é o agente redutor: \_\_\_\_\_

**RESUMINDO**

Nessa unidade, pela primeira vez deixamos de lado o aspecto Qualitativo das substâncias e reações e passamos para o aspecto Quantitativo dessas reações. Para isso, fez-se necessário à introdução de conceitos de proporção que são estabelecidos nos balanceamentos das equações químicas. Aprendemos a identificar as espécies que perdem e ganham elétrons numa reação química, assim como balancear essas equações em consonância com a Lei de Lavoisier.

**Espero que vocês tenham gostado,  
aguardo vocês na próxima unidade.  
Ok?**

**GABARITO MODULO V****1ª Atividade de fixação:**

01 – resposta: 1, 3,2 e 3

02 – Resposta: 3, 1 e 1

03 –

- a) 1, 1 e 2
- b) 2, 1, 1 e 1
- c) 1, 2, 2 e 1
- d) 1, 2, 1 e 2
- e) 2, 3, 1 e 6
- f) 1, 3, 1 e 3
- g) 1, 1, 1 e 1
- h) 1, 1 e 1
- i) 1, 1, 1 e 1

04 – c

**2ª Atividade de fixação:**

01 - a) aberta

b) Aberta

02 – E

03 – B

04 – C

05 – E

06 – D

07 – D

08 – A

**REFERÊNCIA**

Disponível em Disponível em <: <http://fisica.saibamais.pro.br/biografias/lavoisier.htm>:> Acesso em: 11 de mar. 2014.

Disponível em Disponível em <: <http://www.stf.jus.br/portal/cms/verTexto.asp?servico=bibliotecaConsultaProdutoBibliotecaSimboloJustica&pagina=inicial>:> Acesso em: 11 de mar. 2014.

Disponível em Disponível em <: <http://www.brasilecola.com/quimica/massas-dos-atomos.htm>:> Acesso em: 18 de nov. 2014.

Disponível em Disponível em <: [http://quimicadevestibular.blogspot.com.br/2008\\_04\\_01\\_archive.html](http://quimicadevestibular.blogspot.com.br/2008_04_01_archive.html):> Acesso em: 11 de fev. 2014.



## MÓDULO VI

### UNIDADE VI - ESTEQUIOMETRIA

#### Objetivos

- ✓ Estabelecer a relação entre as proporções encontradas no balanceamento de equações químicas com o conceito de mol;
- ✓ Aprender a utilizar o conceito de mol para cálculos de quantidade de matéria que são utilizadas nas reações químicas em geral;
- ✓ Estabelecer a relação entre as várias formas de se expressar a quantidade de matéria em volume, mol, massa e número de partículas;
- ✓ Aprender a realizar cálculo estequiométrico simples envolvendo mol.

### INTRODUÇÃO

O termo **ESTEQUIOMETRIA** é derivado da palavra grega stoicheion (elemento) e metron (medida), portanto a palavra estequiometria poderia ser traduzida como **MEDIDA DE ELEMENTO**.

#### Conceito de Mol e massas atômica e molecular

Mesmo as menores amostras com que trabalhamos no laboratório contêm enormes números de átomos, íons ou moléculas.

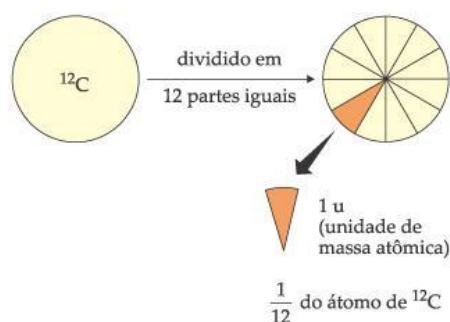
Por exemplo, uma colher de chá de água (cerca de 5 mL), contém um número muito grande de moléculas, da ordem de sextilhões de partículas. No dia-a-dia usamos unidades de contagem como dúzia (12 unidades), grossa (144 objetos), 1Km (1000 metros) etc.



O cálculo que permite relacionar quantidades de reagentes e produtos, que participam de uma reação química com o auxílio das equações químicas correspondentes. E como no dia-dia não existe uma unidade própria para átomos, moléculas ou íons, os químicos criaram uma unidade própria, CHAMADO MOL.

### MOL com origem no **LATIN** quer disser: **MONTE, PORÇÃO OU QUANTIDADE**

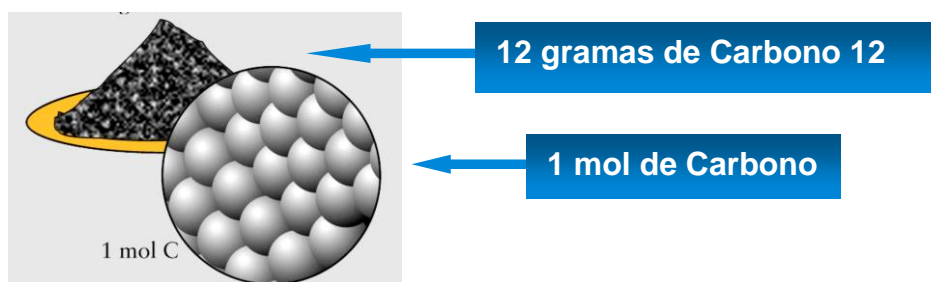
O átomo de  $^{12}\text{C}$  foi escolhido como padrão e sua massa foi estabelecida como sendo 12u (unidades de massa atômica). É como se o átomo de  $^{12}\text{C}$  fosse dividido em 12 partes e esse 1/12 da massa fosse usado na obtenção da massa relativa dos demais elementos. Dividindo-se o átomo de  $^{12}\text{C}$  em 12 partes. As massas dos diversos elementos será comparada com a massa de 1/12 do átomo de  $^{12}\text{C}$ ...



- massa de 1 átomo de Hidrogênio = massa de 1 x 1/12 C **massa atômica H = 1 u**
- a massa de 1 átomo de Oxigênio = massa de 16 x 1/12 C **massa atômica O = 16 u.**
- a massa de 1 átomo de Oxigênio = massa de 16 x 1/12 C **massa atômica O = 16 u.**
- a massa de 1 átomo de Carbono = massa de 12x 1/12 C **massa atômica C = 12 u**

### DEFINIÇÃO DE MOL

Quantidade de matéria que contém o mesmo nº de átomos que em 12 g do isótopo-12 do carbono



Um mol de qualquer elemento tem massa em gramas igual à massa atômica do elemento.

### Mol e a constante de avogrado



**Constante de Avogrado** (antigamente chamada número de Avogrado) é o número de átomos de  $^{12}\text{C}$  contidos em 0,012 kg de  $^{12}\text{C}$ . Seu valor numérico é:  $6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ . Assim sendo teremos:

MOL	CONSTANTE DE AVOGRADO
1 mol de moléculas de $\text{H}_2\text{O}$	$6,02 \times 10^{23}$ moléculas de $\text{H}_2\text{O}$
1 mol de átomos de C	$6,02 \times 10^{23}$ átomos de C
1 mol de íons de $\text{Na}^+$	$6,02 \times 10^{23}$ íons de $\text{Na}^+$
1 mol de N	$6,02 \times 10^{23}$ de átomos de N
1 mol de $\text{N}_2$	$6,02 \times 10^{23}$ de moléculas de $\text{N}_2$

### A massa molecular das substâncias

A massa molecular de uma substância é o somatório das massas atômicas dos elementos constituintes (A massa atômica é encontrada na tabela periódica).

EX: Massa molecular do ácido sulfúrico:  $\text{H}_2\text{SO}_4$

Dados encontrados na tabela periódica:

Elemento	Massa atômica em MOL
Massa atômica do Hidrogênio (H)	1g
Massa atômica do enxofre (S)	32g
Massa atômica do Oxigênio (O)	16g

Calculo da massa atômica do **ácido sulfúrico**.

$$H_2 = 2 \times 1g = 2g$$

$$S = 1 \times 32 = 32g$$

$$O_4 = 4 \times 16 = 64 g$$

Logo a massa do  $H_2SO_4$  será o somatório de  $2g + 32g + 64g = 98$  gramas por cada mol de moléculas de ácido sulfúrico.

### 1ª ATIVIDADE DE FIXAÇÃO

Calcule a massa atômica dos compostos abaixo (consulte uma tabela periódica para encontrar as massas atômicas) :

- Água ( $H_2O$ )
- Ácido clorídrico ( $HCl$ )
- Ácido nítrico ( $HNO_3$ )
- Sulfato de alumínio  $Al_2(SO_4)_3$

Quando expressa em gramas, a massa atômica de um elemento (**átomo grama**) apresenta  $6,02 \times 10^{23}$  unidades de átomos deste elemento. Quando expressa em gramas, a massa molecular de uma substância (**molécula grama**) apresenta  $6,02 \times 10^{23}$  unidades de moléculas desta substância. Esta quantidade ficou conhecida como constante de Avogadro.

**Mol** é a quantidade de substância que contém  $6,02 \times 10^{23}$  unidades da substância em questão e é unidade de quantidade de matéria.

**Volume molar** é o volume ocupado por uma molécula grama de qualquer substância. Para substâncias gasosas, este volume é igual a 22,4 L nas **CNTP** (**C**ondições **N**ormais de **T**emperatura e **P**ressão = pressão de 1 atm e temperatura de 0 °C).

### ASSIM TEREMOS AS SEGUINTE RELAÇÕES IMPORTANTES

Substância	Quantidade em mol	Quantidade em peso expresso em gramas	Quantidade medido em volume nas CNTP expresso em Litros	Constante de Avogrado Expressa contagem das partículas.
H <sub>2(g)</sub>	1	1 g	22,4 Litros	6,02 x 10 <sup>23</sup> moléculas
2H <sub>2(g)</sub>	2	2 g	44,8 Litros	12,04 x 10 <sup>23</sup> moléculas
H <sub>2O(g)</sub>	1	18 g	22,4 Litros	6,02 x 10 <sup>23</sup> moléculas
2H <sub>2O(g)</sub>	2	36 g	44,8 Litros	12,04 x 10 <sup>23</sup> moléculas

Ou seja, quando a quantidade de mols é mais que 1 mol, é só multiplicar as outras constantes pela quantidade de mol que for utilizada. Repare que com isso você pode transformar qualquer uma das unidades em outra. Mol pode ser expresso em gramas, litros e na constante de Avogrado.

### 2ª ATIVIDADE DE FIXAÇÃO

1) Quanto pesa em gramas, 6 mols de ácido clorídrico (HCl)?

---

---

2) Quantos gramas de ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>) está contida em 8 mols desse ácido?

---

---

1) Quantos litros de gás carbônico (CO<sub>2</sub>) existem em 88 gramas desse composto?

---

---

2) Quantas moléculas existe dentro de um recipiente que contém 10 gramas de sulfato de alumínio (Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>)?

---

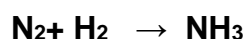
---

## Estequiometrias envolvidas em reações químicas

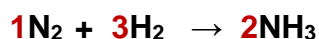
### Regras gerais para o cálculo estequiométrico

a) Escrever a equação química do processo.

Exemplo: Formação da amônia



b) Acertar os coeficientes estequiométricos da equação química. Aplicando as regras já descritas no **módulo 2**.



Repare que o número de átomos que aparecem do lado dos reagentes é igual aos números dos átomos que aparecem do lado do produto. Desta forma a equação está balanceada e de quebra respeita a Lei de LAVOISIER.

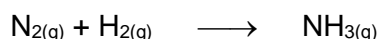
Perceba que existe uma proporção das quantidades em mols entre os participantes. Esses coeficientes lhe darão ideia da relação segundo a qual as substâncias se combinam. Ou seja:

**1 mol de N<sub>2</sub> está para 3 mols de H<sub>2</sub> que está para 2 mol de NH<sub>3</sub>**

- c) Montar a proporção baseando-se nos dados e nas perguntas do problema (massa-massa, massa-quantidade em mols, massa-volume etc.).
- d) Utilizar regras de três para chegar à resposta.

**EXERCÍCIOS RESOLVIDOS**

Na reação gasosa:



- a) Qual a massa, em gramas, de  $\text{NH}_3$  obtida, quando se reagem totalmente 18g de  $\text{H}_2$ ?

**Resolução:**



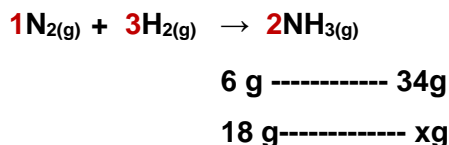
- Percebemos que a proporção será: (1 : 3 : 2), essa proporção quer dizer que:

**1 mol de  $\text{N}_2$  reage com 3 mols de  $\text{H}_2$  produzindo 2 mols de  $\text{NH}_3$**

- Agora vamos estabelecer as grandezas que estão envolvidas na reação: Para isso recorreremos á pergunta do problema.

*“Qual a **massa, em gramas**, de  $\text{NH}_3$  obtida, quando se reagem totalmente 18 **gramas** de  $\text{H}_2$ ?”*

Repare que as grandezas envolvidas nesse calculo são **massa** e **massa**. Então podemos estabelecer uma regra de três usando massa para o  $\text{NH}_3$  envolvido na pergunta e massa para o  $\text{H}_2$ .



Repare que 3 mols de hidrogênio gasoso  $\text{H}_2$  equivale a 6 gramas e produz de acordo com a equação acima 2 mols de  $\text{NH}_3$  que equivale a 34 gramas, pela relação estequiométrica, mas o exercício quer saber quantos gramas são produzidas quando

se utiliza 18 gramas de H<sub>2</sub> na reação. Ou seja, trata-se finalmente de resolver a regra de três estabelecida acima:

Aplica-se a regra matemática, “produto do meio é igual ao produto dos extremos e teremos”:

$$6x = 18 \times 34$$

$$6x = 612$$

$$x = 102 \text{ g de NH}_3 \text{ produzidas.}$$

**Resposta: São produzidos 102 gramas de NH<sub>3</sub>**

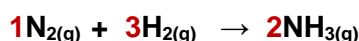
b) qual o volume de NH<sub>3</sub> obtido nas CNTP, quando se reagem totalmente 18g de H<sub>2</sub>?

**Resolução:**



- Percebemos que a proporção será: (1 : 3 : 2), essa proporção quer dizer que:

As grandezas envolvidas no problema são **volume** e **massa**, portanto podemos estabelecer uma regra de três que envolve essas duas grandezas.



$$6 \text{ g} \text{ ----- } 44,8 \text{ Litros}$$

$$18 \text{ g} \text{ ----- } x \text{ Litros}$$

Repare que 3 mols de hidrogênio gasoso H<sub>2</sub> equivale a 6 gramas e produz de acordo com a equação acima 2 mols de NH<sub>3</sub> que é equivale em Litros 44,8 (pois cada mol em litro = 22,4Litros como são **dois** mols, isso perfaz um total de 44,8 Litros)

Aplica-se a regra matemática, “produto do meio é igual ao produto dos extremos e teremos”:

$$6x = 18 \times 44,8$$

$$6x = 806,4$$

$$x = 134,4 \text{ Litros de NH}_3 \text{ produzidos.}$$

**Resposta: São produzidos 134,4 Litros de NH<sub>3</sub>.**



**Que tal tentar resolver as outras?**

- c) qual a massa, em gramas, de  $\text{NH}_3$  obtida, quando se reagem totalmente 280g de  $\text{N}_2$ ?
- d) qual o volume de  $\text{H}_2$  consumido nas CNTP, quando é produzido 340g de  $\text{NH}_3$ ?
- e) qual o número de moléculas de  $\text{NH}_3$  obtido, quando se reagem totalmente 18g de  $\text{H}_2$ ?
- f) qual o número de moléculas de  $\text{H}_2$  consumido, quando é produzido 340g de  $\text{NH}_3$ ?

**3ª ATIVIDADE DE FIXAÇÃO**

1. Qual a massa de  $\text{CaCO}_3$  necessária para se obter 28g de  $\text{CaO}$ ?
2. Se fossem usados 300g de  $\text{CaCO}_3$  na reação anterior, qual seria o volume de  $\text{CO}_2$  (considerando que as condições são as das CNTP)?
3. Quantas moléculas de  $\text{CO}_2$  são obtidas quando são usados 150g de  $\text{CaCO}_3$ ?
4. Qual a massa de água que se forma na combustão de 1g de gás hidrogênio ( $\text{H}_2$ ), conforme a reação  $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ ?

R:9

5. Sabendo que 10,8g de alumínio reagiram completamente com ácido sulfúrico, conforme a reação:  $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2$ , calcule:

- a) massa de ácido sulfúrico consumida;
- b) massa de sulfato de alumínio produzida;
- c) volume de gás hidrogênio liberado, medido nas CNTP.

R: a) 58,8g    b) 68,4g    c) 13,44L

6. Qual a massa de gás oxigênio necessária para reagir com 560g de monóxido de carbono, conforme a equação:  $\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$  ?

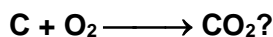
R: 320g

7. Quantos mols de  $\text{O}_2$  são obtidos a partir de 2,0 mols de pentóxido de dinitrogênio ( $\text{N}_2\text{O}_5$ ), de acordo com a reação:



R: 1,0

8. Quantas moléculas de gás carbônico podem ser obtidas pela queima de 96g de carbono puro, conforme a reação:

R:  $4,816 \times 10^{24}$

9. (Faap-SP) A combustão do metanol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ) pode ser representada pela equação não balanceada:  $\text{CH}_3\text{OH} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ . Quando se utilizam 5,0 mols de metanol nessa reação, quantos mols de gás carbônico são produzidos?

R:5

10. (Cesgranrio-RJ) Um frasco contém uma mistura de 16g de oxigênio e 55g de gás carbônico em CNTP. O número total de moléculas dos dois gases no frasco é de:

- a)  $1,05 \times 10^{22}$
- b)  $1,05 \times 10^{23}$
- c)  $1,05 \times 10^{24}$
- d)  $1,35 \times 10^{24}$
- e)  $1,35 \times 10^{23}$

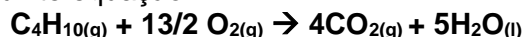
11. Um recipiente contém  $6,0 \times 10^{24}$  moléculas  $\text{H}_2\text{O}$  e 0,50 mol de éter dimetílico  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ . A massa da mistura, em gramas, vale:

- a) 18,5
- b) 51,0
- c) 185
- d) 203
- e) 226

12. Pelas convenções atuais, um mol de qualquer substância é a quantidade de matéria que:

- a) corresponde a sua massa molecular
- b) corresponde a  $6,02 \times 10^{23}$  unidades de massa atômica da substância;
- c) apresenta volume de 22,4 litros nas CNTP;
- d) apresenta  $6,02 \times 10^{23}$  unidades estruturais dessa substância;
- e) está contida em  $6,02 \times 10^{23}$  g dessa substância.

13. Abaixo são feitas três afirmações a respeito da combustão completa de 5,8g de butano conforme a seguinte equação:



- I- Ocorre o consumo de 0,650 mol de oxigênio
  - II- Ocorre a formação de 90,0g de água
  - III- Ocorre a produção de 8,96 litros de gás carbônico nas CNTP
- Quais são corretas?

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

**GABARITO MODULO VI****1ª Atividade de fixação**

- a) Massa molecular da *Água* ( $H_2O$ ) = 18 g/mol
- b) Massa molecular do *ácido clorídrico* ( $HCl$ ) = 36,5 g/mol
- c) Massa molecular do *Ácido nítrico* ( $HNO_3$ ) = 63g/mol
- d) Massa molecular do *Sulfato de alumínio*  $Al_2(SO_4)_3$  = 342g/mol

**2ª Atividade de fixação**

- a) 219 gramas
- b) 504 gramas
- c) 44,8 litros
- d) Resposta:  $342g$ ----- $6,02 \times 10^{23}$  moléculas  
 $10g$ ----- x moléculas

**3ª Atividade de fixação**

- c) 340 gramas
- d) 667 litros
- e)  $36,12 \times 10^{23}$  ou  $3,612 \times 10^{24}$  moléculas
- f)  $180,6 \times 10^{23}$  ou  $1,806 \times 10^{25}$  moléculas

**4ª Atividade de fixação**

- 1 - 50 gramas de  $CaCO_3$
- 2 - 67,2 litros de  $CO_2$
- 3 -  $9,03 \times 10^{23}$  moléculas de  $CO_2$
- 4- 9 gramas de água
- 5 -
  - a) 58,8 gramas de ácido sulfúrico
  - b) 68,4 gramas de sulfato de alumínio
  - c) 13,44 litros de gás hidrogênio.
- 6 - 320 gramas de oxigênio

- 7 - 1 mol de oxigênio
- 8 -  $4,816 \times 10^{24}$  moléculas de gás carbônico.
- 9 - 5 mols de gás carbônico.
- 10 - C
- 11 - E
- 12 - C
- 13 - D

## RESUMINDO

Nessa unidade, o aspecto Quantitativo é latente, mas esse conteúdo é maravilhoso, pois, nos permite estabelecer as várias maneiras de expressar a quantidade de matéria, mol, volume, massa, quantidade de partículas (número de Avogrado). Nesse conteúdo podemos combinar as diversas formas de fazer reações e prever teoricamente o resultado em termos de quantidade de produto obtido, com total economia de reagentes.

**Espero que vocês tenham gostado dos conteúdos discutidos até aqui, pois estamos finalizando nosso desafio. Gostaram da química???. Olha! Tudo é química, Tudo mesmo.**

**Foi um prazer tê-los por aqui. Um grande abraço.  
Que o Deus do todo o conhecimento esteja com vocês,  
E vós abençoe.**

**REFERÊNCIA**

Disponível em Disponível em <: <http://fisica.saibamais.pro.br/biografias/lavoisier.htm>:> Acesso em 11 de mar. 2012.

Disponível em Disponível em <: <http://www.stf.jus.br/portal/cms/verTexto.asp?servico=bibliotecaConsultaProdutoBibliotecaSimboloJustica&pagina=inicial>:> Acesso em 11 de mar. 2012.

Disponível em Disponível em <: <http://www.brasilecola.com/quimica/massas-dos-atomos.htm>:> Acesso em 18 de nov. 2011.

Disponível em Disponível em <: [http://quimicadevestibular.blogspot.com.br/2008\\_04\\_01\\_archive.html](http://quimicadevestibular.blogspot.com.br/2008_04_01_archive.html):> Acesso em 11 de fev. 2012.