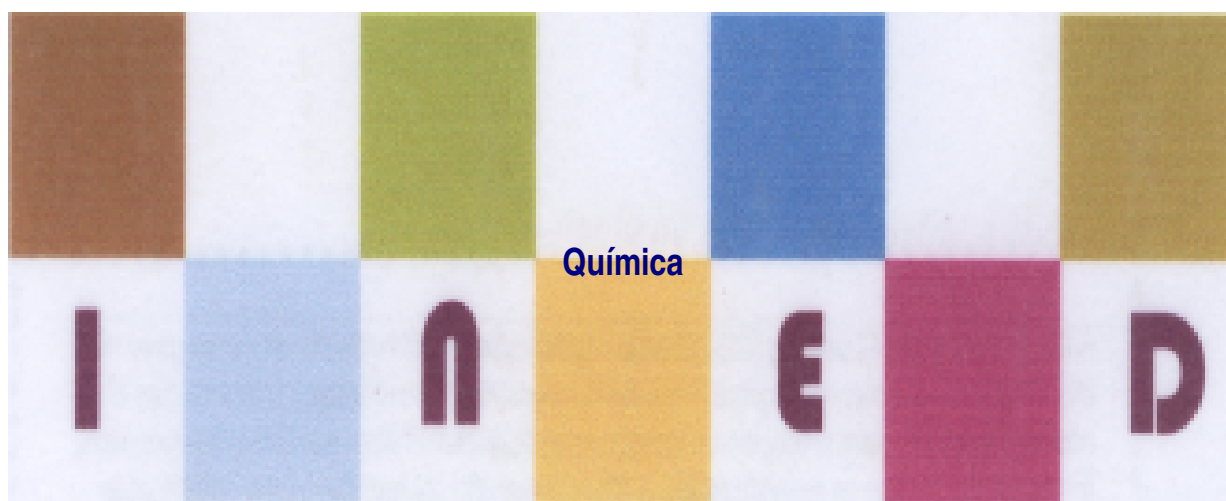


## MÓDULO 2



**Estrutura atômica, Tabela Periódica e Ligação Química**

**MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO  
INSTITUTO DE EDUCAÇÃO ABERTA E À DISTÂNCIA - IEDA**

# Conteúdos

<b>Acerca deste Módulo</b>	<b>1</b>
Como está estruturado este Módulo.....	1
Habilidades de aprendizagem .....	3
Necessita de ajuda? .....	3
<b>Lição 1</b>	<b>4</b>
Estrutura atómica .....	4
Introdução.....	4
Teoria atómica de dalton .....	4
Teoria atómica moderna .....	5
Estrutura electrónica como determinante das propriedades químicas.....	11
Resumo da lição .....	21
Actividades .....	22
Avaliação .....	24
<b>Lição 2</b>	<b>27</b>
História da Tabela Periódica .....	27
Introdução.....	27
Resumo histórico do surgimento da tabela periódica.....	27
Resumo da lição.....	30
Actividades .....	31
Avaliação .....	32
<b>Lição 3</b>	<b>33</b>
Descoberta e estudo da Lei Periódica .....	33
Introdução.....	33
Lei periódica.....	33
Resumo da lição.....	35
Actividades .....	36
Avaliação .....	36
<b>Lição 4</b>	<b>37</b>
Tabela periódica actual .....	37
Introdução.....	37
Tabela Periódica actual .....	37

Resumo da lição.....	39
Actividades .....	40
Avaliação .....	40
<b>Lição 5</b>	<b>41</b>
Propriedades periódicas e aperiódicas .....	41
Introdução.....	41
Propriedades periódicas e aperiódicas.....	41
Resumo da lição.....	48
Actividades .....	49
Avaliação .....	50
<b>Lição 6</b>	<b>52</b>
Divisão dos elementos de acordo com as suas características .....	52
Introdução.....	52
Divisão dos elementos de acordo com as suas características .....	52
Resumo da lição.....	55
Actividades .....	56
Avaliação .....	57
<b>Lição 7</b>	<b>58</b>
Alguns grupos representativos na Tabela Periódica: Metais alcalinos .....	58
Introdução.....	58
Metais alcalinos .....	58
Resumo da lição.....	60
Actividades .....	61
Avaliação .....	62
<b>Lição 8</b>	<b>63</b>
Alguns grupos representativos na Tabela Periódica: Metais alcalinos terrosos .....	63
Introdução.....	63
Metais alcalinos terrosos .....	63
Resumo da lição.....	65
Actividades .....	66
Avaliação .....	67
<b>Lição 9</b>	<b>68</b>
Alguns grupos representativos na Tabela Periódica: Halogénios .....	68
Introdução.....	68
Os halogénios .....	68

---

Resumo da lição.....	72
Actividades .....	73
Avaliação .....	73
<b>Lição 10</b>	<b>75</b>
<hr/>	
Ligação Química.....	75
Introdução.....	75
Ligação química .....	75
A.....	75
B.....	76
C.....	77
Resumo da lição.....	78
Actividades .....	79
Avaliação .....	80
<b>Lição 11</b>	<b>81</b>
<hr/>	
Ligação iónica ou electrovalente .....	81
Introdução.....	81
Ligação iónica ou electrovalente.....	81
Resumo da lição.....	85
Actividades .....	86
Avaliação .....	87
<b>Soluções</b>	<b>88</b>
<hr/>	
Lição 1 .....	88
Lição 2 .....	88
Lição 3 .....	88
Lição 4.....	88
Lição 5 .....	89
Lição 6 .....	89
Lição 7 .....	89
Lição 8 .....	89
Lição 9 .....	90
Lição 10 .....	90
Lição 11 .....	90
<b>Módulo 2 de Química</b>	<b>91</b>
<hr/>	
Teste Preparação de Final de Módulo.....	91
Introdução.....	91
Soluções do teste de preparação .....	103





# Acerca deste Módulo

## MÓDULO 2

---

### Como está estruturado este Módulo

#### A visão geral do curso

Este curso está dividido por módulos autoinstrucionais, ou seja, que vão ser o seu professor em casa, no trabalho, na machamba, enfim, onde quer que você deseja estudar.

Este curso é apropriado para você que já concluiu a 7ª classe mas vive longe de uma escola onde possa frequentar a 8ª, 9ª e 10ª classes, ou está a trabalhar e à noite não tem uma escola próxima onde possa continuar os seus estudos, ou simplesmente gosta de ser auto didacta e é bom estudar a distância.

Neste curso a distância não fazemos a distinção entre a 8ª, 9ª e 10ª classes. Por isso, logo que terminar os módulos da disciplina estará preparado para realizar o exame nacional da 10ª classe.

O tempo para concluir os módulos vai depender do seu empenho no auto estudo, por isso esperamos que consiga concluir com todos os módulos o mais rápido possível, pois temos a certeza de que não vai necessitar de um ano inteiro para concluí-los.

Ao longo do seu estudo vai encontrar as actividades que resolvemos em conjunto consigo e seguidamente encontrará a avaliação que serve para ver se percebeu bem a matéria que acaba de aprender. Porém, para saber se resolveu ou respondeu correctamente às questões colocadas, temos as resposta no final do seu módulo para que possa avaliar o seu despenho. Mas se após comparar as suas respostas com as que encontrar no final do módulo, tem sempre a possibilidade de consultar o seu tutor no Centro de Apoio e Aprendizagem – CAA e discutir com ele as suas dúvidas.

No Centro de Apoio e Aprendizagem, também poderá contar com a discussão das suas dúvidas com outros colegas de estudo que possam ter as mesmas dúvidas que as suas ou mesmo dúvidas bem diferentes que não tenha achado durante o seu estudo mas que também ainda tem.

#### Conteúdo do Módulo

Cada Módulo está subdividido em Lições. Cada Lição inclui:

- Título da lição.
- Uma introdução aos conteúdos da lição.
- Objectivos da lição.
- Conteúdo principal da lição com uma variedade de actividades de aprendizagem.
- Resumo da Lição.
- Actividades cujo objectivo é a resolução conjunta consigo estimado aluno, para que veja como deve aplicar os conhecimentos que acaba de adquerir.
- Avaliações cujo objectivo é de avaliar o seu progresso durante o estudo.
- Teste de preparação de Final de Módulo. Esta avaliação serve para você se preparar para realizar o Teste de Final de Módulo no CAA.

---

## Habilidades de aprendizagem



Estudar à distância é muito diferente de ir a escola pois quando vamos a escola temos uma hora certa para assistir as aulas ou seja para estudar. Mas no ensino a distância, nós é que devemos planejar o nosso tempo de estudo porque o nosso professor é este módulo e ele está sempre muito bem disposto para nos ensinar a qualquer momento. Lembre-se sempre que “ *o livro é o melhor amigo do homem*”. Por isso, sempre que achar que a matéria esta a ser difícil de perceber, não desanime, tente parar um pouco, reflectir melhor ou mesmo procurar a ajuda de um tutor ou colega de estudo, que vai ver que irá superar toas as suas dificuldades.

Para estudar a distância é muito importante que planeie o seu tempo de estudo de acordo com a sua ocupação diária e o meio ambiente em que vive.

---

## Necessita de ajuda?



Ajuda

Sempre que tiver dificuldades que mesmo após discutir com colegas ou amigos achar que não está muito claro, não tenha receio de procurar o seu tutor no CAA, que ele vai lhe ajudar a supera-las. No CAA também vai dispor de outros meios como livros, gramáticas, mapas, etc., que lhe vão auxiliar no seu estudo.



# Lição 1

## Estrutura atômica

### Introdução

Prezado estudante, este é o segundo módulo, você está num bom caminho. Continue estudar com muita força porque somente assim é que pode vencer a batalha acadêmica. Iniciemos o nosso estudo sobre a estrutura atômica descrevendo a teoria atômica molecular. Portanto, a teoria atômica molecular é a base da Química. O conceito de que a matéria é constituída por diminutas partículas teve a sua origem nos filósofos gregos Leucipo e Demócrito por volta dos anos 400 a 500 a.c.

Com efeito, a palavra **átomo** provém do grego que significa **indivisível**.



#### Objectivos

- *Descrever* a teoria atômica molecular..
- *Identificar* os químicos que revolucionário o conceito do atômicos.
- *Fazer* a distribuição electrónica de átomos segundo o modelo mecânico – quântico.

### Teoria atômica de dalton

Caro estudantes, entre 1803 e 1808 surge o inglês **John Dalton**, cientista e professor do Liceu, desenvolvendo a teoria atômica que se baseava nas leis de conservação da massa e das proporções fixas derivadas de várias experiências e que se resume do seguinte:

- Os elementos são constituídos por partículas muito pequenas, os átomos.
- Os átomos de um mesmo elemento são iguais em todas as suas propriedades (Ex: tamanho, forma e massa).
- Átomos de elementos diferentes possuem propriedades físicas e químicas diferentes.
- Dá-se o nome de **átomo**, à menor porção de cada substância que pode existir e que entra na constituição das moléculas.



- Os átomos não se encontram **isolados**. Eles têm a tendência de se **agrupar** em partículas chamadas **moléculas**. Dá-se o nome de **molécula**, à mais pequena porção de cada substância que possui todas as suas propriedades e que contém dois ou mais átomos ligados entre si.

Estas ideias, estimado estudante, foram muito importante para o desenvolvimento da química culminado com a teoria moderna.

## Teoria atómica moderna

### A radioactividade

Para o seu conhecimento, no final do séc. XIX, por meio de importantes experiências realizadas, surgiu a necessidade de um **modelo atómico** melhor que o de Dalton que tivesse em conta a natureza eléctrica da matéria.

Assim, surgiu o estudo de **raios catódicos** e de outros tipos de raios que estavam associados ao fenómeno da **radioactividade**, isto é, *ao fenómeno da emissão espontânea de radiação*. Por conseguinte, *radiação é a energia transmitida no espaço sob a forma de ondas e partículas*.

Investigações realizadas posteriormente permitiram identificar três tipos de raios radioactivos:

Radiação alfa ( $\alpha$ ) - formada por **iões de He<sup>+</sup>**, chamadas **partículas alfa**;

Radiação beta ( $\beta$ ) - que consiste de **electrões**, chamadas **partículas beta**;

Radiação gama ( $\gamma$ ) - são altamente **energéticas** constituídas de ondas de luz e semelhantes aos **raios X**.

A descoberta da radioactividade veio demonstrar que o átomo, tido como **indivísivel**, era constituído por partículas **sub-atómicas**, nomeadamente:

- **Núcleo** - onde fixam-se partículas pesadas- os **protões** com carga positiva e neutrões com carga eléctrica nula.
- **Electrosfera**, onde se localizam partículas móveis de massa muito pequena, os **electrões** com carga negativa.

Atenção, não se esqueça que esta matéria da radioactividade também é tratada em Física daí que em caso de dúvida o seu docente de física pode-lhe esclarecer. Força a frente é que o caminho!

## A EXPERIÊNCIA DE RUTHERFORD

**Ernest Rutherford**, cientista nascido na Nova Zelândia, realizou em 1911 uma experiência que conseguiu **descartar de vez o modelo atômico da esfera rígida**.

O raciocínio de Rutherford foi extremamente simples.

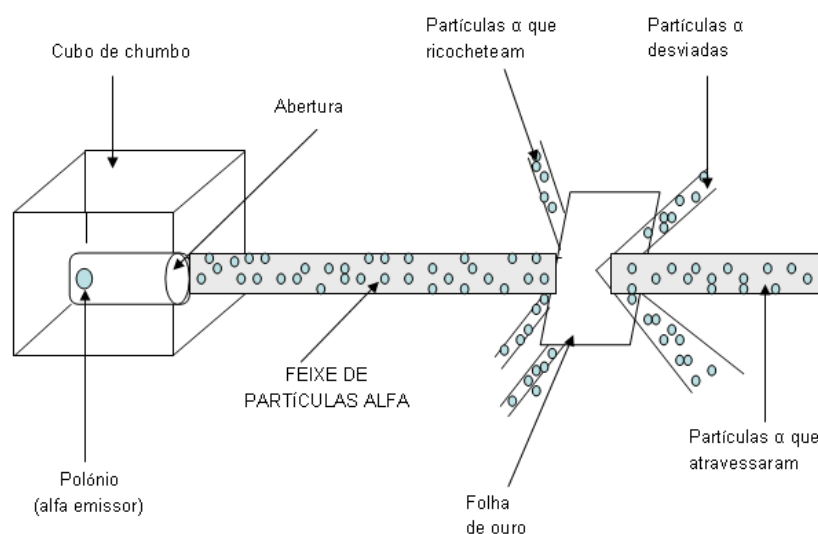
Imagine que atiremos com uma metralhadora em um **caixote de madeira, fechado cujo conteúdo desconhecemos**.

- Se as **balas rochoetearem** (sofrerem um desvio), não atravessando o caixote, concluiremos que dentro dele deve haver algum material como **concreto** ou **ferro maciço**.
- Mas, se as **balas o atravessarem**, chegaremos à conclusão de que ele **deve estar vazio** ou então **contém materiais leves, como serradura ou outro similar**.
- Porém, se parte das balas passar e parte ricochetear, concluiremos que **materiais dos dois tipos devem estar presentes dentro do caixote**.
- **Quanto mais balas o atravessarem, menos material pesado deve existir em seu interior**.

Assim, Rutherford atirou uma finíssima folha de ouro, cuja espessura se estima em dez mil átomos.

A metralhadora usada por ele lançava pequenas **partículas radioativas** portadoras de **carga eléctrica positiva**, chamadas **partículas alfa**.

Para saber se essas “bala” atravessavam ou ricocheteavam ele usou uma tela feita de um material fluorescente que emite uma luminosidade instantânea quando atingida por uma partícula alfa.



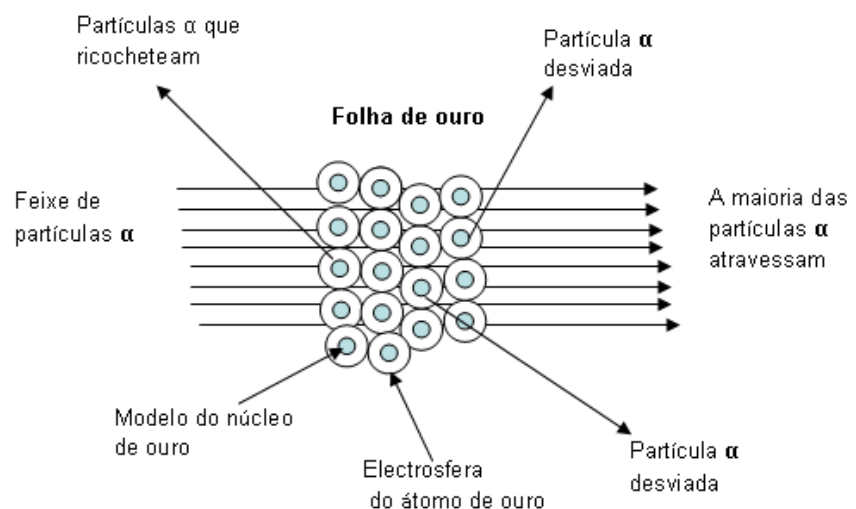


Que conclusão você chegou? Certamente, você deve ter observado que a experiência mostra que a maioria das partículas alfa atravessava a folha. Apenas poucas partículas eram desviadas ou ricocheteavam.

Assim, os átomos não poderiam ser maciços, pois as partículas alfa não conseguiriam atravessá-lo. Isso permitiu a Rutherford concluir que:

- O átomo não é maciço, apresentando mais espaço vazio do que preenchido.
- A maior parte da massa do átomo encontra-se em uma pequena região central (**o núcleo**) dotada de carga positiva, onde estão os **prótons**.
- Na região ao redor do núcleo (**electrosfera**) estão os electrões, muito mais leves (**1836 vezes**) que os prótons.

A contagem do número de partículas que atravessam e que ricocheteiam permite fazer uma estimativa de que o raio de um átomo de ouro (**núcleo + electrosfera**) é cerca de dez mil vezes maior que o raio do núcleo.



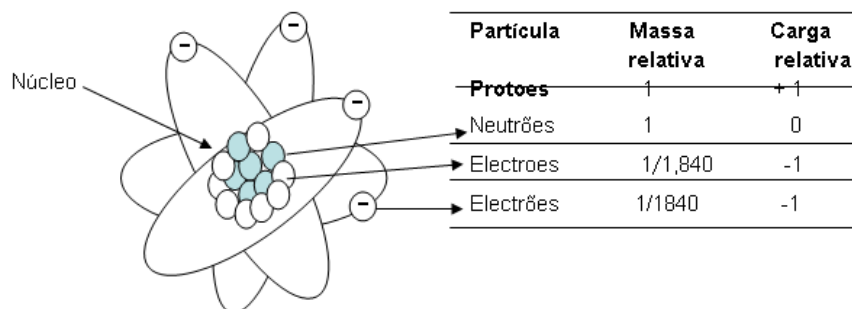
**Caro estudante, a figura mostra a** representação esquemática da folha de ouro durante a experiência de Rutherford. Algumas partículas **alfa** se desviam e outras **ricocheteiam**. Porém a grande maioria atravessa a folha.

## Número atômico e número de massa

A partir da experiência de dispersão das partículas alfa, Rutherford propôs seu **modelo atômico** que ficou conhecido como **modelo planetário**, uma vez que nele o átomo se assemelha ao sistema solar,

com os **electrões girando** em **torno do núcleo** como os **planetas ao redor do sol**.

Em 1932, o inglês **James Chadwick** descobriu o **neutrão**, partícula sem carga que se localiza no núcleo do átomo, juntamente com os prótões.



### Resumo

- Para cada espécie de matéria poderemos ter várias espécies de átomos com certo número de prótões, neutrões e electrões;
- Para identificar uma espécie de átomo, o número de neutrões não é importante, visto que eles só contribuem para a massa do átomo;
- Os prótões com sua carga positiva é que vão dar a identidade do átomo;
- Essa quantidade de prótões, que nos dá a identidade do átomo é denominada **número atômico**, simbolizado por **Z**.

Caro estudante, é muito importante fixar o resumo pois será muito útil para si no futuro.

**Número atômico (Z)** – é o número de prótões presentes no núcleo de um átomo.

**Número de massa (A)** – é a soma do número de prótões (**Z**) e de neutrões (**N**) presentes no núcleo de um átomo.

Matematicamente:

$$A = Z + N$$

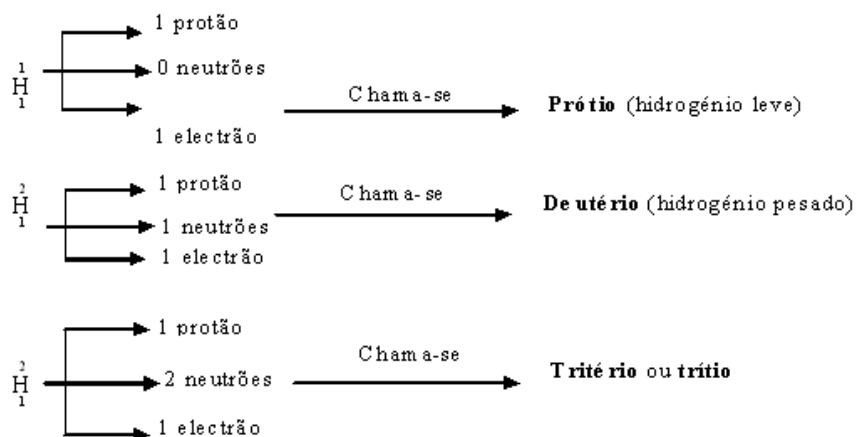


## Isótopos, isóbaros e isótonos

Quimicamente todos os átomos de um mesmo elemento são iguais, pois as propriedades químicas dependem do número de **protões** e **electrões**.

Como o número de **neutrões** é variável, um mesmo elemento pode ter átomos com **números de massa** diferentes.

Exemplo:

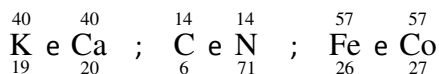


Este fenómeno é chamado **Isotopia**.

**Isótopos** – são dois ou mais átomos que possuem mesmo número **atómico** (**Z**) e diferentes números de massa (**A**).

Nota. Outro facto observado é que átomos de elementos diferentes podem eventualmente apresentar o mesmo número de massa.

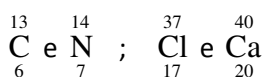
Exemplo:



**Isóbaros** – são dois ou mais átomos que possuem mesmo número de massa (**A**) e diferentes números atómicos (**Z**).

Podemos ter também átomos que são diferentes em todos os sentidos (nº atómico e nº de massa) mas que apresentam uma particularidade comum: igual a nº de neutrões. Este fenómeno chama-se **Isotonia**.

Exemplo:



**Isótonos** –são dois ou mais átomos que possuem mesmo nº de neutrões (N) e diferentes nºs atômicos (Z) e de massa (A).

### Resumo

Isótopos	Isóbaros	Isótonos
Mesmo Z	Diferente Z	Diferentes z e A
Diferente A	Mesmo A	Mesmo (A – Z)

Foi difícil? Certamente que não pois esta matéria foi abordada nas classes anterior daí que você não teve dificuldades em aprender. Mesmo o conceito do ião não te atrapalha , pois não?

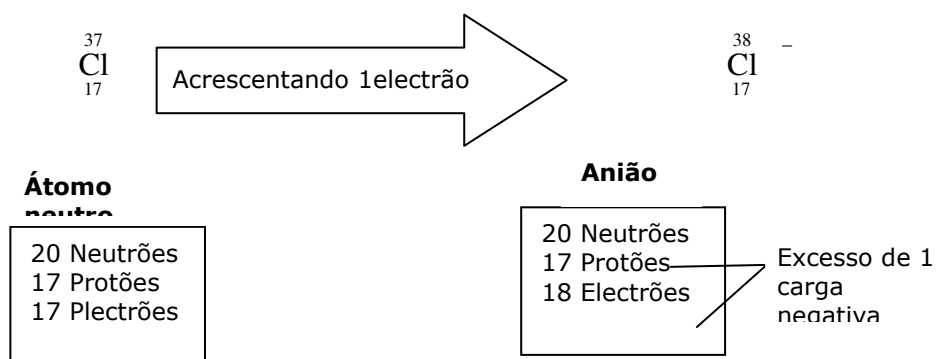
### Ião

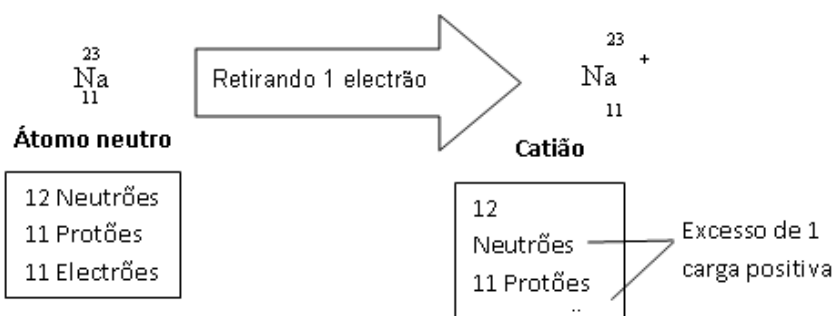
Quando um átomo está electricamente neutro, ele possui prótões e electrões em número igual.

Quando um átomo electricamente neutro perde ou recebe electrões, ele se transforma em um **ião**.

Se um átomo neutro recebe electrões, passa a ficar com excesso de cargas negativas e transforma-se em ião negativo. Por outro lado, se um átomo neutro perde electrões passa a apresentar um excesso de prótões e transforma-se em ião positivo.

### Exemplo:





ANOTAÇÕES IMPORTANTES	
<div style="display: flex; align-items: center; margin-bottom: 10px;"> <div style="font-size: 2em; margin-right: 10px;">X</div> <div> <p>A — N<sup>o</sup> de massa</p> <p>Z — N<sup>o</sup> atómico</p> </div> </div>	<ul style="list-style-type: none"> <li>O n<sup>o</sup> de protões escreve-se no canto inferior esquerdo do símbolo do elemento.</li> <li>A representação simbólica do electrão é (e-), do protão (p+) e do neutrão (n<sup>o</sup>)</li> <li>A carga do protão é +1 e carga do electrão é -1.</li> </ul>

## Estrutura electrónica como determinante das propriedades químicas.

### Modelo atómico de bohr

Estimado estudante, o modelo de Rutherford (1911), apesar de esclarecer satisfatoriamente os resultados da experiência de dispersão de partículas alfa, possuía algumas deficiências, como, por exemplo, não explicava os espectros atómicos.

Em 1913 Niels Bohr (dinamarquês) propôs um outro modelo mais completo, que conseguia explicar o espectro de linhas.

Em seu modelo, Bohr incluiu uma série de postulados. Por conseguinte *postulado, é uma afirmação aceite como verdadeira, sem demonstração.*

**1º Postulado:** o átomo apresenta núcleo positivo e está rodeado de electrões negativos.

**2º Postulado:** A electrosfera é dividida em regiões denominadas níveis de energia ou camadas.

**3º Postulado:** o electrão, quando em seu nível, não perde nem ganha energia de forma espontânea. Dizemos que o electrão se movimenta em um estado estacionário de energia, ou seja, a energia global do electrão é constante.

**4º Postulado:** Se fornecermos energia para um electrão ele poderá saltar para uma camada mais externa, isto é, mais energética.



## Núcleo e Energia

A energia recebida será a diferença entre a energia  $E_1$  da camada inicial e  $E_2$  da camada final

$$E_{\text{recebida}} = E_2 - E_1$$

**5º Postulado:** Depois de recebida esta energia, o electrão tende a voltar para sua posição inicial, devolvendo uma quantidade de energia igual à recebida.

Presta atenção a esta nota, caro estudante: A energia é recebida de várias formas, tais como: calor, luz, etc. mas a energia perdida se dá através de ondas electromagnéticas (luz visível, por exemplo).

Núcleo  $E_1$  ENERGIA (luz)  $E_2$

Perceba que:  $E_{\text{perdida}} = E_2 - E_1$  Logo:  $E_{\text{recebida}} = E_{\text{perdida}}$

## Números quânticos

Caro estudante,  $n^{\text{os}}$  quânticos são aqueles que servem para identificar um electrão de átomo, dando uma relação matemática da posição e energia do electrão, dentro de um cálculo de probabilidade.

São quatro os números quânticos que identificam cada electrão:

1. Número quântico principal –  $n$
2. Número quântico secundário -  $l$
3. Número quântico magnético -  $m$
4. Número quântico de Spin –  $S$

### Número quântico principal (Símbolo: $n$ )

Este número quântico indica qual o nível de energia do electrão. Cada nível  $n$ - teoricamente pode apresentar  $2n^2$  electrões. A partir do nível  $n=3$ , a diferença de energia entre dois níveis consecutivos diminui.



Valor de n		
1	1º Nível	Nível K
2	2º Nível	Nível L
3	3º Nível	Nível M
4	4º Nível	Nível N
5	5º Nível	Nível O
6	6º Nível	Nível P
7	7º Nível	Nível Q

Para cada valor inteiro de n, obteremos a energia de uma camada.

Um átomo possui infinitos níveis de energia, porém apenas sete são conhecidos.

Estes sete níveis ou camadas são designados pelos n<sup>os</sup> quânticos principais 1,2,3,4,5,6 e 7 e, ainda poderão ser identificados pelas letras K,L,M,N,O e P.

### Número quântico secundário (Símbolo: *l*)

Este número quântico está relacionado matematicamente com o subnível de energia do electrão e com a forma do orbital desse electrão.

**Subnível** é a divisão do nível.

O número quântico secundário (*l*) pode assumir valores desde zero até (n – 1).  $l = 0, 1, \dots, (n-1)$

N – é o número quântico principal

Cada valor de *l*, indica a existência de um subnível.

Um átomo pode, teoricamente, apresentar infinitos subníveis, mas apenas quatro são conhecidos, que são: **s, p, d e f**.

**Sharp principal diffuse fundamental**, que são antigos termos técnicos da espectroscopia.

A tabela seguinte mostra a relação entre subnível e o número quântico secundário:

Valor de $l$	0	1	2	3	4	5	6
Subnível	s	p	d	f	g	h	i
	Conhecidos						

Nível	Subníveis conhecidos
1	s
2	s p
3	s p d
4	s p d f
5	s p d f
6	s p f
7	s

Caro estudante, você viu anteriormente que o número quântico secundário indicava a forma do orbital do electrão. Mas o que é orbital?

**Orbital** é a região do espaço ao redor do núcleo onde há maior probabilidade de se localizar o electrão.

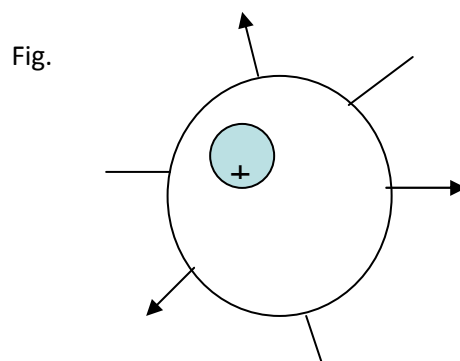
Em resumo podemos afirmar que.

Um nível se divide em subníveis, e cada subnível se divide e orbitais

Nível subnível orbitais

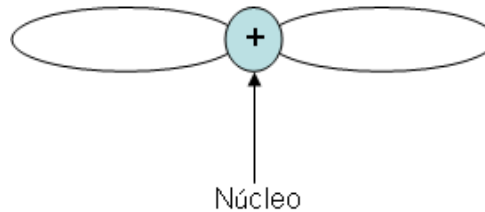
O formato desses orbitais foi determinado matematicamente através do número quântico secundário.

Orbital s (contido em orbital s), apresenta a forma esférica



Orbital p (contido em um iorbital p), apresenta o formato de um duplo ovóide

Fig.



### Número quântico magnético (símbolo: $m$ ou $m_l$ )

Este número quântico indica qual o orbital do electrão também se relaciona, matematicamente, com a orientação espacial dos orbitais.

A variação algébrica de  $m$  compreende os valores inteiros que vão desde  $(-l)$  até  $(+l)$ , passando por zero, inclusive.

$$m = -l \dots 0 \dots +l$$

Cada valor de  $m$  indicará a existência de um orbital. A tabela que se segue mostra os valores de  $m$  e o número de orbitais naquele subnível.

Subnível	Valor de $l$	Valores de $m$	Nº de orbitais
<b>s</b>	0	0	1
<b>p</b>	1	- 1, 0, +1	3
<b>d</b>	2	- 2, -1, 0, +1, +2,	5
<b>f</b>	3	- 3, - 2, -1, 0, + 1, + 2, +3	7

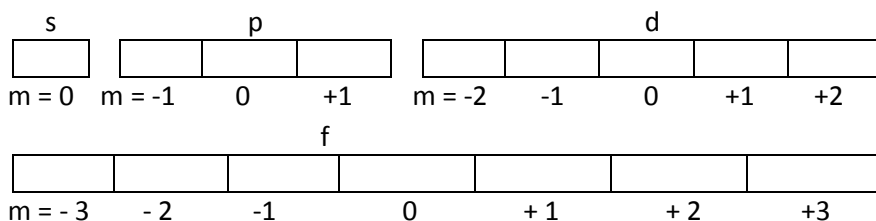
Cada orbital será identificado pela mesma letra do subnível correspondente.

Assim:

Subnível s	1 orbital s
Subnível p	3 orbitais p
Subnível d	5 orbitais d
Subnível f	7 orbitais f

Representando-se cada orbital por um quadrado ou círculo, poderemos esquematizar:

s p d e f



Daqui, estimado estudante é fácil compreender que, conhecendo o orbital do electrão, também se conhece o valor de **m**, e vice-versa.

### Número quântico de Spin. (símbolo: s ou $m_s$ )

Este número quântico se relaciona com um possível movimento de rotação do electrão.

Considerando o electrão como pião, ele apresentaria dois sentidos de rotação.

Afirmamos então que o electrão tem dois valores de Spin ou simplesmente dois spins.

$$s = +\frac{1}{2} \quad s = -\frac{1}{2}$$

Caro estudante, você não deve se preocupar em saber se o spin  $+\frac{1}{2}$  por exemplo, corresponde ao sentido horário ou anti-horário, o importante é saber se dois electrões possuem Spins iguais ou contrários.  $\uparrow\downarrow$

### Resumo sobre Números quânticos

Nº quântico	Símbolo	Indica	Varição algébrica
Principal	$n$	O nível de energia do electrão	$n = 1, 2, 3, \dots, \infty$
Secundário	$l$	O subnível de energia do electrão	$l = 0, 1, 2, 3, \dots, \infty$
Magnético	$m$	O orbital do electrão	$m = -l \dots 0 \dots +l$
Spin	$s$	A rotação do electrão	$s = +\frac{1}{2} \text{ ou } -\frac{1}{2}$



Princípio de exclusão de Pauling ou princípio de Pauling

Em cada orbital podemos ter no máximo dois electrões de spins contrários, opostos ou antiparalelos.

Quantos electrões cabem em um orbital?

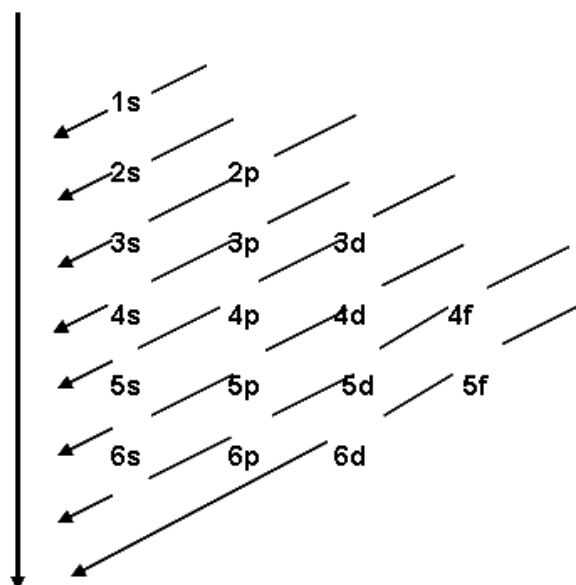
Acompanhe com atenção a tabela:

Subnível	Nº de orbitais	Nº máximo de electrões no subnível
s	1	$1 \times 2 = 2$
p	3	$3 \times 2 = 6$
d	5	$5 \times 2 = 10$
f	7	$7 \times 2 = 14$

Subnível	Nº de orbitais	Nº máximo de electrões em um nível
1	$s^2$	2
2	$s^2 p^6$	8
3	$s^2 p^6 d^{10}$	18
4	$s^2 p^6 d^{10} f^{14}$	32
5	$s^2 p^6 d^{10} f^{14}$	32
6	$s^2 p^6 d^{10}$	18
7	$s^2$	2

Diagrama de Pauling

Neste diagrama cada subnível aparece precedido do número quântico principal que indica o nível ao qual pertence aquele subnível.



Deste diagrama pode se tirar a ordem de energia dos subníveis.

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d .....

Energia

Distribuição electrónica

Os electrões seguem uma das leis mais gerais do Universo, ou seja, “quanto menor a energia de um sistema, maior será a sua estabilidade”.

### Menor energia Maior estabilidade

Isto é evidenciado pelo facto de o electrão sempre procurar se instalar em um subnível de menor energia.

### Regras de distribuição:

1. Construir o diagrama de Pauling
2. Verificar quantos electrões o sistema contém;
3. Preencher a partir do subnível de menor energia
4. Nunca ultrapassar o número máximo de electrões de um subnível;
5. Uma vez preenchido um subnível, passar para o subnível de energia imediatamente superior.



Caro estudante, esta regra é muito importante para você fazer a distribuição electrónica sem stress ou preocupação. Ora vejamos alguns exemplos:

Hidrogénio ( $Z = 1$ )

1 protão

1 electrão Distribuição:  $1s^1$

Note que o expoente indica o nº de electrões no subnível.

$1s^2$  nível subnível N° de electrões no subnível

2. Hélio ( $Z = 2$ )      3. Cálcio ( $Z = 20$ )

2 protões

20 protões

2 electrões  $1s^2$

20 electrões Distribuição:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Quantos electrões existem em um nível? Correcto, você é mesmo inteligente. Basta agrupar os subníveis do mesmo número quântico principal, isto é, pertencentes ao mesmo nível.

Exemplos

1. Fe ( $Z = 26$ )

26 electrões  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

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

$K = 2$     $L = 8$     $M = 14$     $N = 2$

2. Bromo ( $Z = 35$ )  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

Reagrupando:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$

$K = 2$     $L = 8$     $M = 18$     $N = 7$

Vamos representar os orbitais

Cada electrão representa-se por ( )

**Exemplos:**



- a)  $\text{H } 1s^1$
- b)  $\text{He } 1s^2$  significa  $2e^-$  possuindo spins contrários Regra de Pauling.



## Resumo da lição



### Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- Para cada espécie de matéria poderemos ter várias espécies de átomos com certo número de prótons, nêutrons e electrões;
- Para identificar uma espécie de átomo, o número de nêutrons não é importante, visto que eles só contribuem para a massa do átomo;
- Os prótons com sua carga positiva é que vão dar a identidade do átomo;

Essa quantidade de prótons, que nos dá a identidade do átomo é denominada **número atômico**, simbolizado por  $Z$

- Os n<sup>os</sup> quânticos e os seus significados

N <sup>o</sup> quântico	Símbolo	Indica	Varição algébrica
Principal	$n$	O nível de energia do electrão	$n = 1, 2, 3, \dots, \infty$
Secundário	$l$	O subnível de energia do electrão	$l = 0, 1, 2, 3, \dots, \infty$
Magnético	$m$	O orbital do electrão	$m = -l \dots 0 \dots +l$
Spin	$s$	A rotação do electrão	$s = +\frac{1}{2}$ ou $-\frac{1}{2}$

## Atividades



### Atividades

1. Dados os átomos  ${}_{25}^{56}\text{A}$ ,  ${}_{25}^{55}\text{B}$  e  ${}_{26}^{56}\text{C}$ , identifique os isótopos, isóbaros e isótonos.

#### Resolução

$$\left. \begin{array}{l} {}_{25}^{56}\text{A} \\ {}_{25}^{55}\text{B} \end{array} \right\} \text{São isótopos, pois apresentam o mesmo número atômico e diferentes números de massa}$$

$$\left. \begin{array}{l} {}_{25}^{56}\text{A} \\ {}_{26}^{56}\text{C} \end{array} \right\} \text{São isóbaros, pois apresentam diferentes números atômicos e o mesmo número de massa}$$

$$\left. \begin{array}{l} {}_{25}^{55}\text{B} \\ {}_{26}^{56}\text{C} \end{array} \right\} \text{São isótonos, pois apresentam diferentes números atômicos, diferentes números de massa e o mesmo número de nêutrons (30)}$$

2. São dados dois isótopos: A e B. Determine o número de nêutrons destes átomos, sabendo que o átomo A tem número atômico  $(3x - 6)$  e número de massa  $(5x)$ , e que o átomo B tem número atômico  $(2x + 4)$  e número de massa  $(5x - 1)$ .

#### Resolução

$${}_{3x-6}^{5x}\text{A} \qquad \qquad \qquad {}_{2x+4}^{5x-1}\text{B}$$

$$3x - 6 = 2x + 4$$

$$x = 10$$

$$\text{Então: } 3x - 6 \rightarrow 3 \cdot 10 - 6 = 24$$

$$2x + 4 \rightarrow 2 \cdot 10 + 4 = 24$$

$$5x \rightarrow 5 \cdot 10 = 50$$

$$5x - 1 \rightarrow 5 \cdot 10 - 1 = 49$$

$$n = 50 - 24$$

$$n = 49 - 24$$

$$n = 26$$

$$n = 25$$

**Resposta:** A tem 26 nêutrons e B 25 nêutrons.



3. Qual é o número máximo de electrões da camada K?

**Resolução**

A camada K corresponde a  $n = 1$ . Então:

$$\text{Número máximo de electrões} = 2 \cdot n^2 = 2 \cdot 1^2 = 2$$

**Resposta:** 2 electrões na camada K

4. Qual é o número de electrões da camada L?

**Resolução**

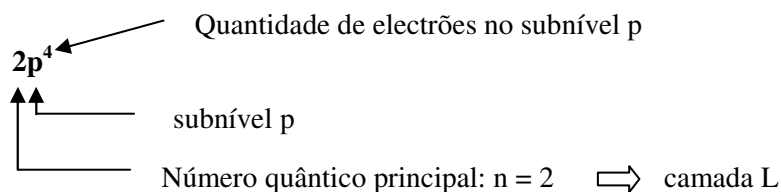
A camada L corresponde ao número quântico principal igual a 2. Então:

$$\text{Número máximo de electrões} = 2 \cdot n^2 = 2 \cdot 2^2 = 2 \cdot 4 = 8.$$

**Resposta:** 8 electrões na camada L

5. Dê o significado do símbolo  $2p^4$ .

**Resolução**



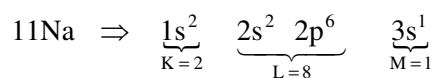
Logo:

$2p^4$  significa: 4 electrões no subnível p da camada L.

6. Dê a distribuição pelos subníveis os electrões de sódio ( $Z = 11$ ).

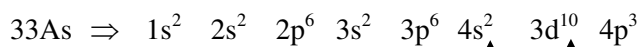
**Resolução**

Como o número atómico do sódio é 11, o seu átomo apresenta 11 electrões. Estes electrões serão distribuídos nos subníveis, em ordem crescente de energia, de acordo com o diagrama de Pauling.



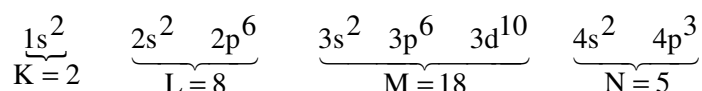
7. Dê a distribuição pelos subníveis, dos electrões do Arsénio ( $Z = 33$ ).

**Resolução**



Note que 3d, por ser mais energético, aparece após o 4s

Vamos ordenar os subníveis para termos o número de electrões em cada camada.



## Avaliação



### Avaliação

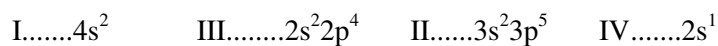
Agora resolva no seu caderno as actividades que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

- Para que um átomo de número atómico 55 e número de massa 137 seja electricamente neutro, ele deverá ter, necessariamente:
  - 9 55 electrões
  - 137-55) electrões
  - 55 + 137) electrões
  - 55 neutrões
- Segundo o modelo de Bohr, os electrões se movimentam em camadas. Numa concepção mais moderna, devido ao princípio da \_\_\_\_\_, os químicos preferem associar o electrão à sua \_\_\_\_\_ a associá-lo à localização. A alternativa que completa adequadamente o texto é:
  - incerteza/órbita
  - incerteza/energia
  - energia/velocidade
  - energia/órbita
- O chamado diagrama de Pauling apresenta a:



- a. ( ) distribuição dos electrões nos níveis de energia
- b. ( ) posição dos electrões na electrosfera
- c. ( ) ordem crescente de energia para os subníveis
- d. ( ) cor azul da luz emitida nos saltos dos electrões.
4. A representação  $5s^1$  deve ser interpretada da seguinte maneira:
- a. ( ) o subnível s do primeiro nível apresenta 5 electrões
- b. ( ) o subnível s do quinto nível apresenta 1 electrão
- c. ( ) o quinto subnível do primeiro nível apresenta s electrões
- d. ( ) o nível s do quinto subnível apresenta 1 electrão.
5. Considere as espécies químicas  ${}_{17}\text{X}^{35}$ ,  ${}_{16}\text{Y}^{35}$  e  ${}_{17}\text{Z}^{36}$
- a. ( ) X é isótopo de Y e isóbaro de Z
- b. ( ) X e Y são isótopos
- c. ( ) X e Z são isótonos
- d. ( ) X é isóbaro de Y e isótopo de Z
6. Das distribuições dos átomos A, B, C, D e E no estado fundamental:
- A =  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2$
- B =  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$
- C =  $1s^2, 2s^2, 2p^6$
- D =  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2$
- E =  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1$
- É verdadeira a afirmação:
- a. ( ) A e B possuem o electrão mais energético num subnível s
- b. ( ) E possui potencial de ionização maior que B e menor que C
- c. ( ) C apresenta maior afinidade electrónica que B
- d. ( ) E e B pertencem à mesma família e E possui maior volume atómico que B

7. Os elementos possuem na última camada



Classificam-se dentro dos grupos da tabela periódica, respectivamente, como

- a ( ) Alcalino terroso, halogéneo, calcogénio e alcalino
  - b ( ) Halogéneo, alcalino terroso, alcalino e gás nobre
  - c ( ) Gás nobre, halogéneo, calcogénio e gás nobre
  - d ( ) Alcalino-terroso, halogénio, gás nobre e alcalino
8. Os elementos chamados representativos têm seus electrões de diferenciação em orbitais: (Assinale a alternativa correcta)
- a ( ) **s** do penúltimo nível
  - b ( ) **s** ou **p** do penúltimo nível
  - c ( ) **s** ou **d** do antepenúltimo
  - d ( ) **s** ou **p** do último nível

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!



## Lição 2

### História da Tabela Periódica

#### Introdução

Estimado estudante, depois de ter estudado a Teoria atômica, agora você vai ter a oportunidade de estudar a Tabela Periódica dos elementos químicos começando com a história do surgimento.

Até o final do século XVII, eram conhecidos apenas 14 elementos químicos. Um século depois, esse número elevou-se para 33. Já nos finais do século XIX, 83 elementos eram do conhecimento humano e, no vigésimo, essa cifra ultrapassou o número de 110. Este crescimento do número de elementos químicos conhecidos tornou imperiosa a necessidade de organizá-los de forma coerente para facilitar o estudo. Assim, nesta lição você vai estudar o sistema periódico dos elementos.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:



#### Objectivos

- *Descrever* a história do surgimento da Tabela Periódica;
- Explicar as primeiras tentativas de classificação dos elementos químicos.

#### Resumo histórico do surgimento da tabela periódica

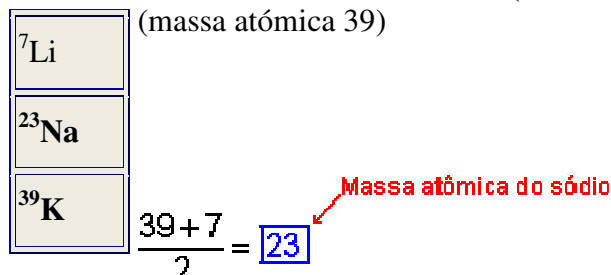
Caro estudantes, já no tempo dos alquimistas eram conhecidos alguns elementos químicos, com base na sua aplicação e propriedades. Com o decorrer do tempo, novos elementos foram sendo descobertos e com eles foram também descobertas novas propriedades. Por outro lado, constatou-se que propriedades de alguns elementos recém descobertos eram semelhantes às dos outros já conhecidos. A partir daqui os químicos procuraram formas de estabelecer um sistema para a classificação dos elementos químicos. Foram feitas várias tentativas de classificação dos elementos químicos e, a seguir se descrevem algumas dessas tentativas:

Em 1817, Johann Wolfgang **Döbereiner**, químico alemão, percebeu que em alguns grupos de três elementos com propriedades semelhantes, um deles sempre apresentava a média aritmética das massas atômicas dos outros dois. A partir daí, ele organizou grupos de três elementos que ficaram conhecidos como "**a lei das tríades**".

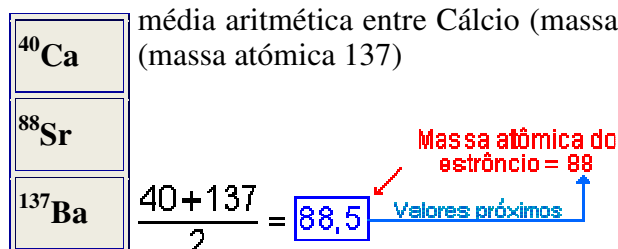


**Exemplos:**

média aritmética entre Lítio (massa atômica 7) e Potássio (massa atômica 39)



média aritmética entre Cálcio (massa atômica 40) e Bário (massa atômica 137)



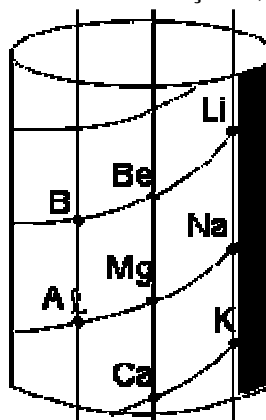
Esta foi a primeira tentativa de organizar os elementos então conhecidos, mas as tríades de Döbereiner não foram aceites, pois abrangiam um número muito pequeno de elementos químicos.

Em 1863, Alexandre de **Chancourtois**, cientista francês, fez outra tentativa de classificação dos elementos então conhecidos, organizando-os numa ordem hierárquica crescente de suas massas atômicas.

Presta atenção caro estudante, naquilo que o cientista se inspirou.

O cientista tomou por base um cilindro e traçou uma curva helicoidal, dividindo-o em dezesseis partes. Sobre a já referida curva dispôs os elementos, conforme a ordem crescente de suas massas atômicas.

Chancourtois demonstrou que os elementos químicos de propriedades semelhantes se situavam nas verticais traçadas, como mostra a figura abaixo.





Esse agrupamento foi chamado de **Parafuso Telúrico**. A aceitação desse trabalho também foi fraca, pelo facto de que algumas massas atômicas, na época, apresentavam valores errados.

Em 1863, Alexander Reina **Newlands**, químico inglês, usando uma ordem crescente de massas atômicas, organizou grupos de 7 elementos, ressaltando que as propriedades eram repetidas no oitavo elemento, daí ser sua periodicidade chamada de "**lei das oitavas**".

						H
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe	Co, Ni
Cu	Zn	Y	In	As	Se	Br
Rb	Sr	La, Ce	Zr	Nb, Mo	Ru, Rh	Pd
Ag	Cd	U	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba, V					

Estimado estudante, Newlands associou a "lei das oitavas" com a sequência das notas musicais de um piano. Essa classificação era cientificamente correcta para todos os elementos até o cálcio. Pois para outros, a teoria apresentava erros, novamente em razão de massas atômicas com valores equivocados. Dessa maneira muitos elementos foram classificados em locais errados e, além do mais, a teoria de Newlands deslocava outros para áreas impróprias. Mesmo não sendo plenamente aceites, as classificações de Chancourtois e Newlands deram sequência às pesquisas sobre os elementos químicos, daí sua importância para a história da ciência.

Em 1869, dois químicos, trabalhando independentemente, o russo Dimitri Ivanovitch **Mendeleev** e o alemão Lothar **Meyer**, determinaram que as propriedades dos elementos decorriam de suas massas atômicas.

Por ser mais completa, a obra de Mendeleev foi mais aceite. A sua classificação consistia na disposição dos elementos num quadro com doze linhas horizontais e oito verticais. Os elementos nas linhas horizontais obedeciam à ordem crescente de massa. Por seu turno, os elementos que se encaixavam nas verticais apresentavam propriedades semelhantes entre si.

## Resumo da lição



### Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- O quadro periódico que é utilizado nos nossos dias é o resultado de um trabalho muito aturado realizado a partir dos cientistas da antiguidade;
- As primeiras tentativas de classificação dos elementos químicos tomaram como ponto de partida as propriedades e uso dos elementos químicos;
- As tentativas mais recentes de classificação dos elementos químicos foram baseadas nas massas atômicas.
- Dimitri Ivanovitch **Mendeleev** (Russo) e Lothar **Meyer** (Alemão), em estudos independentes, chegaram à mesma conclusão de que as propriedades dos elementos decorriam de suas massas atômicas.
- A classificação mais aceita foi a de Mendeleev, por ser a mais completa e consistia na disposição dos elementos num quadro com doze linhas horizontais e oito verticais. Os elementos nas linhas horizontais obedeciam à ordem crescente de massa. Por seu turno, os elementos que se encaixavam nas verticais apresentavam propriedades semelhantes entre si.

Agora vamos realizar conjuntamente as actividades que se seguem para que possa aprender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.



## Actividades



### Actividades

1. Em que se baseava o primeiro critério usado para a classificação dos elementos químicos?
2. Porque é que foi importante criar um sistema de classificação dos elementos químicos?
3. Descreva a conclusão a que chegaram Dimitri Ivanovitch **Mendeleev** e Lothar **Meyer**, nos seus estudos sobre a classificação dos elementos químicos?

### Passemos, então, à resolução das actividades propostas:

1. O primeiro critério de classificação dos elementos químicos baseava-se na lei das tríades.
2. Com o decorrer do tempo, novos elementos foram sendo descobertos e com eles foram também descobertas novas propriedades. Por outro lado, constatou-se que propriedades de alguns elementos recém descobertos eram semelhantes às dos outros já conhecidos. Foi a partir da dificuldade crescente de estudar os elementos químicos, um por um que os químicos procuraram formas de estabelecer um sistema para a sua classificação e para facilitar o seu estudo.
3. Dimitri Ivanovitch **Mendeleev** (Russo) e Lothar **Meyer** (Alemão), em estudos independentes, chegaram à mesma conclusão de que as propriedades dos elementos decorriam de suas massas atómicas.

## Avaliação



### Avaliação

Agora resolva no seu caderno as actividades que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

1. Quem foi o primeiro cientista a propor a maneira de organizar os elementos químicos? (Assinale com X a resposta certa)
  - a.  Dörbereiner
  - b.  Newlands
  - c.  Mendeleev
  - d.  Meyer
2. Quem foi o cientista que propôs a teoria de parafuso telúrico? (Assinale com X a resposta certa).
  - a.  Mendeleev
  - b.  Newlands
  - c.  Chancourtois
  - d.  Meyer

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!



## Lição 3

# Descoberta e estudo da Lei Periódica

## Introdução

Estimado estudante, dando continuidade do estudo sobre a tabela periódica, nesta lição você vai aprender que a descoberta da Tabela Periódica impulsionou sobremaneira o estudo da química. O mérito da descoberta deste instrumento essencial para a classificação dos elementos químicos vai para todos os alquimistas e cientistas. Mas quem deu um passo decisivo nesta matéria foi, sem dúvidas, Dimitri Ivanovich Mendeleev (1834 – 1907), um químico russo nascido na Sibéria, Mendeleev conseguiu o cargo de professor de química na Universidade de St. Petersburg.

A Tabela de Mendeleev apresentava erros, mas ele reconhecendo este facto, explicou que os erros que se verificavam na sua tabela eram devidos ao mau cálculo das massas atômicas dos elementos.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:

- Explicar a origem da lei periódica dos elementos;
- *Enunciar* a lei periódica.



### Objectivos

## Lei periódica

Caro estudante, à medida que se registava um avanço no estudo da química, os cientistas eram cada vez mais incentivados a procurar regularidades nas propriedades dos elementos químicos.

O estudo feito por Mendeleev permitiu notar que colocando os elementos por ordem crescente das suas massas atômicas o comportamento das suas valências tinha um carácter regular.

Vejamos o seguinte exemplo:

I	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
N <sup>o</sup> atómico (Z)	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Massa Atómica (A)	7	9	11	12	14	16	18	20	23	24	27	28	31	32	35	40
Óxido superior	Li <sub>2</sub> O	BeO	B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	CO <sub>2</sub>	N <sub>2</sub> O	-	-	-	Na <sub>2</sub> O	MgO	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SiO <sub>2</sub>	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	S O <sub>3</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	

Fonte: Química no contexto (11<sup>a</sup> classe)

Como você notou nesta tabela, a composição dos óxidos repete-se periodicamente à medida que se dá a massa atómica. Foram feitas experiências em relação a outras propriedades, tendo-se chegado a mesma conclusão. Assim, com base nestas conclusões Mendeleev formulou a Lei periódica, nos seguintes termos:

**“Dispondo os elementos químicos por ordem crescente das suas massas atómicas, as suas propriedades físicas e químicas repetem-se periodicamente”.**

Na classificação periódica moderna, os elementos químicos são colocados por ordem crescente dos seus números atómicos. Portanto, a Lei Periódica foi reformulada passando a ser:

**“Dispondo os elementos químicos por ordem crescente dos seus números atómicos, as suas propriedades físicas e químicas repetem-se periodicamente”.**

Estimado estudante, a colocação dos elementos por ordem crescente dos seus números atómicos levou à criação da actual tabela periódica. Quando Mendeleev enunciou a sua Lei periódica eram conhecidos 63 elementos. Mas, devido ao carácter lógico da organização desses elementos na tabela, Mendeleev foi capaz de prever espaços que seriam ocupados por outros elementos ainda não descobertos.



---

## Resumo da lição



### Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- A lei periódica é o resultado de um trabalho de pesquisa por parte de muitos cientistas, com destaque para Mendeleev.
- A primeira formulação da lei, feita por Mendeleev, referia-se às massas atômicas e só mais tarde, com a descoberta dos números atômicos, é que se definiu com base nestes.

Agora vamos realizar conjuntamente as actividades que se seguem para que possa aprender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.



## Actividades



### Actividades

1. Qual foi a primeira organização dos elementos químicos até à descoberta da lei periódica?
2. Enuncie a lei periódica formulada, pela primeira vez, por Mendeleev.
3. Qual é a importância prática da lei periódica?

### Passemos, agora. Às respostas das questões colocadas

1. A primeira organização dos elementos químicos que levou à descoberta da lei periódica foi com base nas massas atómicas dos elementos, onde se verificou que a sua disposição por ordem crescente dessas massas conduzia à uma repetição regular das propriedades dos elementos;
2. A lei periódica formulada por Mendeleev dizia: “Dispondo os elementos químicos por ordem crescente das suas massas atómicas, as suas propriedades físicas e químicas repetem-se periodicamente”
3. A lei periódica permite prever as propriedades dos elementos, de acordo com a sua disposição dentro da tabela.

## Avaliação



### Avaliação

Agora resolva no seu caderno as actividades que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

1. Enuncie a Lei Periódica segundo Mendeleev.
2. Quais são as vantagens da lei periódica?

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!



## Lição 4

### Tabela periódica actual

#### Introdução

Caro estudante, a tabela periódica é um instrumento essencial para o estudo dos elementos químicos e das suas propriedades. Como foi visto anteriormente, ela é resultado de muito trabalho que envolveu muitos cientistas e permite, hoje, saber com muita facilidade as propriedades de qualquer elemento, uma vez conhecida a sua posição na tabela.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:



#### Objectivos

- Explicar a constituição da Tabela Periódica actual;
- *Descrever a* Tabela Periódica actual.

#### Tabela Periódica actual

Prosseguindo com a leitura do seu módulo, você vai ficar a saber que até ao início do século XX os elementos químicos eram ordenados de acordo com as respectivas massas atómicas. Com os trabalhos de Rutherford e seu discípulo Moseley descobriu-se que a parte central do átomo continha uma carga positiva bem definida e que diferia de um átomo para o outro. A esta carga positiva Moseley chamou de **número atómico**.

Moseley verificou que colocando os elementos químicos por ordem crescente dos seus números atómicos obtinha-se uma desposição idêntica àquela que se obtinha ao colocá-los por ordem crescente das suas massas atómicas.

**Esta constatação levou à reformulação da lei periódica, segundo a qual dispendo os elementos químicos por ordem crescente dos seus números atómicos as propriedades dos elementos repetem-se em intervalos regulares (periodicamente).**

Por exemplo:





Prezado estudante, agora você vai estudar a estrutura da Tabela Periódica

Nesta tabela existem 18 grupos divididos em duas séries:

A série **A** formada por 8 grupos;

A Série **B** formada por elementos de transição.

Existem sete períodos:

O primeiro é formado por 2 elementos;

O segundo e o terceiro períodos são formados por 8 elementos;

O quarto e o quinto períodos são formados por 18 elementos;

O sexto período é formado por 32 elementos e inclui os **lantânídeos**, apresentados separadamente na tabela periódica;

O sétimo período é incompleto e inclui os **actinídeos** apresentados separadamente na Tabela Periódica. Actualmente a tabela conta com 19 elementos.

---

## Resumo da lição



### Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- A tabela periódica actual é o resultado do trabalho começado por Mendeleev.
- Nesta tabela os elementos se encontram dispostos por ordem crescente dos seus números atômicos.
- Nesta ordem dos elementos, as propriedades dos elementos se repetem periodicamente.
- A tabela periódica moderna se compõe de 18 grupos, sendo 8 grupos principais e os restantes constituídos por elementos de transição.
- A tabela periódica é composta por sete períodos, dos quais o sétimo é incompleto e integra os actinídeos.

Agora vamos realizar conjuntamente as actividades que se seguem para que possa aprender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.

## Actividades



### Actividades

1. Explique a contribuição de Moseley na definição da Tabela Periódica

#### Resposta:

Estes dois cientistas descobriram que o átomo tinha na sua parte central uma carga positiva bem definida e que diferia de um átomo para o outro. A esta carga positiva Mosley chamou de número atómico. Verificou, ainda que colocando os elementos químicos por ordem crescente dos seus números atómicos se obtinha uma disposição idêntica àquela que se conseguia ao colocá-los por ordem crescente das suas massas atómicas. Esta descoberta levou à formulação da lei periódica actual que diz: *dispondo os elementos químicos por ordem crescente dos seus números atómicos as propriedades dos elementos repetem-se em intervalos regulares (periodicamente).*

## Avaliação



### Avaliação

Agora resolva no seu caderno as actividades que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

1. Como é que estão organizados os elementos químicos na Tabela Periódica actual?
2. Explique a constituição da tabela periódica actual.
3. Os elementos químicos Ca, Ba, Mg e Sr, são classificados como:
  - a. ( ) Halogénios b. ( ) Calcogénios
  - c. ( ) Gases nobres d. ( ) Metais alcalinos terrosos

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!



## Lição 5

# Propriedades periódicas e aperiódicas

## Introdução

Caro estudante, os elementos químicos possuem propriedades que são características específicas que permitem o seu estudo. Essas propriedades podem ser periódicas ou aperiódicas.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:



### Objectivos

- Mencionar a importância do sistema periódico.
- *Distinguir* propriedades periódicas das aperiódicas.
- Identificar a regularidade da variação das propriedades periódicas ao longo dos grupos e dos períodos.

## Propriedades periódicas e aperiódicas

**Estimado estudante, Propriedades aperiódicas** são aquelas cujos valores variam (crescem ou decrescem) a medida que o número atômico aumenta e que **não se repetem** em períodos determinados ou regulares.

**Exemplo:** A massa atômica dos elementos varia de acordo com o número atômico desses elementos.

As **propriedades periódicas** são aquelas que, a medida em que o número atômico aumenta, assumem valores semelhantes para intervalos regulares, isto é, **repetem-se periodicamente**.

Propriedades periódicas são aquelas propriedades que variam de acordo com a posição do elemento dentro da tabela periódica. Existem várias propriedades, mas, para o nosso estudo seleccionamos apenas algumas, nomeadamente:

### Raio atômico

É a distância que vai desde o centro do núcleo do átomo até à periferia do átomo. A sua medição faz-se com o recurso aos raios x e os seus valores são determinados em angstroms (Å).

$$1 \text{ \AA} = 10^{-8} \text{ cm}$$

Dentro da tabela periódica verifica-se uma variação dos valores do raio atómico. Assim,

### a) Ao longo do grupo

O raio atómico aumenta de cima para baixo, ou seja, dos elementos de menor peso atómico para os de maior peso atómico.

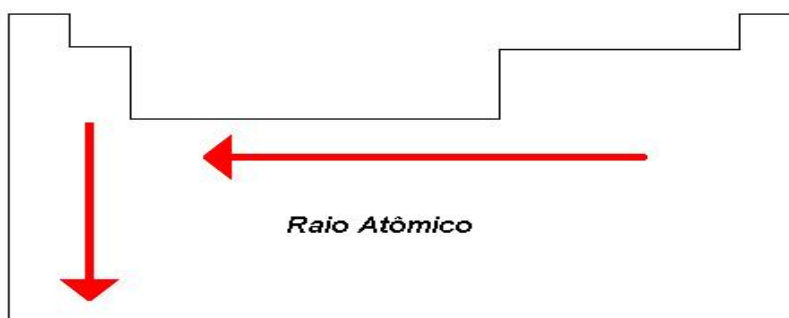
### b) Ao longo do período

O raio atómico aumenta da direita para esquerda. Isto acontece porque os elementos com maior carga nuclear possuem maior força de atracção dos electrões para a região mais próxima do núcleo, diminuindo o raio atómico.

Assim, no período, o átomo com maior carga nuclear tem menor raio atómico e no grupo, o átomo com maior número de níveis electrónicos possui o maior raio atómico.

#### Exemplo

Elemento	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
Raio atómico	1,57Å	1,36Å	1,25Å	1,17Å	1,10Å	1,04Å	0,99 Å
Carga nuclear	+11	+12	+13	+14	+15	+16	+17



### Raio iónico

O raio do catião é sempre menor que o raio do respectivo átomo.

#### Exemplo:

Raio de catião  $\text{Na}^+$  = 0,95 Å      Raio de átomo Na = 1,57 Å

O raio do anião é sempre maior que o raio do respectivo átomo.

**Exemplo:**

Raio de anião  $F^- = 1,36 \text{ \AA}$       Raio de átomo  $F = 0,72 \text{ \AA}$

**Potencial de ionização**

Os electrões situados na região extranuclear são atraídos pelo núcleo e repelidos pelos outros electrões. Quanto mais perto do núcleo estiverem os electrões, mais fortemente eles são atraídos pelo núcleo. Assim, os electrões da última camada são os que sofrem a atracção mais fraca do núcleo.

Dados experimentais revelam que certos átomos apresentam uma forte tendência de perder electrões. Exemplo: os metais alcalinos. Outros apresentam fraca tendência de perder electrões. Exemplo: os gases raros.

Para se arrancar um ou mais electrões de um átomo, é necessário fornecer energia em quantidade superior àquela que o núcleo possui. **Essa energia é denominada energia ou potencial de ionização.**

O que será, então a energia de ionização? Claro, é isso mesmo! A energia ou potencial de ionização é a energia necessária para arrancar um ou mais electrões de um átomo, transformando-o em catião.

**Exemplo:**

$Na + \text{energia} \longrightarrow Na^+ \text{ electrão}$

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

Cada electrão precisa de uma energia definida para ser arrancado de seu átomo. Para o caso do Na, são necessários 5,1 eV (electrões volt) para arrancar o electrão  $3s^1$ .

Esta energia necessária para arrancar o 1º electrão mais fracamente atraído, chama-se 1º potencial de ionização. Porém, verifica-se que os outros electrões necessitam de mais energia.

Vejamos alguns potenciais de ionização.

Átomo	1º PI	2º PI	3º PI	4º PI
${}_1H$	13,6 $H \longrightarrow H^+$	-	-	-
${}_2He$	24,6 $He \longrightarrow He^+$	54,4 $He^+ \longrightarrow He^{2+}$	-	-
${}_3Li$	6,4 $Li \longrightarrow Li^+$	75,6 $Li^+ \longrightarrow Li^{2+}$	122 $Li^{2+} \longrightarrow Li^{3+}$	-



${}_{4}\text{Be}$	9,3 $\text{Be} \longrightarrow \text{Be}^{+}$	18,2 $\text{Be}^{+} \longrightarrow \text{Be}^{2+}$	154 $\text{Be}^{2+} \longrightarrow \text{Be}^{3+}$	218 $\text{Be}^{3+} \longrightarrow \text{Be}^{4+}$
-------------------	--	--	--	--

Caro estudante, como pode observar na tabela anterior, à medida que se vai caminhando da periferia para o interior do átomo, verifica-se que a quantidade de energia envolvida na remoção de electrões aumenta rapidamente. Esse aumento é substancialmente incrementado quando se passa do último nível para os níveis mais internos.

### Variação da energia ou potencial de ionização

#### a) Ao longo do grupo

Quanto menor for o número atómico, maior será o potencial de ionização. Isto é, o potencial de ionização aumenta, dentro do mesmo grupo, de cima para baixo.

#### b) Ao longo do período

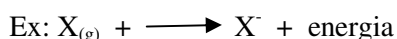
Quanto maior for o número atómico, maior será o potencial de ionização. Isto é, o potencial de ionização aumenta, dentro do mesmo período, da esquerda para direita.

Esquemáticamente, o potencial ou energia de ionização, dentro da tabela periódica, tem o seguinte comportamento:



## 4. Electroafinidade

Pezado estudante, a *electroafinidade* é definida como a energia libertada quando se adiciona um electrão a um átomo gasoso neutro.



### Electronegatividade

É a tendência dos átomos atraírem electrões quando combinados com outros.

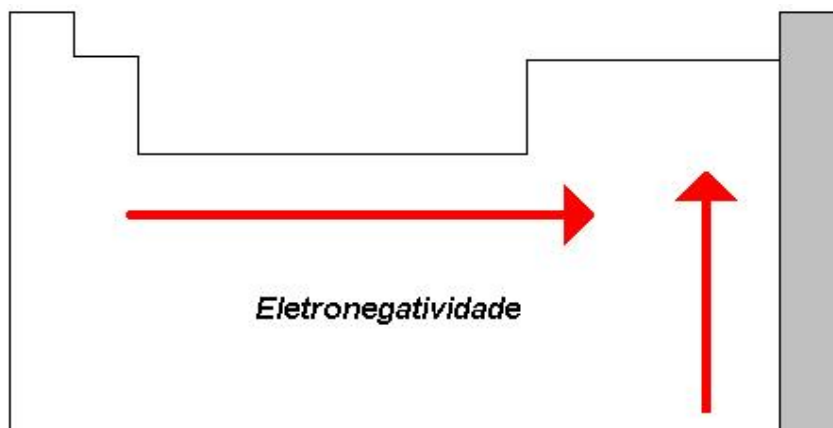
**Variação da Electronegatividade**
**a) Ao longo do grupo**

E electronegatividade aumenta de baixo para cima. Isto é, dentro do grupo, os elementos que se encontram mais acima são os que têm maior tendência de perder electrões. Este facto deve-se à fraca carga nuclear para atrair a nuvem electrónica.

**b) Ao longo do período**

A electronegatividade aumenta da esquerda para direita.

Esquemáticamente representada, a electronegatividade tem o seguinte comportamento:


**Carácter metálico**

Antes de analisar a variação desta propriedade importa fazer uma distinção entre os elementos metais e ametais.

	<b>Metais</b>	<b>Ametais</b>
<b>Estado físico</b>	Geralmente sólidos à temperatura do ambiente	Podem ser líquidos, sólidos ou gasosos
<b>Brilho</b>	Brilho característico denominado brilho metálico	Não apresentam nenhum brilho característico
Condutibilidade eléctrica e calorífica	Geralmente são bons condutores de electricidade e calor	Geralmente são maus condutores de energia e de calor

Ductibilidade e maleabilidade	Dúcteis e maleáveis	Não são maleáveis nem dúcteis
Tipo de iões que formam	Geralmente formam catiões	Geralmente formam aniões

Actualmente os elementos químicos são também classificados em metais, semi-metais e ametais.

**Metais:** Localizam-se na região central e esquerda da tabela periódica. As propriedades metálicas são mais acentuadas nos elementos localizados no canto inferior esquerdo.

**Ametais:** Situam-se na região direita da tabela periódica. Os elementos de propriedades ametálicas mais acentuadas localizam-se no canto superior direito, exceptos gases nobres.

**Semi-metais:** São os elementos situados entre os metais e ametais dentro da tabela periódica. Entre estes elementos podemos destacar os seguintes: B, Si, Ge, As, Sb, Te e Po.

## Pontos de Fusão e de Ebulição

Caro estudante, o **ponto de fusão** é a temperatura na qual o sólido se transforma em líquido e **ponto de ebulição** é a temperatura na qual o líquido se transforma em vapor.

### Nos períodos

Os **pontos de fusão** e **de ebulição** aumentam, em geral, das extremidades para o centro da tabela periódica. A tabela que se segue mostra a variação dessas grandezas em alguns elementos:

Elemento	K	Ca	Fe	Cu	Br	Kr
<b>Grupo</b>	1A	2A	8B	1B	7A	8A
<b>Temperatura de Fusão (°C)</b>	63,5	830	1535	1083	-7,3	-157,3
<b>Temperatura de Ebulição (°C)</b>	780	1440	3000	2596	58,8	-152

Como se pode notar na tabela anterior, os valores dos pontos de fusão e de ebulição são mais altos nos elementos do centro da tabela e mais baixos nos elementos das extremidades.



## Nos grupos

Os **pontos de fusão e de ebulição** crescem de cima para baixo, excepto nos grupos 1A e 2A onde esses pontos aumentam de baixo para cima.

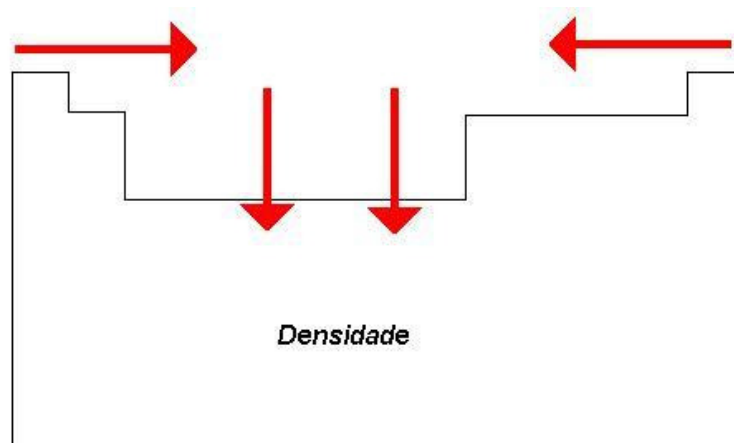
## Densidade

Como se deve recordar estimado estudante, a densidade é a relação entre a massa de um corpo e o respectivo volume. (Densidade = massa/volume)

Analisando as densidades dos elementos químicos e relacionando tal propriedade com a localização na tabela periódica, temos:

- Nos períodos a densidade cresce das extremidades para o centro.
- Nos grupos, a densidade cresce de cima para baixo.

Esquemáticamente, podemos representar o comportamento da densidade pelo seguinte diagrama:



## Estado físico dos elementos

De todos os elementos químicos, apenas o Tecnécio (Tc), o Promécio (Pm) e os elementos transurânicos (com números atômicos superiores a 92) não se encontram na natureza, isto é, são obtidos artificialmente. Os demais elementos são encontrados na natureza e às condições normais de temperatura e pressão (CNTP) eles apresentam-se nos seguintes estados:

- Líquido:** Cs, Fr, Hg, Ga e Br.
- Gasoso:** H, N, O, F, Cl, He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn.
- Sólido:** os restantes elementos.

## Resumo da lição



### Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- Os elementos químicos possuem características que permitem o seu estudo – as propriedades. Existem propriedades que variam de acordo com o número atômico, independentemente da posição do elemento dentro da tabela periódica - **propriedades aperiódicas**.
- Existem aquelas propriedades que se repetem regularmente, de acordo com a posição dos elementos dentro da tabela periódica - **propriedades periódicas**.

Agora vamos realizar conjuntamente as actividades que se seguem para que possa aprender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.



---

## Actividades



### Actividades

1. Faça uma distinção entre propriedades aperiódicas e periódicas.
2. Dê exemplo de 2 propriedades periódicas.
3. Explique como é que variam os pontos de fusão e de ebulição dentro dos grupos e períodos da tabela periódica.

### Respostas

1. As propriedades aperiódicas são aquelas cujos valores variam (crescem ou decrescem) na medida que o número atómico aumenta e que não se repetem em períodos determinados ou regulares. *Exemplo:* a massa atómica. As propriedades periódicas são aquelas que assumem valores semelhantes para intervalos regulares, dentro da tabela periódica. Isto é, repetem-se periodicamente.
2. Raio atómico, potencial de ionização, densidade...
3. Os pontos de fusão aumentam, dentro dos períodos, das extremidades para o centro da tabela periódica. Dentro dos grupos eles aumentam de cima para baixo, excepto nos metais alcalinos e alcalinos terrosos onde eles crescem de baixo para cima.

## Avaliação



### Avaliação

Agora resolva no seu caderno as actividades que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

- Em relação às propriedades periódicas, podemos dizer que.
  - no período, quanto maior o número atómico maior será o raio atómico
  - o volume atómico será maior quanto menor for o raio atómico
  - o potencial de ionização será maior quanto menor for o raio atómico
  - No período, quanto maior o número atómico menor a afinidade electrónica do átomo.
    - II e IV estão correctas
    - I, II e III estão correctas
    - II e III estão correctas
    - somente a III está correcta
- É dada a configuração electrónica de cinco elementos químicos pertencentes ao mesmo período da tabela periódica.
 
$$A = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$$

$$B = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$$

$$C = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$$

$$D = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$$

$$E = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$$

Os elementos que pertencem a primeira energia de ionização mais elevada é.

  - A
  - B
  - C
  - D
- Considerando a variação das propriedades dos elementos em função de posição de cada um na tabela periódica assinale a alternativa correcta:
  - electronegatividade dos elementos nos períodos diminui da esquerda para direita.



- b. ( ) a electroafinidade dos elementos nos períodos diminui da esquerda para direita
- c. ( ) A electronegatividade dos elementos nas famílias aumenta de cima para baixo.
- d. ( ) A electropositividade dos elementos nas famílias aumenta de cima para baixo

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!



## Lição 6

### Divisão dos elementos de acordo com as suas características

#### Introdução

Caro estudante, dentro da tabela periódica os elementos encontram-se organizados em períodos e grupos. Existe uma relação entre a distribuição electrónica de um elemento químico e a sua posição na tabela periódica.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:



#### Objectivos

- Distinguir as diferentes famílias de elementos que compõem a tabela periódica.
- *Identificar* o grupo e o período a que pertence um elemento, de acordo com a sua estrutura electrónica.

### Divisão dos elementos de acordo com as suas características

Como você pode identificar o período a que pertence um determinado átomo na tabela periódica? É muito fácil! Leia o que segue:

Número máximo de electrões por período

Nº do período	1º	2º	3º	4º	5º	6º	7º
Nº máximo de elementos	2	8	8	18	18	32	inc

Número máximo de electrões por nível:

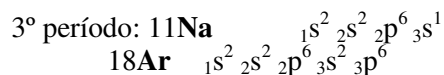
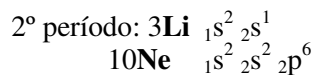
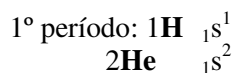
Nível	K	L	M	N
Número máximo de electrões	2	8	18	32

Como se pode notar, os números máximos de elementos por período relacionam-se com os números máximos dos electrões nos níveis electrónicos.

Assim, o **número de níveis electrónicos** de um elemento indica o período a que ele pertence.



Exemplos



Por outras palavras, o maior número quântico principal da distribuição electrónica de um átomo representa o período onde o elemento se localiza.

## Elementos de transição

Normalmente, depois do preenchimento do subnível *s* preenche-se o subnível *p*. Ex:  $2s, 2p\dots$

Mas, depois do subnível  $4s$  segue-se o subnível  $3d$ . Isto inicia-se com o elemento Sc. Assim, o conjunto destes elementos é colocado entre os que preenchem  $4s$  e  $4p$ , sendo, por isso, chamados elementos de transição.

## Grupos

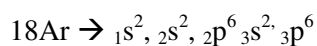
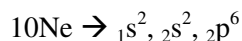
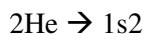
Os elementos que constituem um grupo apresentam uma distribuição electrónica semelhante na sua última camada. O número de electrões da última camada corresponde ao grupo.

Os elementos que se localizam no mesmo grupo apresentam propriedades físicas e químicas semelhantes.

## Classificação dos elementos quanto à configuração electrónica

### a) Gases raros, nobres ou inertes

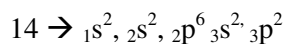
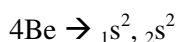
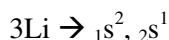
Todos os gases nobres apresentam 8 electrões na sua última camada, à excepção do hélio que tem 2 electrões.



### b) Elementos normais

São os elementos que possuem o seu último electrão no subnível *s* ou *p*. São também conhecidos por elementos típicos ou representativos.

Exemplos:

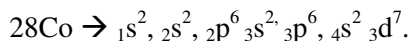
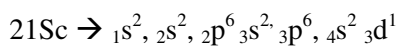


Os elementos normais ou representativos encontram-se localizados nos grupos principais (grupos A)

### c) Elementos de transição externa

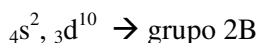
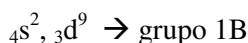
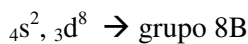
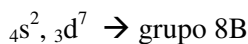
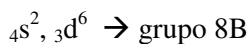
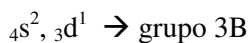
A característica destes elementos é de possuírem o último electrão localizado no subnível *d*.

Exemplos:



O grupo onde se localizam estes elementos é determinado pela soma dos electrões do subnível *d* com os do subnível *s* adjacente.

Exemplos particulares



### d) Elementos de transição interna

São elementos que possuem o seu último electrão no subnível *f*. Estes elementos constituem as duas séries localizadas no grupo B (6º e 7º períodos)

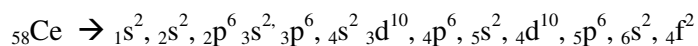
Os elementos de transição interna podem ser:

#### Lantanídeos

Localizam-se no 6º período e possuem o seu último electrão localizado no subnível 4f.



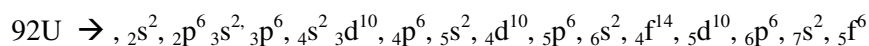
Exemplo:



### Actínídeos

Localizam-se no 7º período e apresentam o seu último electrão localizado no subnível 6f.

Exemplo:



---

## Resumo da lição



### Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- Na tabela periódica os elementos se encontram dispostos de acordo com as suas características. Aprendeu também como se pode localizar o elemento dentro da tabela periódica, de acordo com a sua estrutura electrónica.
- Foi tema desta lição a distribuição dos elementos em gases raros, elementos normais e elementos de transição, quer externa, quer interna.

Agora vamos realizar conjuntamente as actividades que se seguem para que possa aprender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.

## Actividades



### Actividades

1. Como é que se pode determinar o período a que pertence um elemento químico, conhecida a sua estrutura electrónica?
2. Como é que se pode determinar o grupo a que pertence um elemento de acordo com a sua estrutura electrónica?
3. Depois de proceder à distribuição electrónica, diga a classe a que pertencem os seguintes elementos: a) 15E; b) 36E; c) 22E d) 57E.

### Respostas

1. O período a que pertence o elemento é determinado pelo maior número quântico principal na sua distribuição electrónica. Isto é, o número de níveis electrónicos corresponde ao período a que pertence esse elemento.
2. O grupo a que pertence um determinado elemento é indicado pelo número de electrões existentes na sua última camada.
3. O elemento a) Normal porque o seu último electrão se encontra no subnível p; o elemento b) é um gás raro porque possui a última camada totalmente preenchida; o elemento c) é um elemento de transição externa porque possui o seu último electrão no subnível d; o elemento d) é um elemento de transição interna porque possui o seu último electrão no subnível f.



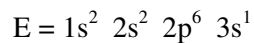
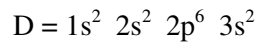
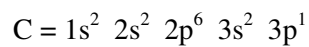
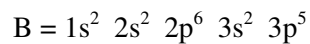
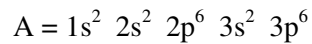
## Avaliação



### Avaliação

Agora resolva no seu caderno as actividades que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

1. É dada a configuração electrónica de cinco elementos químicos pertencentes ao mesmo período da tabela periódica.



Os elementos que pertencem a primeira energia de ionização mais elevada é.

- a. ( ) A    b. ( ) B    c. ( ) C    d. ( ) D
2. Os elementos chamados representativos têm seus electrões de diferenciação em orbitais: (Assinale a alternativa correcta)
- a ( ) **s** do penúltimo nível
- b ( ) **s** ou **p** do penúltimo nível
- c ( ) **s** ou **d** do antepenúltimo
- d ( ) **s** ou **p** do ultimo nível

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!

## Lição 7

### Alguns grupos representativos na Tabela Periódica: Metais alcalinos

#### Introdução

Caro estudante, como você já aprendeu nas aulas anteriores, a tabela periódica é formada por grupos ou famílias de elementos químicos, para além dos períodos. Nesta aula vamos falar do primeiro grupo da tabela periódica, indicando os elementos que o constituem, as principais propriedades e uso. (não aparece)

Ao concluir esta unidade você será capaz de:



#### Objectivos

- Explicar as propriedades dos elementos representativos de alguns grupos;
- *Identificar* os elementos na tabela periódica
- Mencionar a importância dos metais alcalinos.

#### Metais alcalinos

Estimado estudante os elementos situados no primeiro grupo da tabela periódica se designam **metais alcalinos**. A denominação “metais alcalinos” deriva do facto de, para além de apresentarem um comportamento metálico, os seus óxidos dissolvidos em água originarem soluções alcalinas ou básicas.

Este grupo compõe-se de seis elementos, apresentando-se, todos eles, com um (1) electrão na sua última camada. São eles: Lítio, Sódio, Potássio, Rubídio, Césio e Frâncio. Destes elementos, o Frâncio, por ser um elemento muito radioactivo, não possui isótopos na natureza e neste estudo ele não faz parte e as suas propriedades devem ser obtidas comparando com as dos outros elementos do mesmo grupo. Os elementos mais abundantes são o sódio e o potássio que formam inúmeros compostos conhecidos.



## Propriedades Físicas

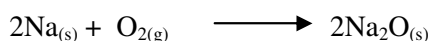
Elemento	Nº Atómico	Massa atómica	Densidade (g/cm <sup>3</sup> )	Ponto de fusão (°C)	Ponto de ebulição (°C)	Cor da chama
Lítio	3	7	0,53	179	1370	Vermelha
Sódio	11	23	0,97	97,9	883	Amarela
Potássio	19	39	0,86	63,5	776	Violeta
Rubídio	37	85,5	1,53	39	696	Viol. Averm.
Césio	55	133	1,87	28,5	708	azul

Todos os elementos deste grupo apresentam-se no estado sólido à temperatura ambiente (20°C). A densidade destes elementos é relativamente baixa. São todos bons condutores de calor e de electricidade.

## Propriedades químicas

Os metais alcalinos não se encontram no estado livre na natureza. Assim, em laboratórios eles são guardados em frascos com petróleo, que é uma substância que não reage com eles. Em seguida, vamos observar o comportamento destes elementos, ao exemplo do sódio.

### a) Combustão do sódio

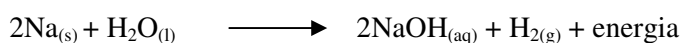


Os óxidos dos metais alcalinos reagem com água para formar hidróxidos:

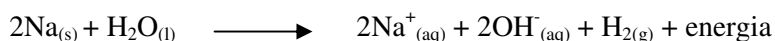


### b) Reacção do sódio com a água

O sódio reage violentamente com a água libertando o hidrogénio.



Equação iónica



Os metais alcalinos possuem um electrão na sua última camada. Durante as reacções químicas eles tendem a perder esse electrão, originado **iões positivos**. Estes elementos possuem valores muito baixos da primeira energia de ionização.



Neste grupo o carácter metálico aumenta de cima para baixo. Tal como acontece nos outros grupos, os raios atómico e iónico aumentam de cima para baixo.

---

## Resumo da lição



### Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- Os metais alcalinos são elementos localizados no primeiro grupo da tabela periódica;
- Devido a sua reactividade eles não se encontram livres na natureza, existindo sob forma de compostos e, nos casos de elementos purificados, devem ser conservados em recipientes específicos para evitar o seu contacto com o oxigénio;
- De todos os metais alcalinos o frâncio é o mais reactivo, não existindo formas isotópicas deste elemento na natureza.

Agora vamos realizar conjuntamente as actividades que se seguem para que possa aprender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.



## Actividades



### Actividades

1. Faça a distribuição electrónica dos elementos Lítio, Sódio e Potássio, cujos números atómicos são, respectivamente, 3, 11 e 19.
2. Escreva a equação iónica da reacção entre o potássio e a água.
3. Qual é a massa de sódio que é necessária para a formação de 5 moles de moléculas de hidrogénio na reacção com a água?

### Resolução

1.
  - a) Lítio:  $1s^2, 2s^1$
  - b) Sódio:  $1s^2, 2s^2, 2p^6 3s^1$
  - c) Potássio:  $1s^2, 2s^2, 2p^6 3s^2, 3p^6, 4s^1$
2. 
$$\text{K(s)} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$$
$$2\text{Na}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \longrightarrow 2\text{NaOH}_{(aq)} + \text{H}_{2(g)}$$
3. 2 moles de átomos de Na  $\longrightarrow$  ~~1 mole~~ 5 moles de moléculas de  $\text{H}_2$   
X  $\longrightarrow$  5 moles de moléculas de  $\text{H}_2$   
X = 10 moles de átomos de sódio  
1 mol de átomos de Na  $\longrightarrow$  23 g  
10 moles de átomos de Na  $\longrightarrow$  X  
X = 230 gramas

**Resposta:** Para preparar 5 moles de moléculas de hidrogénio são necessários 230 gramas de sódio.

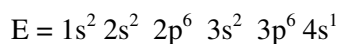
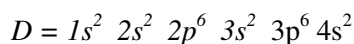
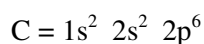
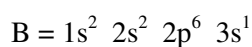
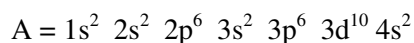
## Avaliação



### Avaliação

Agora resolva no seu caderno as actividades que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

1. Das distribuições dos átomos A, B, C, D e E no estado fundamental:



É verdadeira a afirmação:

- A e B possuem o electrão mais energético num subnível s
  - E possui potencial de ionização maior que B e menor que C
  - C apresenta maior afinidade electrónica que B
  - E e B pertencem à mesma família e E possui maior volume atómico que B
2. O elemento estanho (Sn) está na família IVA e no 5º período da tabela periódica. A sua configuração electrónica permitirá concluir que seu nº atómico é:
- 50
  - 32
  - 34
  - 82

3. Caracterize os metais alcalinos quanto a sua reactividade.

**Resposta:** A reactividade dos metais alcalinos cresce de cima para baixo nos grupos e nos períodos cresce da directa para esquerda

4. Escreva a equação iónica da reacção entre o sódio e a água.

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!

## Lição 8

---

### Alguns grupos representativos na Tabela Periódica: Metais alcalinos terrosos

#### Introdução

Prezado estudante, os metais alcalinos terrosos são elementos situados no segundo grupo da tabela periódica. Tal como acontece com os outros grupos, neste encontramos elementos com propriedades semelhantes e características. O nome alcalino deve-se ao facto de alguns compostos deste grupo poderem formar soluções aquosas com características alcalinas ou básicas. Por seu lado, o nome “terroso” provém da palavra “terra” porque a maioria dos seus óxidos não se dissolve com facilidade na água e não se decompõe pelo aquecimento.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:



#### Objectivos

- Explicar as propriedades dos elementos representativos de alguns grupos.
- *Descrever* a localização dos metais alcalinos terrosos na tabela periódica.

#### Metais alcalinos terrosos

O grupo dos metais alcalinos terrosos é constituído por seis elementos com 2 electrões na sua última camada. São eles: Berílio, Magnésio, Cálcio, Estrôncio, Bário e Rádio. Neste grupo o Rádio é muito radioactivo, não existindo isótopos naturais.

## Propriedade Físicas dos metais alcalinos terrosos

Elemento	Nº Atómico	Massa atómica	Densidade (g/cm <sup>3</sup> )	Ponto de fusão (°C)	Ponto de ebulição (°C)	Cor da chama
Berílio	4	9	1,85	1277	2770	-----
Magnésio	12	24	1,74	650	1107	-----
Cálcio	20	40	1,55	838	1440	Vermelha
Estrôncio	38	88	2,6	768	1380	-----
Bário	56	137	3,5	714	1640	Verde

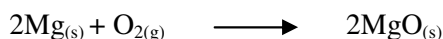
Todos os metais alcalinos terrosos à temperatura ambiente apresentam-se no estado sólido, a densidade destes metais é superior à da água. São bons condutores de calor e de electricidade. Apresentam um brilho metálico e uma cor cinzenta.

## Propriedades químicas

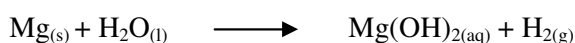
Apesar de apresentarem uma reactividade inferior à dos metais alcalinos, os metais alcalinos terrosos não se encontram livres na natureza.

Em reacções químicas eles perdem os dois electrões da sua última camada, transformando-se em iões di-positivos.

Reagem com oxigénio formando óxidos básicos:



Reagem com água libertando hidrogénio



**Nota:** O Mg reage com água quente, enquanto que o Ca reage espontaneamente.



## Resumo da lição



### Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- Os metais alcalinos terrosos ocupam o segundo grupo da tabela periódica. São todos eles sólidos à temperatura do ambiente.
- Possuem pontos de fusão e de ebulição superiores aos dos metais alcalinos.
- Apresentam uma cor acinzentada e a sua chama não apresenta uma cor característica.
- Os metais alcalinos terrosos apresentam uma reactividade baixa em comparação com os metais alcalinos. A reactividade dos elementos deste grupo aumenta com o aumento do número atómico. Este facto deve-se à diminuição da energia de ionização ao longo do grupo.
- Os metais alcalinos terrosos reagem facilmente com o oxigénio formando óxidos básicos, ou seja, óxidos que reagem com água para formar hidróxidos, tal como acontece com os metais alcalinos.

Agora vamos realizar conjuntamente as actividades que se seguem para que possa aprender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.

## Actividades



### Actividades

1. Quais são os elementos que constituem o grupo dos metais alcalinos terrosos?
2. Qual é a razão da denominação “terroso”?
3. Escreva a equação iónica da reacção do cálcio com a água.

### Resolução

1. O grupo dos metais alcalinos é formado por Berílio, Magnésio, Cálcio, Estrôncio, Bário e Rádio. Devido a sua grande reactividade o bário não se encontra na natureza.
2. o nome “terroso” provém da palavra “terras” porque a maioria dos seus óxidos não se dissolve com facilidade na água e não se decompõe pelo aquecimento.
3.  $\text{Ca}_{(s)} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca}^{2+}_{(aq)} + 2\text{OH}^{-}_{(aq)}$



## Avaliação



### Avaliação

Agora resolva no seu caderno as actividades que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

As questões 1, 2 e 3 referem-se aos elementos abaixo:

I.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

II.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

III.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

IV.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

- Os elementos citados são, respectivamente:
  - ametal, gás nobre, ametal, metal
  - metal, metal, gás nobre, metal
  - gás nobre, metal, metal, ametal
  - ametal, gás nobre, metal, metal
- O mais baixo 1º pontencial de ionização será representado por:
  - I
  - II
  - III
  - IV
- a mais alta electronegatividade será apresentada por:
  - I
  - II
  - III
  - IV
- O elemento químico de número atómico 31 está localizado na tabela periódica no.
  - 4º período e coluna 3 A
  - 4º período e coluna 1 A
  - 3º período e coluna 2 A
  - 3º período e coluna 4 A

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!



## Lição 9

### Alguns grupos representativos na Tabela Periódica: Halogénios

#### Introdução

Caro estudante, os elementos do 7º grupo da tabela periódica designam-se halogéneos. Este nome deriva de uma palavra grega “halogeneo” que significa ‘geradores de sais’. No estado livre a maioria de halogéneos são substâncias tóxicas, podendo provocar graves queimaduras na pele, olhos ou mucosas interiores do aparelho respiratório. Em contrapartida, devido a facilidade com que eles aceitam electrões dos outros elementos, formam compostos estáveis de grande utilidade para o homem. A forma mais comum dos compostos destes elementos são os sais.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:



#### Objectivos

- Mencionar os elementos que constituem este grupo dentro da tabela periódica
- *Descrever* as propriedades físicas e químicas destes elementos.
- Descrever a importância de alguns sais

#### Os halogénios

Caro estudante, os sais dos halogéneos têm uma larga aplicação na vida do homem, por exemplo:

- sais de flúor – aplicados no fabrico de pastas dentífricas;
- cloreto de sódio – sal da cozinha;
- sais de bromo usados na medicina como tranquilizantes.

As soluções alcoólicas do iodo são usadas como antissépticas;

As soluções de cloro são usadas como desinfectantes.

Depois de ter aprendido a aplicação de alguns sais dos halogéneos, você não ficou com dúvidas de que os halogéneos pertencem ao 7º grupo da tabela periódica e é formado por 5 elementos, apresentando todos eles 7



electrões na última camada. São denominados halogéneos os seguintes elementos: Flúor, Cloro, Bromo, Iodo e Astató. O Astató é radioactivo, não possuindo, por isso, isótopos estáveis na natureza.

## Propriedades físicas dos halogéneos

Elemento	Número atómico	Massa atómica	Densidade (kg/m <sup>3</sup> )	Aspecto físico	Ponto de fusão (°C)	Ponto de ebulição
Flúor	9	19	1,7	Gás amarelo pálido	-220	-188
Cloro	17	35,5	3,21	Gás amarelo esverdeado	-101	-34,7
Bromo	35	80	3,14 x 10 <sup>3</sup>	Líquido castanho avermelhado	-7,2	58
Iodo	53	127	5 x 10 <sup>3</sup>	Sólido cinzento escuro	114	183

O flúor, devido a sua toxicidade, não é preparado nos laboratórios escolares.

O cloro, apesar de ser também tóxico, o grau de toxicidade é reduzida, podendo, por isso, ser preparado nos nichos dos laboratórios escolares, obedecendo os esquemas seguintes: (onde estão os esquemas). Atenção!

Para além das propriedades já apresentadas, o cloro possui também propriedades descorantes. Por exemplo, se colocar uma folha verde ou uma flor colorida num recipiente contendo cloro, verificará que passado algum tempo essa folha ou flor vai ficar descorada.

O bromo é um líquido tóxico que se deve guardar em recipientes de vidro castanhos bem fechados para evitar a sua volatilização pela acção da luz.

O iodo é um sólido cinzento, com brilho metálico que sublima com muita facilidade originando vapores de cor violeta.

Caro estudante, estes elementos são todos tóxicos e a sua toxicidade diminui ao longo do grupo, de cima para baixo.

## Propriedades químicas dos halogéneos

Os halogéneos são elementos muito reactivos. Tal como os metais alcalinos, eles não existem livres na natureza devido a sua reactividade, embora apresentem um comportamento oposto àqueles, preferindo captar electrões para atingirem a estabilidade.

Todos os halogéneos possuem 7 electrões na última camada e captam, quase sempre, um electrão externo, transformando-se em respectivos iões negativos. Estes iões são muito estáveis e denominam-se halogenetos ou iões haleto:

F<sup>-</sup> - Ião fluoreto

Cl<sup>-</sup> - Ião cloreto

Br<sup>-</sup> - Ião brometo

I<sup>-</sup> - Ião iodeto

Sempre que um átomo destes elementos perder um electrão liberta-se uma energia denominada afinidade electrónica.

Tal como acontece em todos os elementos químicos, quanto mais próximo do núcleo estiver um electrão, mais difícil será arrancá-lo. No geral, os halogénios apresentam valores elevados de energia de ionização, daí a dificuldade de arrancar os electrões destes elementos para torná-los iões positivos.

Vejamos os valores de energia de ionização dos halogénios na tabela que se segue:

Elemento	1ª Energia de ionização em kJ/mol
<b>Flúor</b>	1880
<b>Cloro</b>	1254
<b>Bromo</b>	1142
<b>Iodo</b>	1007

Devido ao facto de possuírem valores elevados de energia de ionização, os halogénios são incluídos no grupo dos elementos com carácter ametálico acentuado.

Por serem muito reactivos os halogénios formam compostos com quase todos os elementos, em especial com aqueles que apresentam um carácter metálico mais acentuado, nomeadamente os metais alcalinos e alcalinos terrosos, originando compostos iónico, chamados halogenetos:

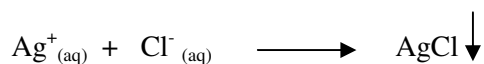


## Exemplos

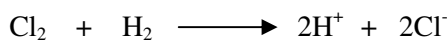
	Reacção com metais alcalinos	Reacção com metais alcalinos terrosos
<b>Fúor</b>	$F_2 + 2Li \longrightarrow 2Li^+ + 2F^-$ $F_2 + 2Na \longrightarrow 2Na^+ + 2F^-$ $F_2 + 2K \longrightarrow 2K^+ + 2F^-$ $F_2 + 2Rb \longrightarrow 2Rb^+ + 2F^-$ $F_2 + 2Cs \longrightarrow 2Cs^+ + 2F^-$	$F_2 + Be \longrightarrow Be^{2+} + 2F^-$ $F_2 + Mg \longrightarrow Mg^{2+} + 2F^-$ $F_2 + Ca \longrightarrow Ca^{2+} + 2F^-$ $F_2 + Sr \longrightarrow Sr^{2+} + 2F^-$ $F_2 + Ba \longrightarrow Ba^{2+} + 2F^-$
<b>Cloro</b>	$Cl_2 + 2Li \longrightarrow 2Li^+ + 2Cl^-$ $Cl_2 + 2Na \longrightarrow 2Na^+ + 2Cl^-$ $Cl_2 + 2K \longrightarrow 2K^+ + 2Cl^-$ $Cl_2 + 2Rb \longrightarrow 2Rb^+ + 2Cl^-$ $Cl_2 + 2Cs \longrightarrow 2Cs^+ + 2Cl^-$	$Cl_2 + Be \longrightarrow Be^{2+} + 2Cl^-$ $Cl_2 + Mg \longrightarrow Mg^{2+} + 2Cl^-$ $Cl_2 + Ca \longrightarrow Ca^{2+} + 2Cl^-$ $Cl_2 + Sr \longrightarrow Sr^{2+} + 2Cl^-$ $Cl_2 + Ba \longrightarrow Ba^{2+} + 2Cl^-$
<b>Bromo</b>	$Br_2 + 2Li \longrightarrow 2Li^+ + 2Br^-$ $Br_2 + 2Na \longrightarrow 2Na^+ + 2Br^-$ $Br_2 + 2K \longrightarrow 2K^+ + 2Br^-$ $Br_2 + 2Rb \longrightarrow 2Rb^+ + 2Br^-$ $Br_2 + 2Cs \longrightarrow 2Cs^+ + 2Br^-$	$Br_2 + Be \longrightarrow Be^{2+} + 2Br^-$ $Br_2 + Mg \longrightarrow Mg^{2+} + 2Br^-$ $Br_2 + Ca \longrightarrow Ca^{2+} + 2Br^-$ $Br_2 + Sr \longrightarrow Sr^{2+} + 2Br^-$ $Br_2 + Ba \longrightarrow Ba^{2+} + 2Br^-$
<b>Iodo</b>	$I_2 + 2Li \longrightarrow 2Li^+ + 2I^-$ $I_2 + 2Na \longrightarrow 2Na^+ + 2I^-$ $I_2 + 2K \longrightarrow 2K^+ + 2I^-$ $I_2 + 2Rb \longrightarrow 2Rb^+ + 2I^-$ $I_2 + 2Cs \longrightarrow 2Cs^+ + 2I^-$	$I_2 + Be \longrightarrow Be^{2+} + 2I^-$ $I_2 + Mg \longrightarrow Mg^{2+} + 2I^-$ $I_2 + Ca \longrightarrow Ca^{2+} + 2I^-$ $I_2 + Sr \longrightarrow Sr^{2+} + 2I^-$ $I_2 + Ba \longrightarrow Ba^{2+} + 2I^-$

Os halogenetos dos metais alcalinos e dos metais alcalinos terrosos são relativamente solúveis em água. Contudo, os halogenetos de chumbo e de prata são muito pouco solúveis em água.

Os iões de prata são usados no laboratório para a identificação da presença de halogenetos, pois a reacção entre estes dois tipos de iões leva à formação de um precipitado.



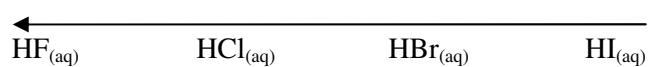
Todos os halogénios reagem com o hidrogénio formando respectivos halogenetos de hidrogénio.



As soluções aquosas dos halogenetos apresentam um carácter ácido devido a presença de iões de hidrogénio.

O carácter ácido dos halogénios diminui de cima para baixo, dentro do grupo.

## Carácter ácido



Caro estudante, nesta lição você teve a oportunidade de estudar os elementos do sétimo grupo da tabela periódica, os halogénios. A seguir vamos iniciar o estudo de como os elementos se associam a outros, formando agregados estáveis. Porém, teremos que resolver conjuntamente as actividades propostas da lição que acaba de estudar.

---

## Resumo da lição



### Resumo

Na análise das propriedades destes elementos você aprendeu que:

- Se podem apresentar nos estados gasoso, líquido e sólido.
- São tóxicos.
- São muito reactivos e têm sempre a tendência de formar iões negativos pelo ganho de um electrão.
- Reagem com quase todos os elementos, especialmente os metais alcalinos e alcalinos terrosos, formando sempre halogenetos.
- Os halogenetos de hidrogénio possuem um carácter ácido.

Agora vamos realizar, conjuntamente, as actividades que se seguem para que possa aprender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.



## Actividades

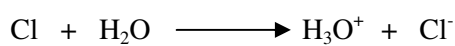


### Actividades

1. Explique a origem do nome “halogénios”.
2. Diga quais são os elementos que constituem este grupo e explique porque é que o astato não foi tratado durante este estudo
3. Porque é que as soluções aquosas de halogenetos de hidrogénio apresentam propriedades ácidas?

### Respostas

1. Este nome deriva de uma palavra grega “halogénio” que significa ‘geradores de sais’.
2. O sétimo grupo da tabela periódica é formado por flúor, cloro, bromo, iodo e astato. O astato não aparece no nosso estudo porque ele é radioactivo e não existem osótopos deste elemento na natureza.
3. As soluções aquosas de halogenetos apresentam o carácter ácido devido a presença de iões de hidrogénio:



## Avaliação



### Avaliação

Agora resolva no seu caderno as actividades que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

1. São feitas as seguintes afirmações, com referência ao flúor
  - I) O flúor e um halogéneo.
  - II) O flúor localiza se no segundo período da tabela periódica
  - III) O flúor e menos electronegativo do que o cloro
  - IV) O flúor tem propriedades similares as do cloro.

São correctas as afirmações

a ( ) I,II e III

b ( ) II,III e IV

c ( ) I, II e IV

d ( ) I, III e IV

2. Os elementos possuem na última camada

I..... $4s^2$       III..... $2s^22p^4$

II..... $3s^23p^5$     IV..... $2s^1$

Classificam-se dentro dos grupos da tabela periódica, respectivamente, como

a ( ) Alcalino terroso, halogéneo, calcogénio e alcalino

b ( ) Halogéneo, alcalino terroso, alcalino e gás nobre

c ( ) Gás nobre, halogéneo, calcogénio e gás nobre

d ( ) Alcalino-terroso, halogénio, gás nobre e alcalino

3. Considere a reacção entre o nitrato de prata e cloreto de sódio.

a) Escreva e acerte a equação iónica da reacção.

b) Qual é o número de moles do precipitado que se forma pela reacção de 19,5 gramas de cloreto de sódio?

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!



# Lição 10

## Ligação Química

### Introdução

Nos capítulos anteriores você, caro estudante, teve a oportunidade de estudar os átomos separadamente, através do estudo da região nuclear, extranuclear e periodicidade química. Contudo, são poucos os elementos que na natureza existem isoladamente, encontrando-se a grande maioria associada a outros. Neste capítulo, vamos iniciar o estudo de como os elementos se associam a outros, formando agregados estáveis.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:



#### Objectivos

- Definir o conceito de ligação química.
- Identificar a valência de um elemento com base na sua estrutura electrónica.
- Deduzir a electrovalência dos elementos a partir da estrutura atómica e da localização do elemento na tabela periódica.

### Ligação química

São as forças pelas quais os átomos ligam-se uns aos outros formando agregados estáveis.

#### Conceito de valência

Duma maneira geral, valência de um elemento é um número que indica a capacidade de combinação desse elemento.

#### A

Por outro lado, a valência de um elemento pode ser definida como o número de átomos de Hidrogénio ligados a um átomo desse elemento.



Elemento	Nº de átomos de H ligados	Valência do elemento
Lítio (Li)	1	1 (monovalente)
Berílio (Be)	2	2 (bivalente)
Boro (Bo)	3	3 (trivalente)
Carbono (C)	4	4 (tetravalente)
Nitrogénio (N)	3	3
Oxigénio (O)	2	2
Flúor (F)	1	1

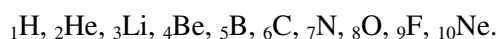
**Obs:** A valência de um elemento é representada por um número simples, sem sinal positivo ou negativo. A valência de hidrogénio = 1 por definição.

Certos elementos como Fe, Zn, Cu, etc., não se combinam facilmente com o hidrogénio, mas podem combinar facilmente com o cloro. Assim, a valência desses elementos é indicada pelo número de átomos de cloro com o qual se combinam.

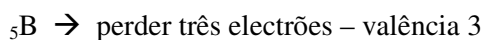
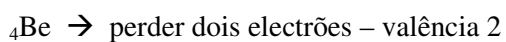
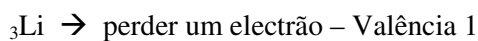
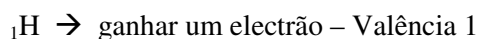
## B

A valência pode ser determinada também pelo número de electrões que seus átomos tendem a ganhar ou perder para alcançar a estabilidade electrónica.

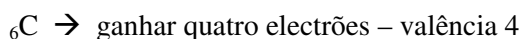
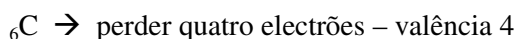
Exemplo:



As tendências destes elementos seriam:



O carbono é equidistante entre o  ${}_2\text{He}$  e  ${}_{10}\text{Ne}$ , podendo perder quatro electrões e ficar com a estrutura do  ${}_2\text{He}$  ou ganhar quatro electrões e ficar com a estrutura de  ${}_{10}\text{Ne}$ . Portanto,





${}_{7}\text{N} \rightarrow$  ganhar três electrões – valência 3


${}_{8}\text{O} \rightarrow$  ganhar dois electrões – valência 2


${}_{7}\text{F} \rightarrow$  ganhar um electrão – valência 1

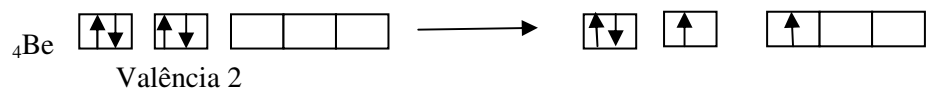
## C

A valência de um elemento típico é dada pelo número de electrões desemparelhados de seus átomos

Exemplos:

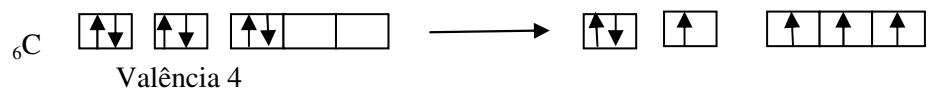
${}_{1}\text{H}$   O hidrogénio possui um electrão desemparelhado, por isso, tem a valência 1

${}_{2}\text{He}$   O He tem valência zero porque não tem electrões desemparelhados;



Estado normal

Estado activado



## Resumo da lição



### Resumo

Na análise das propriedades destes elementos você aprendeu que:

- Os átomos têm a tendência de se associarem uns com os outros formando agregados estáveis que são denominados compostos.
- As forças que unem os átomos são denominadas ligações químicas.
- O número de átomos da outra espécie com que um átomo se pode combinar é determinado pela sua valência.
- A valência de um elemento pode ser determinada tanto pelo número de átomos de hidrogénio com que se pode combinar, ou pelo número de electrões que um átomo deverá ganhar, perder ou emparelhar para atingir a estrutura de um gás raro. A valência de um elemento pode ser determinada, também, pelo número de electrões desemparelhados da sua estrutura atómica.

Agora vamos realizar conjuntamente as actividades que se seguem para que possa aprender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.



## Actividades



### Actividades

- Dados A ( $Z = 12$ ), B ( $Z = 15$ ), C ( $Z = 17$ ) e supondo se as interacções entre A e B, A e C, B e C, podemos deduzir que serão formados os seguintes compostos:
  - $A_3B_2$  iónico,  $AC_2$  iónico,  $BC_3$  covalente.
  - $A_2B_3$  iónico,  $A_2C$  iónico,  $B_3C$  covalente
  - $A_3B_2$  covalente,  $AC_2$  covalente,  $BC_3$  covalente.
  - $A_3B_2$  covalente,  $AC_2$  covalente,  $BC_3$  iónico
- Os elementos enxofre ( $Z = 16$ ) e oxigénio ( $Z = 8$ ) combinam-se para formar trióxido de enxofre ( $SO_3$ ). Este composto apresenta:
  - 1 ligação covalente comum e 3 ligações dativas (coordenadas)
  - 2 ligações covalentes comuns e 2 ligações coordenadas
  - 3 ligações covalentes comuns e 1 ligação coordenada
  - 4 ligações coordenadas.
- O nível de valência do elemento A é 

↑	↓
---	---

 e o do elemento B é 

↑
---

, pertencendo ambos ao 3º período da tabela Periódica. O composto resultante da combinação destes dois elementos será:
  - $B_2A$ , com ligação iónica
  - $B_2A$ , com ligação covalente
  - $A_2G$ , com ligação iónica
  - $A_2B$ , com ligação molecular

Passemos então a resolução da actividade proposta.

- Entre o elementos a e b formam ambos ligação iónica o mesmo acontecendo com a e c. e entre os elementos B e C formam ligação covalente, logo a resposta certa é a.
- No  $SO_3$  a interacção que ocorre entre estes elementos estabelecem duas ligações covalentes comuns e duas ligações coordenadas, logo a resposta certa é b.
- O elemento A tem dois electrões desaparelhados e o b, apenas um electrão. É através destes electrões que estabelecem a ligação iónica, neste caso a resposta certa é a.

## Avaliação



### Avaliação

Agora resolva no seu caderno as actividades que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

1. A carga do ião do elemento de  $Z = 16$  com estrutura electrónica do gás nobre que o segue é:  
A. ( ) -1 b. ( ) -2 c. ( ) -3 d. ( ) +1
2. Sabendo-se que o número atómico do fósforo é 15 e o do cloro é 17, a fórmula de um provável composto entre estes dois elementos será:  
A. ( ) PCl b. ( ) PCl<sub>2</sub> c. ( ) PCl<sub>3</sub> d. ( ) P<sub>2</sub>Cl<sub>3</sub>
3. A camada mais externa de um elemento X possui 3 electrões, enquanto a camada mais externa de outro elemento Y tem 7 electrões. Uma fórmula provável de um composto, formado por esses 2 elementos, é:  
a. ( ) XY<sub>3</sub> b. ( ) X<sub>5</sub>Y c. ( ) X<sub>3</sub>Y d. X<sub>7</sub>Y<sub>3</sub>

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!



# Lição 11

## Ligação iónica ou electrovalente

### Introdução

Estimado estudante, como foi referido anteriormente, existem forças que unem os átomos uns com os outros, formando agregados estáveis. Essa força denomina-se **ligação química**.

As ligações químicas são as responsáveis pelos diferentes tipos de compostos químicos existentes na natureza.

Para a formação de compostos químicos existem dois factores fundamentais que intervêm no processo:

- o número de electrões de valência;
- o tipo de elementos que intervêm na reacção.

A combinação destes dois factores origina, para além de outros, três importantes tipos de ligações químicas: ligação iónica, ligação covalente e ligação metálica.

Nesta aula vamos falar exclusivamente da ligação iónica.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:

- Caracterizar uma ligação iónica.
- *Descrever* as condições de ocorrência de uma ligação iónica.
- *Descrever* as propriedades de compostos iónicos.



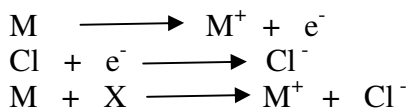
### Objectivos

## Ligação iónica ou electrovalente

Uma ligação iónica envolve forças electrostáticas que atraem iões de cargas opostas. Esse tipo de ligação geralmente ocorre entre um átomo ou agrupamento de átomos que têm tendência a ceder electrões e um átomo ou agrupamento de átomos que têm tendência a receber electrões.

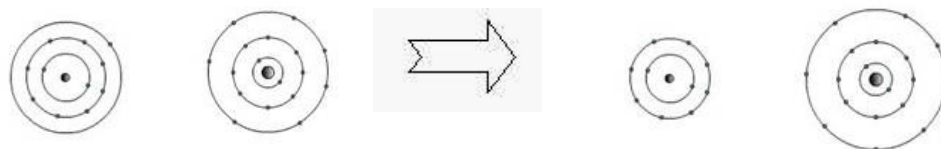
Podemos exemplificar a ligação iónica com um caso típico entre dois átomos hipotéticos - um metal M e um ametal X: como M é um metal,

sua energia de ionização é baixa, isto é, é necessário pouca energia para remover um electrão do átomo M. A perda de um electrão por um átomo leva à formação de um ião positivo (catião). Por outro lado, como X é um ametal, sua afinidade electrónica é negativa, isto é, possui uma grande tendência em ganhar electrões e formar um ião negativo (anião). Se estes processos são interligados, ou seja, se o electrão perdido por M é ganho por X, então todo o processo pode ser representado por:



Em termos reais, exemplificando através da reacção entre o sódio e o cloro. Esta é uma reacção que ocorre com a transferência de um ou mais electrões de um átomo para o outro.

Veja a figura



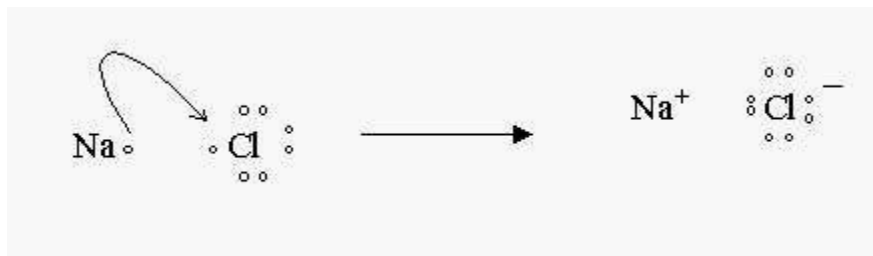
Na: 2 - 8 - 1

Cl: 2 - 8 - 7

Na<sup>+</sup> : 2 - 8

Cl<sup>-</sup> : 2 - 8 - 8

O que você notou? Utilizando o método de Lewis, no qual é representado o último nível electrónico do átomo ou camada de valência por pontos, temos:

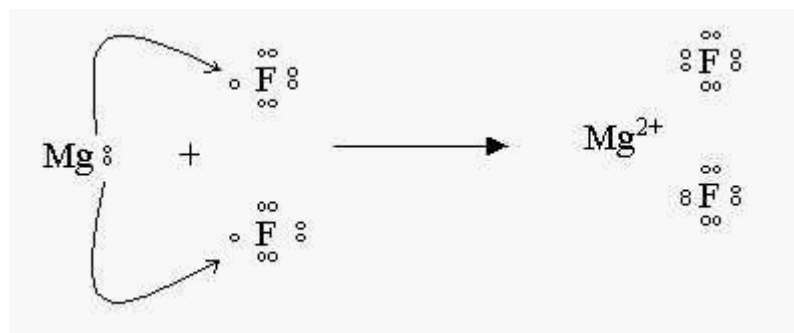


Fórmula electrónica ou de Lewis

**Atenção:**

Após a ligação continuamos a ter os mesmos núcleos. Porém, agora em um mesmo composto, que só sofreu alteração entre os electrões.

Outro composto iónico



A proporção de ligantes irá depender do metal, ou seja, da valência que o metal possui.

Generalizando, os íons dos metais são possíveis quando um átomo perde 1, 2 ou 3 elétrons para se transformar em íons de carga +1, +2 ou +3.

Íons dos não metais são formados geralmente por átomos do grupo 7A, 6A e 5A, eles tendem a receber 1, 2 ou 3 elétrons, adquirindo carga -1, -2, ou -3.

Caso em que o elemento pode perder ou ganhar elétrons é o dos elementos da família 4A, ou seja, os elementos podem perder  $4 e^-$ , ou ganhar  $4 e^-$ .

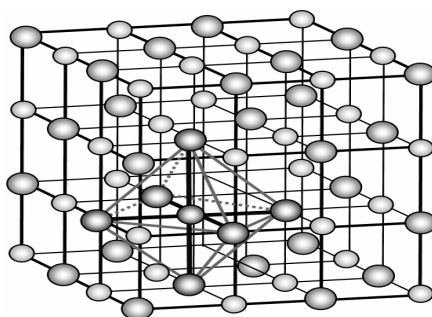
As ligações iônicas ocorrem com maior frequência entre os elementos que perdem facilmente elétrons, ou seja, elementos de menor potencial de ionização (metais) e os que possuem valores elevados de eletronegatividade (ametais).

As ligações iônicas mais comuns ocorrem entre os elementos dos grupos IA, IIA com os dos grupos VIA e VIIA (calcogênios e halogênios).

Assim, ao se ligarem, os átomos que têm a tendência de ceder elétrons transformam-se em íons positivos ao perderem os seus elétrons de valência e, em contrapartida, os átomos que têm a tendência de ganhar elétrons transformam-se em íons negativos, ao captarem os elétrons dos seus parceiros de ligação.

Os íons formados por transferência de elétrons atraem-se fortemente, formando agregados cristalinos característicos, os cristais iônicos:

Exemplo: Cloreto de sódio (NaCl)





A maior parte dos sais forma cristais iónicos. Alguns hidróxidos e óxidos apresentam-se também na forma de cristais iónicos.

Os compostos iónicos são muito estáveis, sólidos e não se evaporam e apresentam elevados pontos de fusão. Esta estabilidade deve-se à existência de forças electrostáticas entre os iões.

As substâncias iónicas são quase todas de cor branca, muito duras e apresentam elevados pontos de fusão e de ebulição.

Veja a tabela

<b>Composto</b>	<b>Ponto de Fusão (°C)</b>	<b>Ponto de Ebulição (°C)</b>
NaCl	803	1460
KCl	772	1407
RbCl	717	1381
CaCl <sub>2</sub>	645	1300

Como você deve ter notado na tabela acima, as substâncias iónicas apresentam elevados pontos de fusão e de ebulição. Os iões que formam as substâncias iónicas organizam-se em rede cristalina. Os cristais iónicos são solúveis em solventes polares e, em solução aquosa ou em fusão, as substâncias iónicas são condutoras de corrente eléctrica.

Caro estudante, durante esta aula você teve a oportunidade de iniciar o estudo das ligações químicas.



---

## Resumo da lição



### Resumo

Na análise das propriedades destes elementos você aprendeu que:

- Uma ligação química é um conjunto de forças que mantêm os átomos juntos uns com os outros formando agregados estáveis.
- Para os átomos se unirem é necessário ter em conta as respectivas valências.
- Viu as três definições do conceito de valência e aprendeu como se pode determinar a valência de um elemento a partir da sua configuração electrónica.

Agora vamos realizar conjuntamente as actividades que se seguem para que possa aprender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.

## Actividades



### Actividades

1. Defina o conceito de ligação química e fale da sua importância no estudo da química.
2. Quais são os factores que determinam a formação de compostos químicos?

### Resolução

1. A ligação química é um conjunto de forças que mantêm os átomos unidos uns com os outros, formando agregados estáveis. O seu conhecimento permite a previsão do tipo de ligação química que se pode estabelecer na combinação entre diferentes elementos químicos;
2. Os factores que determinam a formação de um composto químico são:
  - o número de electrões de valência;
  - tipo de elementos que intervêm na reacção.



## Avaliação



### Avaliação

Agora resolva no seu caderno as actividades que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

1. Os átomos pertencentes à família dos metais alcalino-terrosos e dos halogéneos adquirem configuração electrónica de gases nobres quando, respectivamente, formam iões com número de carga:

a. ( ) +2 e -1 b. ( ) +1 e -1 c. ( ) -1 e +2 d. ( ) +1 e +2

2. Considere as seguintes substâncias:

- Ferro (Fe)
- Cloreto de potássio (KCl)
- Água (H<sub>2</sub>O)
- Fluoreto de hidrogénio (HF)
- Níquel (Ni)

Óxido de alumínio (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>)

Sobre elas, responda às perguntas:

- a) Quais delas são iónicas
- b) Quais delas são moleculares?
- c) Quais delas são metálicas?
- d) Quais são certamente sólidas nas condições ambientais?
- e) Sabe-se que uma dessas substâncias é gasosa nas condições ambientais. Qual é?

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!

# Soluções

---

## Lição 1

1. (a); 2. (b); 3. (c); 4. (b); 5. (d); 6. (d); 7. (a); 8. (d)

---

## Lição 2

1. (a)
2. (c)

---

## Lição 3

1. A lei periódica formulada por Mendeleev dizia: “Dispondo os elementos químicos por ordem crescente das suas massas atómicas, as suas propriedades físicas e químicas repetem-se periodicamente”
2. A lei periódica permite prever as propriedades dos elementos, de acordo com a sua disposição dentro da tabela.

---

## Lição 4

1. Os elementos químicos na tabela periódica estão organizados segundo a ordem crescente dos seus números atómicos.
2. A tabela periódica actual está estruturada da seguinte maneira: Períodos (linhas horizontais) e grupos ou famílias (linhas verticais)

Existem famílias dos elementos representativos e de transição.



Os representativos são -metais alcalinos, metais alcalinos-terrosos, família de boro, família de carbono, família de nitrogénio, calcogénio, halogéneos e gases nobres )

Os de transição são os metais de transição externa e interna.

4. (d)

---

## Lição 5

1. (d)
2. (a)
3. (d)

---

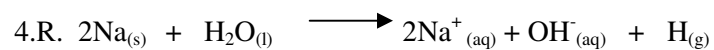
## Lição 6

1. (a)
2. (d)

---

## Lição 7

1. (d)
2. (a)
3. A reactividade dos metais alcalinos cresce de cima para baixo nos grupos e nos períodos cresce da direita para esquerda.



---

## Lição 8

1. (d)
2. (c)
3. (a)
4. (a)

---

## Lição 9

1. (c)
2. (a)

---

## Lição 10

1. (b)
2. (c)
3. (a)

---

## Lição 11

8. (a)
9. a) KCl e Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>      b) H<sub>2</sub>O e HF      c) Fe e Ni      d)  
KCl, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Fe e Ni      e) HF



## Módulo 2 de Química

### Teste Preparação de Final de Módulo

#### Introdução

Este teste, querido estudante, serve para você se preparar para realizar o Teste de Final de Módulo no CAA. Bom trabalho!

- Fazendo a correlação entre os nomes dos elementos químicos e seus respectivos símbolos, a alternativa correcta é:
  - 5, 4, 3, 2, 1
  - 1, 2,3,4,5
  - 1,3,5,2,4
  - 5, 3, 1, 4, 2
- Os elementos químicos cobre, fósforo, prata e sódio são representados, respectivamente, pelos seguintes símbolos:
  - Co, K, Ag, Si
  - Cr, P, ar, S
  - Cu, P, Ag, Na
  - ce, Fr, Pr, Na
- Considerando os sistemas abaixo, indique verdadeiro (V) ou falso (F) para cada frase.

I. Água e álcool	II. Álcool etílico
III. Hidrogénio	IV. Água e álcool etílico

Pode-se afirmar:

- I, II, III e IV são misturas heterogéneas, substância composta, substância simples e misturas homogénea.
- I é monofásico
- I pode ser separado, em seus constituintes, por decantação.



- d. ( ) II e III sofrem mudança de estado à temperatura constante.
- e. ( ) IV apresenta as mesmas propriedades físicas e a mesma composição química em toda sua extensão.
4. Em qual das sequências a seguir, estão representados um elemento, uma substância simples e uma substância composta, respectivamente:
- a. ( ) Cl, N<sub>2</sub>, HI                      b. ( ) H<sub>2</sub>, Cl, O<sub>2</sub>
- c. ( ) H<sub>2</sub>, Ne, H<sub>2</sub>O                      d. ( ) N, HI, He
5. Para que um átomo neutro do ferro se transforme no ião Fe<sup>2+</sup>, deve:
- a. ( ) perder 2 electrões                      b. ( ) receber 2 electrões
- c. ( ) perder 2 electrões                      d. ( ) receber 2 electrões
6. Para que um átomo de número atómico 55 e número de massa 137 seja electricamente neutro, ele deverá ter, necessariamente:
- a. ( ) 9 55 electrões                      b. ( ) 137-55) electrões
- c. ( ) 55 + 137) electrões                      d. ( ) 55 neutrões
7. Quando um átomo neutro de bromo <sup>35</sup>Br<sup>80</sup> recebe 1 electrão, transforma-se no ião <sup>35</sup>Br<sup>80-</sup>, que possui, na sua estrutura, prótons, electrões e neutrões, respectivamente em número de.
- a. ( ) 35-35-46                      b. ( ) 35-36-45
- c. ( ) 35-80-80                      d. ( ) 35-115-80
8. Segundo o modelo de Bohr, os electrões se movimentam em camadas. Numa concepção mais moderna, devido ao princípio da \_\_\_\_\_, os químicos preferem associar o electrão à sua \_\_\_\_\_ a associá-lo à localização. A alternativa que completa adequadamente o texto é:
- a. ( ) incerteza/órbita                      b. ( ) incerteza/energia
- c. ( ) energia/velocidade                      d. ( ) energia/órbita
9. O chamado diagrama de Pauling apresenta a:



- a. ( ) distribuição dos electrões nos níveis de energia
- b. ( ) posição dos electrões na electrosfera
- c. ( ) ordem crescente de energia para os subníveis
- d. ( ) cor azul da luz emitida nos saltos dos electrões.
10. A representação  $5s^1$  deve ser interpretada da seguinte maneira:
- a. ( ) o subnível s do primeiro nível apresenta 5 electrões
- b. ( ) o subnível s do quinto nível apresenta 1 electrão
- c. ( ) o quinto subnível do primeiro nível apresenta s electrões
- d. ( ) o nível s do quinto subnível apresenta 1 electrão.
11. a característica que identifica isótopos de um elemento químico é a de apresentarem entre si:
- a. ( ) o mesmo número de massa
- b. ( ) o mesmo número de protões e o mesmo número de massa
- c. ( ) o mesmo número atómico e diferentes números de massa
- d. ( ) o mesmo número de neutrões
12. Considere as espécies químicas  ${}_{17}\text{X}^{35}$ ,  ${}_{16}\text{Y}^{35}$  e  ${}_{17}\text{Z}^{36}$
- a. ( ) X é isótopo de Y e isóbaro de Z
- b. ( ) X e Y são isótopos
- c. ( ) X e Z são isótonos
- d. ( ) X é isóbaro de Y e isótopo de Z
13. Um isótopo de iodo usado no tratamento de tireóide é  ${}_{131}^{53}\text{I}$ .  
Complete a tabela abaixo relativa a esse isótopo.

Protões no núcleo \_\_\_\_\_

Neutrões no núcleo \_\_\_\_\_

Electrões em um átomo de I \_\_\_\_\_

Protões no ião I- formado pelo isótopo \_\_\_\_\_

Electrões no ião I- formado pelo isótopo \_\_\_\_\_

A ordem correcta dos valores da tabela, de cima para baixo é:

- a. ( ) 53, 78, 53, 53, 54                      c. ( ) 131, 54, 131, 53, 132  
b. ( ) 131, 53, 54, 53, 54                      d. ( ) 54, 78, 78, 53, 53
14. Pertencem aos metais alcalinos o elemento:  
a. ( ) ferro    b. ( ) cobre  
c. ( ) potássio    d. ( ) oxigênio
15. Os elementos químicos ca, ba, Mg, e Sr são classificados como:  
a. ( ) halogênios    b. ( ) calcogênios  
c. ( ) gases nobres    d. ( ) metais alcalinos-terrosos
16. Os elementos Se, Cs, At, Rn pertencem às seguintes famílias.  
a. ( ) calcogênios, alcalinos, halogênios, gases nobres  
b. ( ) calcogênios, alcalinos, gases nobres, halogênios  
c. ( ) halogênios, alcalinos, alcalinos-terrosos, gases nobres  
d. ( ) calcogênios, alcalino-terrosos, halogênios, gases nobres.
17. A sequência que contém somente gases nobres é:  
a. ( ) He, Rn, Ar, Kr, Xe                      c. He, Re, Ne, Kr, Xe  
b. ( ) H, ne, Xe, Rn, Kr                      d. Ar, Cr, H, Rn, He
18. Fazendo a associação entre as colunas abaixo, que correspondem às famílias de elementos segundo a tabela periódica, a sequência numérica será:
- |                              |               |
|------------------------------|---------------|
| 1. Gases nobres              | ( ) grupo 1 A |
| 2. Metais alcalino           | ( ) grupo 2 A |
| 3. Metais alcalinos-terrosos | ( ) grupo 6 A |
| 4. calcogênios               | ( ) grupo 7 A |
| 5. halogênios                | ( ) grupo 0   |
- a. ( ) 1,2,3,4,5    b. ( ) 2,3,4,5,1  
c. ( ) 3,2,5,4,1    d. ( ) 3,2,4,5,1



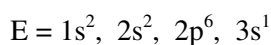
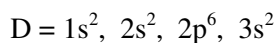
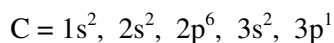
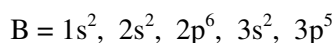
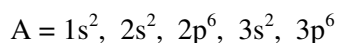
19. O elemento químico de número atômico 31 está localizado na tabela periódica no:
- a. ( ) 4º período e coluna 3 A      c. ( ) 3º período e coluna 2 A  
b. ( ) 4º período e coluna 1 A      d. ( ) 3º período e coluna 4 A
20. Um determinado elemento químico está situado no quarto período da tabela periódica e pertence à família 6 A. O número atômico desse elemento é:
- a. ( ) 52      b. ( ) 34      c. ( ) 35      d. ( ) 33
21. Os elementos I, II e III têm as seguintes configurações eletrônicas em suas camadas de valência:
- I.  $3s^2 3p^6$     II.  $4s^2 4p^5$     III.  $3s^2$

Com base nessas informações, assinale a afirmação errada.

- a. ( ) O elemento I é um não-metal
- b. ( ) Os três elementos pertencem ao mesmo grupo da tabela periódica
- c. ( ) O elemento II é um halogênio
- d. ( ) o elemento III é um metal alcalino-terroso
22. Alguns elementos apresentam, no estado fundamental e no seu nível mais energético, a configuração eletrônica  $np^X$ . Entre os elementos abaixo, o que apresenta o maior valor de X é:
- a. ( ) Al (Z = 13)      b. ( ) Br (Z = 35)  
c. ( ) Se (Z = 34)      d. ( ) P (Z = 15)
23. A configuração eletrônica da camada externa de um átomo é  $4s^2 4p^3$ . Com relação a esse átomo é correto afirmar que:
- a. ( ) o átomo possui número atômico igual a 20
- b. ( ) o átomo apresenta a seguinte distribuição eletrônica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^3$
- c. ( ) o átomo pertence à família 5 A e está no quarto período
- d. ( ) o átomo é um metal alcalino-terroso
24. Em relação às propriedades periódicas, podemos dizer que.
- I. No período, quanto maior o número atômico maior será o raio atômico

- II. O volume atómico será maior quanto menor for o raio atómico
- III. O potencial de ionização será maior quanto menor for o raio atómico
- IV. No período, quanto maior o número atómico menor a afinidade electrónica do átomo.
- a.  II e IV estão correctas
- b.  I, II e III estão correctas
- c.  II e III estão correctas
- d.  somente a III está correcta

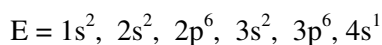
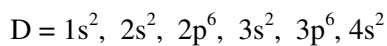
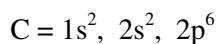
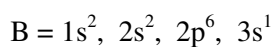
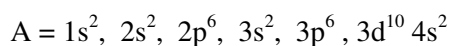
25. É dada a configuração electrónica de cinco elementos químicos pertencentes ao mesmo período da tabela periódica.



Os elementos que pertencem a primeira energia de ionização mais elevada é.

- b.  A      b.  B      c.  C      d.  D

26. Das distribuições dos átomos A, B, C, D e E no estado fundamental:



É verdadeira a afirmação:

- a.  A e B possuem o electrão mais energético num subnível s
- b.  E possui potencial de ionização maior que B e menor que C
- c.  C apresenta maior afinidade electrónica que B



- d.  E e B pertencem à mesma família e E possui maior volume atómico que B
27. O elemento estanho (Sn) está na família IVA e no 5º período da tabela periódica. A sua configuração electrónica permitirá concluir que seu nº atómico é:
- a.  50                      b.  32                      c.  34                      d.  82

As questões 15, 16 e 17 referem-se aos elementos abaixo:

1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>5</sup>

1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup>

1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 4s<sup>1</sup>

1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 4s<sup>2</sup>

28. Os elementos citados são, respectivamente:
- a.  ametal, gás nobre, ametal, metal
- b.  metal, metal, gás nobre, metal
- c.  gás nobre, metal, metal, ametal
- d.  ametal, gás nobre, metal, metal
29. O mais baixo 1º pontencial de ionização será representado por:
- a.  I                      b.  II                      c.  III                      d.  IV
30. A mais alta electronegatividade será apresentada por:
- a.  I                      b.  II                      c.  III                      d.  IV
31. São feitas as seguintes afirmações, com referência ao flúor

V) O flúor é um halogéneo.

VI) O flúor localiza-se no segundo período da tabela periódica

VII) O flúor é menos electronegativo do que o cloro

VIII) O flúor tem propriedades similares as do cloro.

São correctas as afirmações

a  I, II e III

b  II, III e IV

c  I, II e IV

d ( ) I, III e IV

32. Os elementos possuem na última camada

I..... $4s^2$       II..... $3s^23p^5$       III..... $2s^22p^4$       IV..... $2s^1$

Classificam se dentro dos grupos da tabela periódica, respectivamente, como

a ( ) Alcalino terroso, halogéneo, calcogénio e alcalino

b ( ) Halogéneo, alcalino terroso, alcalino e gás nobre

c ( ) Gás nobre, halogéneo, calcogénio e gás nobre

d ( ) Alcalino-terroso, halogénio, gás nobre e alcalino

33. Porque é que as soluções aquosas de halogenetos de hidrogénio apresentam propriedades ácidas?

34. As questões A, B e C referem-se aos elementos abaixo:

I.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

II.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

III.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

IV.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

**A.** Os elementos citados são, respectivamente:

a. ( ) ametal, gás nobre, ametal, metal

b. ( ) metal, metal, gás nobre, metal

c. ( ) gás nobre, metal, metal, ametal

d. ( ) ametal, gás nobre, metal, metal

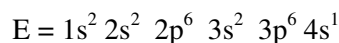
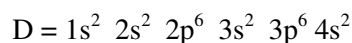
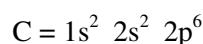
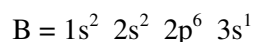
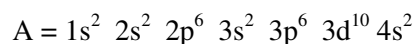
**B.** O mais baixo 1º potencial de ionização será representado por:

a. ( ) I      b. ( ) II      c. ( ) III      d. ( ) IV

**C.** A mais alta electronegatividade será apresentada por:

a. ( ) I      b. ( ) II      c. ( ) III      d. ( ) IV

35. Das distribuições dos átomos A, B, C, D e E no estado fundamental:



É verdadeira a afirmação:

- a.  A e B possuem o electrão mais energético num subnível s
  - b.  E possui potencial de ionização maior que B e menor que C
  - c.  C apresenta maior afinidade electrónica que B
  - d.  E e B pertencem à mesma família e E possui maior volume atómico que B
36. Os elementos chamados representativos têm seus electrões de diferenciação em orbitais: (Assinale a alternativa correcta)
- a  s do penúltimo nível
  - b  s ou p do penúltimo nível
  - c  s ou d do antepenúltimo
  - d  s ou p do ultimo nível
37. Considerando a variação das propriedades dos elementos em função de posição de cada um na tabela periódica assinale a alternativa correcta:
- a.  electronegatividade dos elementos nos períodos diminui da esquerda para direita.
  - b.  a electroafinidade dos elementos nos períodos diminui da esquerda para direita
  - c.  A electronegatividade dos elementos nas famílias aumenta de cima para baixo.
  - d.  A elctropositividade dos elementos nas famílias aumenta de cima para baixo
38. O nível de valência do elemento A é  $\uparrow\downarrow$   $\uparrow\downarrow$   $\uparrow$   $\uparrow$  do elemento  $\uparrow$ , pertencendo ambos ao 3º período da tabela Periódica. O composto resultante da combinação destes dois elementos será:
- a.  B<sub>2</sub>A, com ligação iónica



- b. ( )  $B_2A$ , com ligação covalente  
c. ( )  $A_2G$ , com ligação iónica  
d. ( )  $A_2B$ , com ligação molecular

39. Sabendo-se que o número atómico do fósforo é 15 e o do cloro é 17, a fórmula de um provável composto entre estes dois elementos será:

- A. ( )  $PCl$     b. ( )  $PCl_2$     c. ( )  $PCl_3$     d. ( )  $P_2Cl_3$

40. A camada mais externa de um elemento X possui 3 electrões, enquanto a camada mais externa de outro elemento Y tem 7 electrões. Uma fórmula provável de um composto, formado por esses 2 elementos, é:

- a. ( )  $XY_3$             b. ( )  $X_5Y$             c. ( )  $X_3Y$             d.  $X_7Y_3$

41. Considere as seguintes substâncias:

- Ferro (Fe)
- Cloreto de potássio (KCl)
- Água ( $H_2O$ )
- Fluoreto de hidrogénio (HF)
- Níquel (Ni)
- Óxido de alumínio ( $Al_2O_3$ )

Sobre elas, responda às perguntas:

- a) Quais delas são iónicas  
b) Quais delas são moleculares?  
c) Quais delas são metálicas?  
d) Quais são certamente sólidas nas condições ambientais?

Sabe-se que uma dessas substâncias é gasosa nas condições ambientais. Qual é?

42. Os elementos citados são, respectivamente:

- a. ( ) ametal, gás nobre, ametal, metal  
b. ( ) metal, metal, gás nobre, metal



- c. ( ) gás nobre, metal, metal, ametal  
d. ( ) ametal, gás nobre, metal, metal
43. O mais baixo 1º potencial de ionização será representado por:  
a. ( ) I            b. ( ) II            c. ( ) III            d. ( ) IV
44. A mais alta electronegatividade será apresentada por:  
a. ( ) I            b. ( ) II            c. ( ) III            d. ( ) IV
45. Escreva a fórmula dos compostos formados pelos seguintes pares de elementos.  
a.  $_{11}\text{Na}$  e  $_{35}\text{Br}$     b.  $_{8}\text{O}$  e  $_{19}\text{K}$     c.  $_{12}\text{Mg}$  e  $_{16}\text{S}$     d.  $_{13}\text{Al}$  e  $_{17}\text{Cl}$     e.  $_{3}\text{Li}$  e  $_{8}\text{O}$   
f.  $_{1}\text{H}$  e  $_{56}\text{Ba}$
46. Os satélites possuem motores que permitem aos engenheiros ajustarem as suas órbitas. Esses motores utilizam a energia na reacção química entre a hidrazina ( $\text{N}_2\text{H}_4$ ) e o peróxido de hidrogénio ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ), que produz água e gás nitrogénio.

Responda:

- a. O enunciado mencionou quatro substâncias químicas, mas só forneceu a fórmula molecular de duas delas. Escreva a fórmula molecular das outras duas.
- b. Escreva a fórmula estrutural do gás nitrogénio e da água.
- c. Escreva a fórmula estrutural da hidrazina, sabendo que na sua molécula cada átomo de nitrogénio se liga a dois átomos de hidrogénio e a um outro de nitrogénio.
- d. Escreva a fórmula estrutural do peróxido de hidrogénio, sabendo que na sua molécula cada átomo de oxigénio se liga a um átomo de hidrogénio e a um outro átomo de oxigénio.
47. Dida se as seguintes afirmações são verdadeiras (V) ou falsas (F).
- a. ( ) Um pedaço de metal sólido é constituído por moléculas
- b. ( ) Quando átomos de metal se unem por ligações metálicas, eles passam a ficar com octeto completo.
- c. ( ) Num retículo cristalino metálico os átomos podem estar unidos por ligações iónicas ou covalentes.
- d. ( ) Metais são bons condutores de corrente eléctrica, pois apresentam electrões livres.

- e. ( ) metais são bons condutores de calor, pois apresentam electrões livres
- f. ( ) o aço é uma liga que apresenta alta resistência à atracção daí ser usado em cabos de elevadores e em construção civil.

48. Considere as substâncias representadas pelas fórmulas a seguir.

Ag, Fe, F<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>, HF, CaCl<sub>2</sub>, HCl, NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O, KBr, NaF

Sobre elas responda:

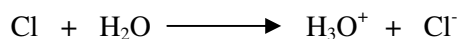
- a. Quais delas são substâncias iónicas?
- b. Quais delas são substâncias moleculares?
- c. Quais delas são substâncias metálicas?
- d. Quais delas são, certamente, sólidas nas condições ambientes?
- e. Quais delas conduzem corrente eléctrica no estado sólido?
- f. Quais delas não conduzem corrente eléctrica no estado sólido, mas conduzem se forem derretidas (isto é, fundidas)?



## Soluções do teste de preparação

1.(c) ; 2. (d); 3. (a) 4. (a) 5. (b) 6. (a) 7. (b) 8. (b) 9. (b) 10. (b) 11. (d) 12. (a) 13. (d) 14. (a) 15. (d) 16. (c) 17. (a) 18. (c) 19. (a)

20. As soluções aquosas de halogenetos apresentam o carácter ácido devido a presença de iões de hidrogénio:



21.A. (d); B. (c); C. (a) 22. (d); 23. (d); 24. (d); 25. (a); 26. (c); 27.(a)

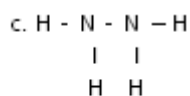
28 a) KCl e Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>; b) H<sub>2</sub>O e HF; c) Fe e Ni; d) KCl, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Fe e Ni; e) HF

29 .(d) ; 30.(c); 31.(a);

32. a. NaBr b. K<sub>2</sub>O c. MgS d. AlCl<sub>3</sub> e. Li<sub>2</sub>O f. BaH<sub>2</sub>

a. 33. H<sub>2</sub>O e N<sub>2</sub>

b. H-O-H e N≡N



d. H-O-O-H

34. a. (F); b. (F); c. (F); d. (V); e. (V); f. (V)

35. a. CaCl<sub>2</sub>, KBr e NaF b. F<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>, HF, HCl, NH<sub>3</sub> e H<sub>2</sub>O c. Ag, Fe, Zn d. Ag, Fe, Zn, CaCl<sub>2</sub>, KBr, NaF e. Ag, Fe e Zn f. CaCl<sub>2</sub>, KBr e NaF