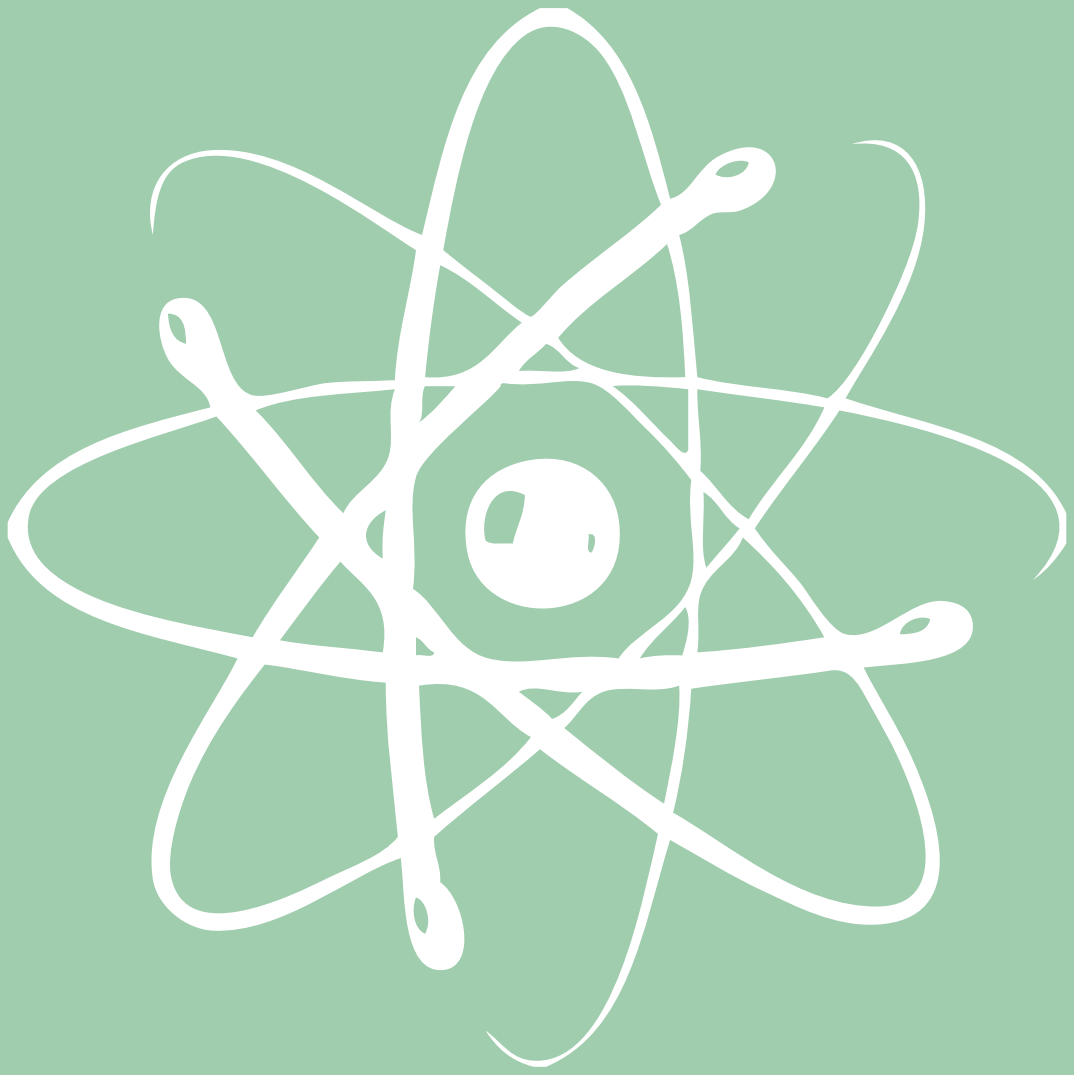
TEXTO DE APOIO PARA OS ALUNOS
9ª Classe - 1º Ciclo

QUÍMICA 9



QUÍMICA 9

TEXTO DE APOIO PARA OS ALUNOS

9ª Classe - 1º Ciclo

Índice

	Pág
UNIDADE I - SUBSTÂNCIAS	1
ESTRUTURA ATÓMICA	1
Exercícios finais	6
Ligação Química	8
Exercícios finais	13
Como caracterizar uma porção de substância	15
Exercícios finais	16
UNIDADE 2 – A TABELA PERIÓDICA	18
A tabela periódica – Breve história sobre a sua evolução	18
Como se encontra organizada a tabela periódica?	20
Propriedades físicas dos metais e dos não-metais	22
Propriedades químicas dos metais e dos não-metais	23
Semelhanças nas propriedades químicas dos metais alcalinos (Grupo 1)	23
Semelhanças nas propriedades químicas dos metais alcalino-terrosos (Grupo 2)	25
Alguns metais e as suas aplicações	25
Não-Metais - Semelhanças nas propriedades químicas dos halogéneos (Grupo 17)	27
Não-Metais - Semelhanças nas propriedades químicas dos gases nobres (Grupo 18)	27
Alguns Não-Metais e as suas aplicações	28
Elementos do 3ºPeríodo	30
Como distinguir metais de não-metais através dos óxidos obtidos nas reacções de combustão?	30
A organização da Tabela Periódica estará relacionada com a estrutura atómica dos elementos?	31
Exercícios finais	32
Anexo: A Tabela Periódica Actual	36
UNIDADE 3	37
3.1 Reacções de oxidação-redução	37
Reacções de oxidação dos metais	37
Toda a oxidação é acompanhada de uma redução	40
Reactividade dos metais	42
Reacções de oxidação - Redução e a nossa vida	44
3.2 Química do Carbono	47
Os elementos químicos e a vida	47
Compostos de Carbono Mais Simples	48
Isómeros	53
Outros Compostos de Carbono	53
Compostos de Carbono Mais Complexos	56
Enzimas e Biotecnologia	58
Exercícios Finais	59
BIBLIOGRAFIA	62

UNIDADE I - SUBSTÂNCIAS

ESTRUTURA ATÓMICA

Os átomos e as partículas subatómicas

Já estudaste anteriormente que tudo é formado por átomos.
A primeira vez que a palavra «átomo» foi usada tinha o significado de indivisível. Hoje sabe-se que o átomo não é indivisível.
O átomo é constituído por partículas ainda mais pequenas chamadas **partículas subatómicas.**
Essas partículas são:

- os **electrões** (e) de carga eléctrica unitária negativa;
- os **protões** (p) de carga eléctrica unitária positiva;
- os n**eutrões** (n) que não possuem carga eléctrica.

O protão e o neutrão são as «partículas pesadas do átomo», com uma massa sensivelmente igual. Os electrões são as partículas mais leves apresentando uma massa cerca de duas mil vezes mais pequena que a do protão ou do neutrão.

$m_{protão} = m_{neutrão}$ e $m_{protão} = 1840 \times m_{electrão}$

Partículas subatómicas

	Electrão	Protão	Neutrão
Símbolo	e	p	n
Carga eléctrica	-1 (unidade de carga elementar)	$+1$ (unidade de carga elementar)	Carga nula
Massa	m_e	$1840 \times m_e$	$1840 \times m_e$
Localização no átomo	À volta do núcleo	No núcleo	No núcleo

Um pouco de história
1900 - Descoberta do electrão por Joseph Thomson.
1914 - Identificação do protão por Ernest Rutherford.
1932 - Descoberta do neutrão por James Chadwick.

Modelos atómicos

Mas como são os átomos?
Como os átomos são tão pequenos que não se podem ver, os químicos foram apresentando diversas «imagens» para o átomo, denominadas «modelos atómicos».
Um modelo não é uma cópia da realidade. É apenas uma imagem que só é útil em Ciência enquanto conseguir explicar os fenómenos conhecidos. Quando aparece um fenómeno que não pode ser explicado por um dado modelo, este tem de ser modificado ou abandonado.
Foi o que aconteceu com os sucessivos modelos atómicos.

Modelo de Dalton

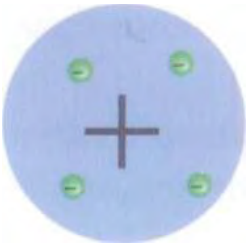
Ao procurar a composição química das substâncias e ao estudar um grande número de reacções químicas conhecidas, Dalton admitiu que a matéria era constituída por átomos - pequenas esferas maciças indivisíveis e indestrutíveis,sem carga eléctrica.

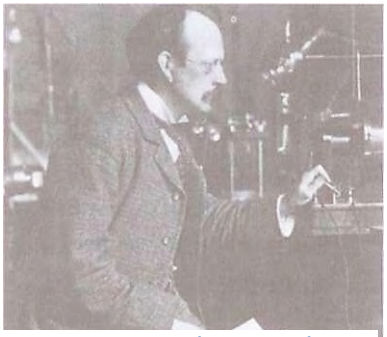
Modelo de Dalton

Modelo de Thomson

No final do século XIX, Thomson e outros cientistas realizaram experiências que demonstraram que toda a matéria continha partículas de carga eléctrica negativa.
Como a matéria é electronicamente neutra, Thomson acabou por concluir que os átomos também tinham de conter carga positiva.
Imaginou, então, o átomo como sendo uma esfera de carga positiva, onde os electrões estão incrustados como as passas num bolo. Por esta razão, o modelo de Thomson é denominado por modelo «pudim de passas».

Modelo de Thomson





Joseph J. Thomson (1856-1940)

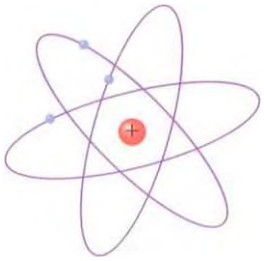
Modelo de Rutherford

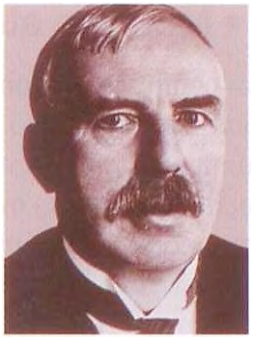
Experiências realizadas por Rutherford e seus colaboradores demonstraram que:

- a maior parte do átomo é espaço vazio;
- a carga positiva do átomo e, praticamente, toda a sua massa estão concentradas num «coração» central, chamado **núcleo**;
- em torno do núcleo movem-se os electrões como os planetas em volta do Sol.

Como tal, este modelo pode ser chamado de modelo planetário.

Modelo atómico nuclear de Rutherford (1911):



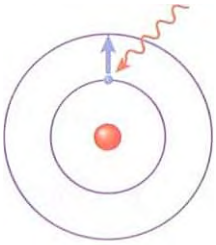


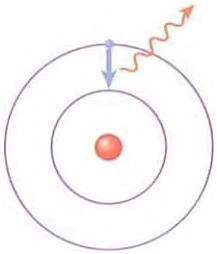
Ernest Rutherford (1871-1937).

Modelo de Bohr - Rutherford ou modelo de Bohr

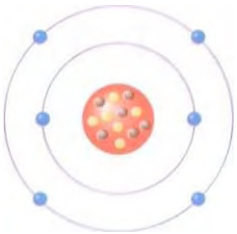
O cientista Niels Bohr, baseando-se no modelo de Rutherford, propôs algumas alterações, introduzindo o conceito de quantificação de energia. Considerou que:

- os electrões movem-se à volta do núcleo em trajectórias circulares bem definidas a que se chamam órbitas. A energia dos electrões em determinada órbita também é bem definida;
- enquanto um electrão percorre uma dada órbita não absorve nem emite energia;
- quando um electrão absorve energia transita para uma órbita mais externa;
- quando um electrão transita de uma órbita mais externa para outra mais interna emite energia.





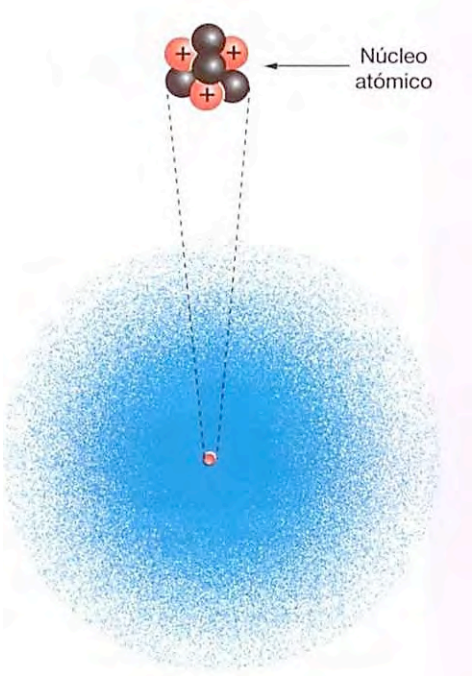
Átomo de carbono segundo o modelo de Bohr:



Niels Bohr (1885- -1962)

Modelo da nuvem electrónica

O modelo de Bohr foi muito útil, e ainda o é, na interpretação de muitos fenómenos.
No entanto, o próprio Bohr e outros cientistas consideraram o modelo incorrecto em alguns aspectos.
Os electrões não se movem de forma tão regular à volta do núcleo como os planetas à volta do Sol.
Os electrões movem-se a velocidades elevadíssimas em torno dos respectivos núcleos **sem trajectórias bem definidas.**
O conjunto de posições que os electrões tomam à volta do núcleo forma a chamada **nuvem electrónica.**
Em resumo:
O átomo é constituído por um núcleo central onde se encontram os protões e os neutrões. Á volta do núcleo movem-se os electrões, constituindo a nuvem electrónica.



Representação de um átomo de lítio segundo o modelo da nuvem electrónica.

- Átomo
  - Núcleo
    - Protões
    - Neutrões
  - Nuvem electrónica – electrões

A carga do núcleo (positiva), que é igual à carga de todos os protões, chama-se **carga nuclear.**
Como o átomo é electricamente neutro conclui-se que o número de electrões (cargas negativas) é igual ao número protões (cargas positivas).

Distribuição electrónica

Os átomos com mais do que um electrão chamam-se polielectrónicos.
Como se distribuem, nestes átomos, os electrões em torno do núcleo?
Bohr admitiu que estes electrões se distribuem por camadas ou níveis de energia.
Os níveis de energia são caracterizados por um número n, que pode tomar valores inteiros de 1 a 7.
Cada nível de energia também ode ser designado por camada K, L, M, N…
Assim temos:
Nível 1 - ou camada K
Nível 2 - ou camada L
Nível 3 - ou camada M
Num átomo os electrões distribuem-se por níveis de energia.
Há um número máximo de electrões por nível de energia.
Esse número máximo é dado por:

Nível de energia	N.º máximo de electrões por nível ($2n^2$)
1.º	2 (2×1^2)
2.º	8 (2×2^2)
3.º	18 (2×3^2)
...	32 (2×4^2)
...	...

$$2n^2$$

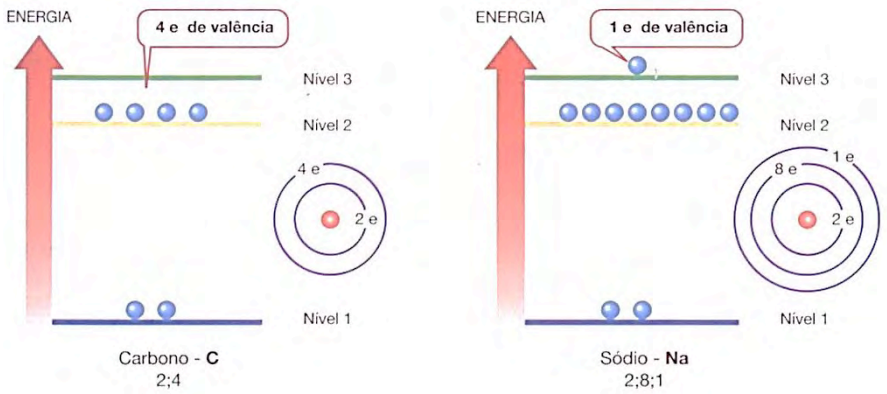
No entanto, se um dado nível for o último só pode conter no máximo oito electrões, excepto o primeiro nível de energia que só pode conter um ou dois electrões.

Consideremos um exemplo:
O átomo de sódio (Na) tem 11 electrões.
A sua distribuição electrónica é feita da seguinte maneira:

1.°nível - 2 electrões
2.°nível - 8 electrões
3.°nível - 1 electrão

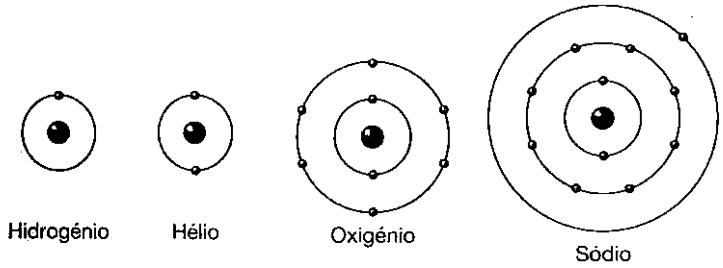
A representação da distribuição electrónica para o átomo de sódio pode ser: **2;8;1**.

Os electrões do último nível de energia de um átomo (nível mais externo) designam-se por **electrões de valência.** O núcleo e o conjunto dos electrões dos níveis mais interiores constituem o **cerne do átomo**.



Para o átomo de potássio, com 19 electrões, a distribuição electrónica será: **2;8;8;1**. Neste caso 18 electrões fazem parte do cerne do átomo e 1 é electrão de valência.

A estrutura de um átomo também pode ser representada esquematicamente. Os diferentes níveis de energia electrónicos são representados por circunferências com pontos que indicam os electrões.



Representação esquemática da estrutura electrónica de alguns átomos.

Átomo – n.º de electrões	Estrutura electrónica
Hidrogénio – 1	1
Hélio – 2	2
Lítio – 3	2;1
Oxigénio – 8	2;6
Flúor – 9	2;7
Néon – 10	2;8
Magnésio – 12	2;8;2
Cálcio – 20	2;8;8;2

Tabela I - Exemplos de estruturas electrónicas de alguns átomos

Questão

Para cada um dos átomos da *tabela I* indica o número de electrões de valência e o número de electrões do cerne.

Os electrões do nível de energia mais externo de um átomo são chamados **electrões de valência**. Estes electrões são especialmente importantes pois situam-se no nível mais energético do átomo e são responsáveis pelo modo como o átomo reage com outros.

Número atómico e número de massa

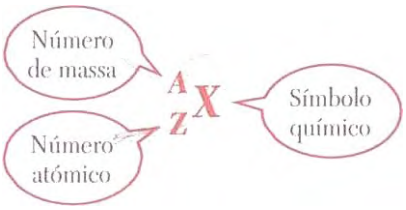
Já aprendeste que um átomo tem um número determinado de protões, neutrões e electrões que caracterizam e definem o próprio átomo em si.

Ao número de protões do núcleo chama-se **número atómico** e representa-se pela letra **Z**.

A soma do número de protões e de neutrões do núcleo chama-se número de massa e representa-se pela letra **A**.

Estes dois números são próprios de cada átomo.

Um átomo X pode representar-se do seguinte modo:



Nucleões *- partículas constituintes do núcleo (protões e neutrões).*
Z *- n.° de protões*
N *- n.° de neutrões*
A *- n.° de protões + n.° de neutrões*

A = Z + N

Consideremos o seguinte exemplo:

$^{35}_{17}Cl$

- Número atómico: **Z** = 17
- Número de massa: **A** = 35
- Número de protões: 17
- Número de neutrões: 35 -17= 18
- Número de electrões: 17
- Carga nuclear: +17

Elemento químico

Ao conjunto de átomos com o mesmo número atómico chama-se **elemento químico**, ou seja:

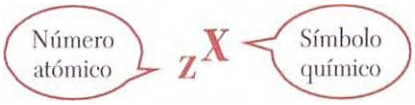
Átomos do mesmo elemento têm o mesmo número atómico (Z).

Exemplo:

- Os átomos de carbono têm o número atómico **6** e representam-se por $_{6}$**C**.
- Os átomos de oxigénio têm o número atómico **8** e representam-se por $_{8}$**O.**

Assim:

Um elemento químico representa-se através do símbolo químico respectivo acompanhado, em índice à esquerda, do seu número atómico.



Conhecendo o número atómico de um elemento, sabe-se:

- o número de protões dos seus átomos;
- a carga nuclear desses átomos;
- o número de electrões e a respectiva estrutura electrónica.

Exemplo: F (Z = 9)

- n.° de protões = 9;
- n.° de electrões = 9;
- carga nuclear = + 9;
- estrutura electrónica: 2;7

Aplico o que aprendi.

Preenche a tabela que se segue aplicando os conhecimentos adquiridos anteriormente.

Átomo	Número atómico	Número de massa	Número de protões	Número de neutrões	Distribuição electrónica
$^{14}_{7}N$					
$^{40}_{20}Ca$					
$^{A}_{Z}S$			16	16	
$^{A}_{Z}Cl$				18	2;8;7

Isótopos

Já referimos que os átomos do mesmo elemento têm o mesmo número atómico.

No entanto existem átomos de um mesmo elemento com números de massa diferentes. São os isótopos.

Por exemplo:

- Isótopos do elemento hidrogénio: $^{1}_{1}H$; $^{2}_{1}H$; $^{3}_{1}H$
- Isótopos do elemento oxigénio: $^{16}_{8}O$; $^{17}_{8}O$; $^{18}_{8}O$

Comparemos a composição de dois dos isótopos do oxigénio:

$^{16}_{8}O$; $^{18}_{8}O$

$^{16}_{8}O$ { 8 protões; 16 – 8 = **8 neutrões**; 8 electrões }

$^{17}_{8}O$ { 8 protões; 17 – 8 = **9 neutrões**; 8 electrões }

Os isótopos são átomos do mesmo elemento que diferem no número de neutrões.

Aplico o que aprendi.

1. Considera um conjunto de átomos que se representam simbolicamente por letras que não são os seus verdadeiros símbolos químicos.

   817A 1735B 612C 816D 614E 919F17 37G

1.1. Quais os conjuntos de átomos que são isótopos?

1.2. Quantos elementos diferentes estão representados?

Exercícios finais.

1. Às letras da coluna da esquerda associa os números correspondentes da coluna da direita.

I	II
A. Modelo planetário	**1.** Modelo de Dalton
B. Pequena esfera maciça e indivisível.	**2.** Modelo de Thomson
C. Admite órbitas circulares para os electrões.	**3.** Modelo de Rutherford
D. Esfera de carga positiva com os electrões nela incrustados.	**4.** Modelo de Bohr
	5. Modelo da nuvem electrónica

2. Completa as frases seguintes sobre a estrutura dos átomos.

A. As partículas subatómicas de massa praticamente igual são os _____ e os _____ .

B. Os _____ têm carga eléctrica simétrica dos _____ .

C. As partículas subatómicas sem carga eléctrica são os_____ .

D. A carga nuclear é sempre um número inteiro múltiplo da carga eléctrica do _____ .

E. A massa do _____ é cerca de 1840 vezes inferior à do protão.

F. A parte do átomo onde está concentrada a sua massa é o_____ .

3. Cada átomo de silício (Si) possui 14 electrões.

3.1. Faz a distribuição desses electrões pelos níveis de energia.

3.2. Quantos electrões ocupam o nível de maior energia?

3.3. Quantos electrões de valência possui este átomo?

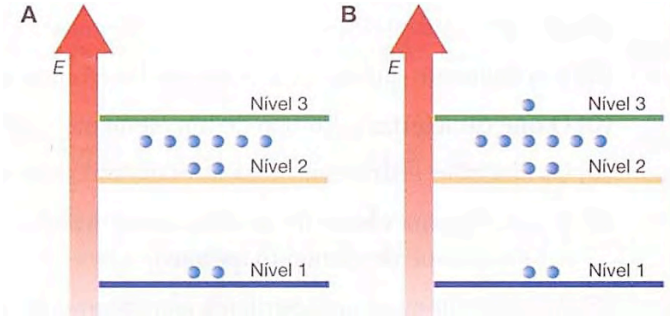
3.4. Completa a frase de modo a obteres uma proposição correcta.

"O número de protões desses átomos é _____e a sua carga nuclear é _____ ."

4. Considera o átomo de sódio com o número atómico 11 e os dois diagramas de energia A e B.

4.1. Escreve simbolicamente a estrutura electrónica destes átomos.

4.2. Qual dos diagramas dirá respeito ao átomo de sódio? E ao catião sódio? Justifica a tua resposta.



5. Um elemento Y possui um número de massa (A) igual a 27 e 13 e o seu número atómico (Z). Assim, o átomo é constituído por:

A. 13 protões; 13 neutrões; 13 electrões.

B. 13 protões; 14 neutrões; 14 electrões.

C. 13 protões; 14 neutrões; 13 electrões.

Escolhe a opção correcta.

6. Completa o quadro, utilizando os teus conhecimentos sobre a estrutura atómica da matéria.

Elemento	Símbolo	N.° de protões	N.° de electrões	N.° de neutrões	N.° de massa	Carga nuclear	Estrutura electrónica
Berílio				4			2;2
Azoto		7		8			
	Al				27	+ 13	
	S				32		2;8;6
Cloro		17		18			

7. Um determinado átomo de ferro possui 56 nucleões. Sabendo que contém mais quatro neutrões que protões, representa simbolicamente este átomo, com os respectivos número de massa e número atómico.

8. Associa às letras A e B, o número correspondente:

A. Um dado elemento caracteriza-se pelo seu...
B. Um dado isótopo caracteriza-se pelo seu...

1. n.° de massa
2. n.° atómico
3. n.° atómico + n.° de massa

9. As frases seguintes estão erradas. Corrige-as.

A. Quantos mais protões tiver o núcleo, menor será a sua carga nuclear.
B. Um elemento químico é o conjunto dos átomos com o mesmo número de massa.
C. O que caracteriza o isótopo de um elemento químico é o seu número atómico.
D. Os electrões distribuem-se aleatoriamente pelos diferentes níveis de energia.
E. A uma mesma classe de átomos caracterizados por um mesmo número de nucleões damos o nome-de elemento químico.
F. Porque o átomo é uma partícula electricamente neutra, o número de protões é igual ao número de neutrões.

10. O quadro seguinte mostra-nos o número de protões e de neutrões de átomos que estão representados, respectivamente, pelas letras de A a E.

Átomos	N.° de neutrões	N.° de protões
A	20	16
B	18	18
C	22	18
D	20	20
E	22	20

10.1. Indica o número de massa de cada um deles.

Átomos	A	B	C	D	E
N.° de massa					

10.2. Representa simbolicamente cada um dos átomos.
10.3. Quantos elementos estão representados?
10.4. Indica os respectivos isótopos.

11. Das frases seguintes, só uma está correcta. Indica-a.

A. Os catiões são iões de carga eléctrica positiva e formam-se a partir dos átomos respectivos por captação de protões.
B. Um catião de carga eléctrica +1 (X^+) possui um electrão a mais que o átomo de onde provém.
C. Um anião de carga eléctrica -2 (X^{2-}) tem o mesmo número de protões e dois electrões a mais que o átomo que o originou.
D. O anião X^- e o átomo X diferem no número de massa.
E. Quer os aniões, quer os catiões, possuem cargas nucleares diferentes das dos átomos que os originam.

LIGAÇÃO QUÍMICA

Duas questões se colocam aos químicos em relação à ligação entre os átomos.
Porque é que os átomos se ligam?

- Como é que os átomos se ligam?

A resposta à primeira questão está implícita num princípio geral chamado **princípio de energia mínima**, ou seja, os átomos ligam-se para, no seu conjunto, ficarem com menos energia - com **mais estabilidade**.

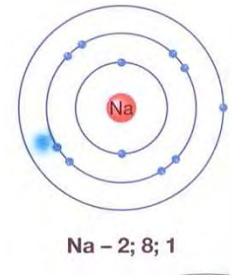
G.N. Lewis (1857 - 1946).

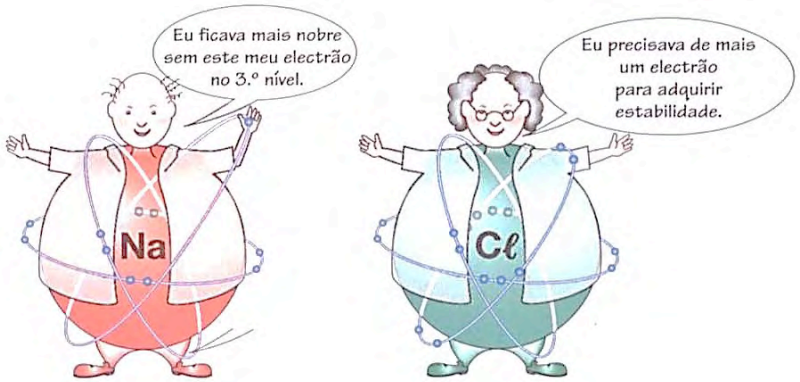
O sistema formado por dois átomos ligados é sempre menos energético que o sistema formado por esses átomos separados.
Quando é que os átomos adquirem o estado de menor energia e, consequentemente, maior estabilidade?
O químico G.N. Lewis verificou que os átomos dos gases nobres, muito estáveis, têm a camada exterior com 8 electrões ou 2 electrões, no caso do hélio.
Então, considerou que a tendência geral dos átomos dos outros elementos seria a de adquirirem tal configuração electrónica, ou seja:

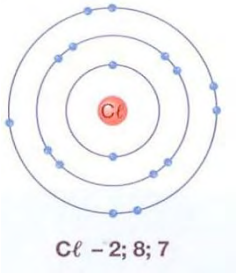
Os átomos têm tendência a ficar com a configuração electrónica do gás nobre mais próximo, isto é, com o seu último nível de energia completo.

Ligação iónica

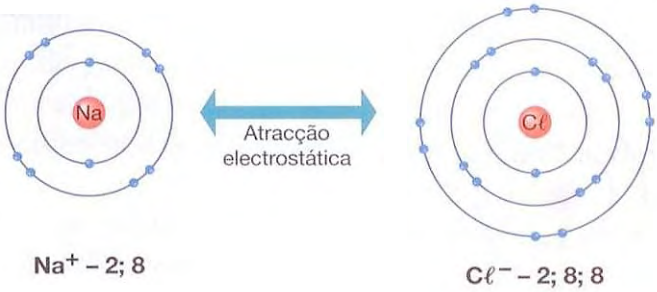
Consideremos os átomos de sódio e de cloro e as respectivas configurações electrónicas.



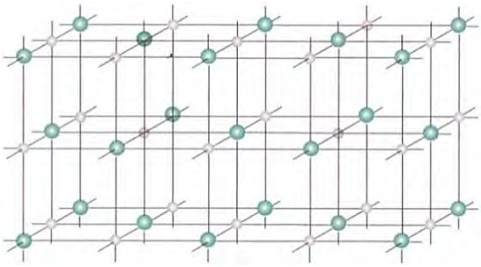




Os iões ficam ligados entre si por uma força de atracção de natureza electrostática. **Este tipo de ligação em que há transferência de electrões entre átomos chama-se ligação iónica.**



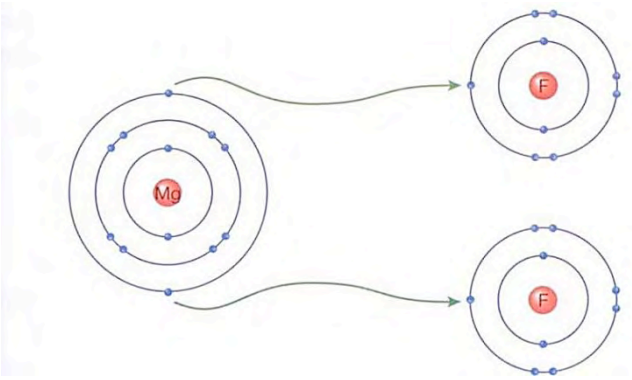
Nos compostos iónicos existe uma estrutura gigante com milhões e milhões de iões positivos e de iões negativos dispostos ordenadamente na forma de um cristal.



Consideremos outro exemplo:

Ligação entre átomos de magnésio e de flúor

Iões constituintes: **Mg^{2+} ; $2F^{-}$** Fórmula química: **MgF_2**



Propriedades das substâncias iónicas

Os compostos iónicos apresentam as seguintes características:

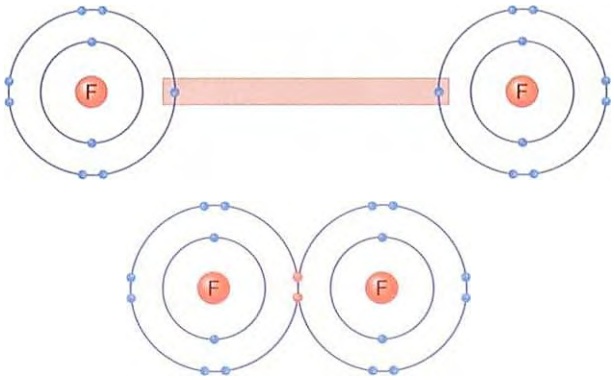
- Os iões combinam-se em tais proporções que a carga total do com posto formado é nulo.
- no estado sólido são maus condutores da corrente eléctrica;
- têm ligações fortes entre os iões;
- quando fundidos ou em solução aquosa conduzem a corrente eléctrica, porque os iões se separam, adquirindo mobilidade;
- são duros e não se deformam;
- são quebradiços.

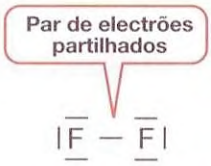
Num sólido a corrente eléctrica resulta do movimento ordenado de electrões.
Num líquido a corrente eléctrica resulta do movimento ordenado de iões.

Ligação covalente

Nos exemplos anteriores foi fácil aos átomos "entenderem-se". Como uns precisavam de perder electrões e outros precisavam de ganhar electrões para atingirem a configuração electrónica de gás nobre, ou seja a estabilidade, houve então uma transferência de electrões entre os átomos.
Mas o que acontece quando ambos os átomos precisam de captar electrões para ficarem estáveis?
Consideremos dois átomos de flúor:

Fórmula química: **F_2**





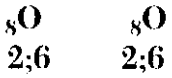
Fórmula de estrutura

Os átomos ligam-se, assim, partilhando um par de electrões.
A esta ligação por **partilha de electrões** chama-se **ligação covalente**.
Neste caso os dois átomos **partilham um par de electrões**. A esta ligação chama-se **ligação covalente simples.**

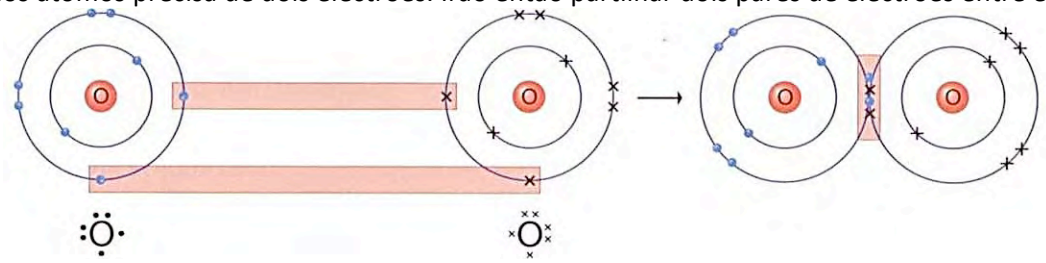
Na representação de Lewis representam-se os electrões da última camada por cruzes e pontos.
Exemplo:

Ao par de electrões partilhados pelos dois átomos chama- -se duplete.
Cada par de electrões também pode ser representado por um traço. A fórmula assim escrita chama-se fórmula de estrutura.

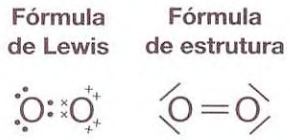
Consideremos agora o caso de dois átomos de oxigénio (O) para formar a molécula de oxigénio (O_2).



Cada um dos átomos precisa de dois electrões. Irão então partilhar dois pares de electrões entre eles.

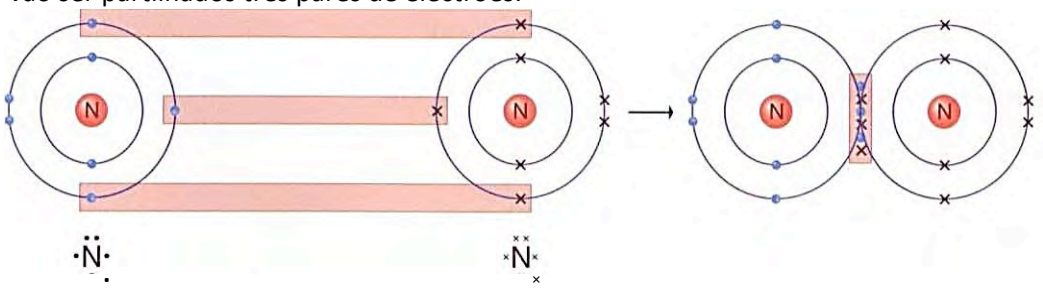


Quando existem **dois pares de electrões partilhados** pelos dois átomos, a ligação chama-se **ligação covalente dupla.**

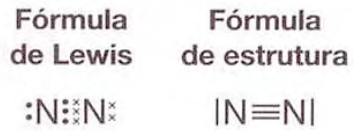


Vejamos agora a formação da molécula de azoto (N_2).

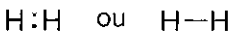
Neste caso vão ser partilhados três pares de electrões.



Quando entre dois átomos são partilhados **três pares de electrões**, a ligação chama-se **ligação covalente tripla**.
A ligação covalente tripla é mais forte que a ligação covalente dupla e esta é mais forte que a ligação covalente simples. Quanto mais forte for a ligação, mais próximos estarão os átomos ligados e mais difícil será separá-los.

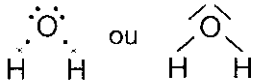


Os átomos de hidrogénio são especiais. Como só têm um electrão, só podem formar ligações covalentes simples. Na substância elementar hidrogénio (H_2):



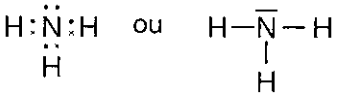
1 ligação covalente simples.

Na substância composta água (H_2O):



2 ligações covalentes simples.

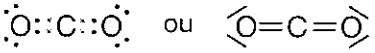
Na substância composta amoníaco (NH_3):



3 ligações covalentes simples.

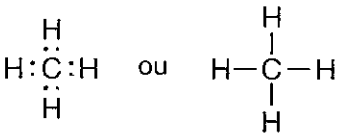
Outro exemplo:

Na molécula de dióxido de carbono (CO_2):



2 ligações covalentes duplas.

Na substância composta metano (CH_4):



4 ligações covalentes simples.

Ligações covalentes polares e apolares

Há muitas moléculas cujos átomos se ligam através de ligações covalentes simples. No entanto, esta ligação química pode ocorrer entre átomos iguais ou diferentes

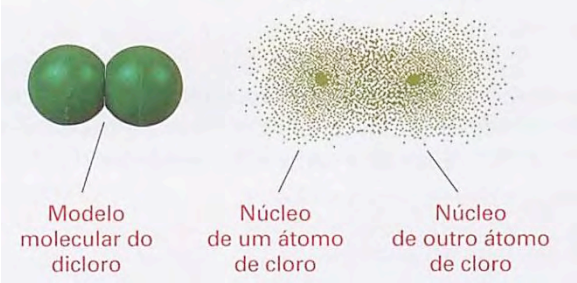
Por exemplo, o dicloro é um gás à temperatura ambiente.

É constituído por moléculas diatómicas.

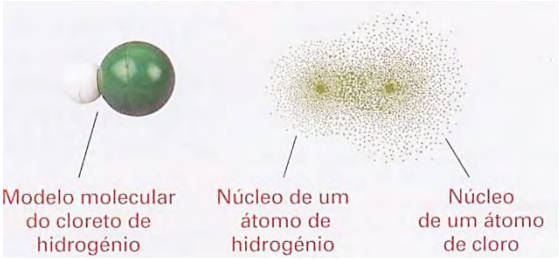
O cloreto de hidrogénio é uma substância gasosa, cujas moléculas são formadas por um átomo de hidrogénio e um átomo de cloro.

As nuvens electrónicas destas moléculas podem visualizar-se, como se indica nas figuras seguintes:

Molécula do dicloro – Cl_2



Molécula do cloreto de hidrogénio - HCl



A nuvem electrónica na molécula do dicloro está uniformemente distribuída pelos núcleos dos dois átomos ligados.

Os dois electrões da ligação são igualmente partilhados pelos núcleos dos átomos ligados.

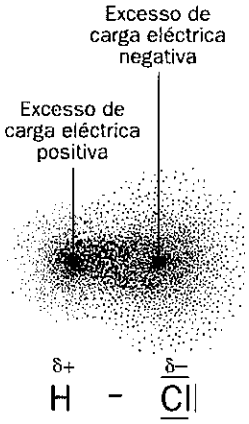
Esta **ligação covalente** diz-se **apolar**.

A nuvem electrónica na molécula do cloreto de hidrogénio está mais deslocada para o núcleo do átomo de cloro.

Contrariamente, a nuvem electrónica em torno do núcleo do átomo de hidrogénio é menos densa. Diz-se que há um excesso de carga eléctrica negativa junto ao átomo de cloro.

Por outro lado, há uma deficiência de carga eléctrica negativa no átomo de hidrogénio.

A molécula de cloreto de hidrogénio diz-se **polar**.

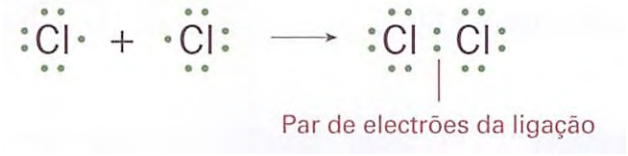


Formam-se pólos eléctricos. O excesso ou a deficiência de carga eléctrica representa-se pela letra grega δ. Indica-se por cima do símbolo químico do elemento.

Esta **ligação covalente** diz-se **polar**.
Podes perceber a ligação covalente simples destas moléculas se pensares nos electrões de valência de cada um dos átomos.

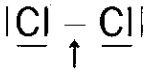
Formação da molécula de dicloro

O átomo de cloro tem 7 electrões de valência. Representa-se em notação de Lewis por:
Cada átomo de cloro pode "alojar" mais um electrão de modo a adquirir uma estrutura electrónica mais estável. Ou seja, oito electrões no último nível, como o gás nobre árgon.
Por isso, quando dois átomos de cloro se aproximam, vai haver partilha de um par de electrões, provenientes de cada átomo.
Forma-se a molécula de dicloro.



Cada átomo de cloro está rodeado por oito electrões o que corresponde a uma estrutura electrónica estável.

Pode representar-se, simbolicamente, a ligação química na molécula de dicloro. Nesta representação os electrões de valência indicam-se por meio de um traço que corresponde a um par de electrões.

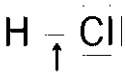


Formação da molécula de cloreto de hidrogénio

O átomo de hidrogénio tem um electrão de valência.
Representa-se em notação de Lewis por: **H·**
Necessita de mais um electrão para adquirir uma estrutura electrónica mais estável - a do gás nobre hélio.
O átomo de cloro tem sete electrões de valência:
Pode adquirir mais um electrão.

Quando um átomo de hidrogénio se aproxima de um átomo de cloro, ocorre a partilha de um par de electrões provenientes de cada átomo:

A ligação química na molécula de cloreto de hidrogénio representa-se por:



Aplico o que aprendi.

1. Considera as seguintes fórmulas moleculares:

   F_2 HF CO_2 N_2 PH_3

   Indica para cada uma das moléculas, o tipo de ligação química que ocorre entre os respectivos átomos.

   Z(H)=1 Z(C)=6 Z(O)=8 Z(N)=7 Z(F)=9 Z(P)=15

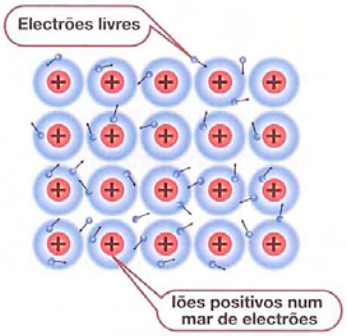
2. Representa, em notação de Lewis, as ligações químicas nas seguintes substâncias:

   A – F_2 **B** – HF **C** – HN_3

Ligação metálica

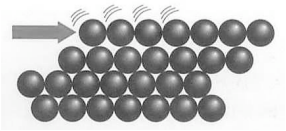
Os átomos dos metais que têm poucos electrões no último nível de energia estão fracamente ligados ao núcleo. Por essa razão os átomos dos metais perdem esses electrões de valência com facilidade originando iões positivos ou catiões.
No metal esses electrões livres vão-se movendo entre os átomos, estando sob a acção simultânea de vários núcleos.
São as forças atractivas entre os electrões livres e os iões da estrutura metálica que «obrigam» os átomos dos metais a manterem-se unidos.

Assim, costuma dizer-se que **um metal é constituído por iões positivos mergulhados num mar de electrões.**



Por terem electrões livres, os metais conduzem a corrente eléctrica.

Outra característica importante da estrutura metálica é a possibilidade das camadas de átomos deslizarem umas sobre as outras. Por isso os metais são dúcteis e maleáveis.



Representação esquemática da capacidade de deslizamento das camadas de átomos metálicos.

Exercícios finais.

1. Entre os elementos mais abundantes na Natureza contam-se o oxigénio ($_8O$), o magnésio ($_{12}Mg$) e o sódio ($_{11}Na$). Os átomos destes elementos formam os seguintes iões: O^{2-}, Mg^{2+} e Na^{+}.

1.1. Escreve as fórmulas químicas do óxido de sódio e do óxido de magnésio.

1.2. Que tipo de ligação existe nestas substâncias?

1.3. De entre as frases seguintes, referentes a estes compostos, identifica as verdadeiras:

A. Reagindo com a água originam soluções básicas.

B. São bons condutores da electricidade no estado sólido.

C. No óxido de sódio, os iões encontram-se, na rede cristalina, na proporção de 1:1.

D. Na ligação existente no óxido de magnésio houve transferência de electrões.

2. O iodeto de potássio fundido conduz a corrente eléctrica.

2.1. A condutibilidade eléctrica do iodeto de potássio fundido deve-se...

A. ao facto desta substância ser iónica.

B. à mobilidade dos iões K^{+} e I^{-}.

C. à ordem como os iões se dispõem na rede cristalina.

Escolhe a frase incorrecta.

2.2. Durante a fusão do iodeto de potássio...

A. ... os iões separam-se.

B. ... os iões adquirem mobilidade.

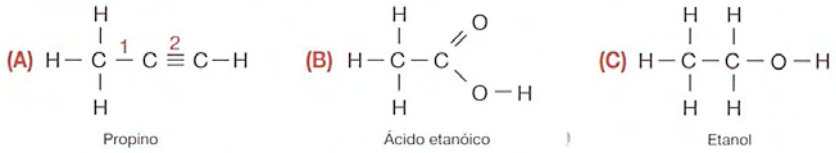
C. ... não há alteração da estrutura ordenada do cristal.

Escolhe a frase incorrecta.

3. O elemento químico metálico A combina-se com o oxigénio formando o composto de fórmula química A_2O_3. O elemento A poderá ser:

(A) $_7N$; **(B)** $_{12}Mg$; **(C)** $_{13}Al$; **(D)** $_{17}Cl$; **(E)** $_{20}Ca$.

4. Em baixo estão representadas as fórmulas de três substâncias: o propino (C_3H_4), o ácido etanóico ($C_2H_4O_2$) e o álcool etílico ou etanol (C_2H_6O).



4.1. Completa o quadro seguinte:

Substância	N.° de ligações covalentes simples por molécula	N.° de ligações covalentes duplas por molécula	N.° de ligações covalentes triplas por molécula
Propino			
Ácido etanóico			
Etanol			

4.2. Considera agora as ligações covalentes 1 e 2 assinaladas na fórmula de estrutura do propino (A).

a) Qual destas ligações é mais forte?

b) Qual das ligações apresenta maior comprimento?

c) Quantos electrões são partilhados na ligação 1 ?

5. Na molécula do azoto, N_2, os átomos estão ligados por uma ligação covalente tripla.

a) Quantos electrões são partilhados?

b) Escreve a fórmula de estrutura do azoto.

6. A molécula de oxigénio (O_2) forma-se por partilha de quatro electrões, pelos seus dois átomos.

6.1. Que nome se dá à ligação estabelecida pelos dois átomos de oxigénio?

6.2. Das frases que se seguem, identifica a frase correcta.

A. A ligação entre os átomos de oxigénio é uma ligação covalente tripla.

B. Os electrões partilhados na ligação provêm da camada mais externa de cada um dos átomos.

C. Os electrões partilhados pelos átomos de oxigénio são dois.

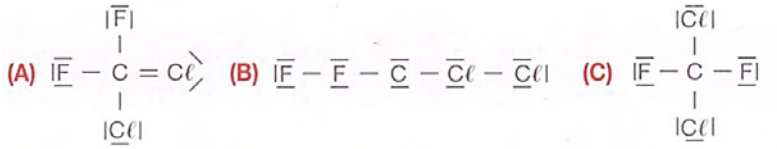
D. A energia dos átomos de oxigénio separados é inferior à energia dos átomos da molécula de oxigénio.

6.3. Representa, através da fórmula de estrutura, a molécula de O_2.

7. Um dos gases mais poluentes da nossa atmosfera é o diflúor-dicloro-metano, um dos chamados «clorofluorcarbonetos», causadores da destruição da camada de ozono da atmosfera terrestre.

Cada molécula deste gás é formada por um átomo de carbono que se liga a dois átomos de flúor e ainda a dois átomos de cloro, por ligações covalentes simples.

7.1. Qual é a fórmula química deste gás?



7.2. Das representações seguintes, quais são as que correspondem à sua fórmula de estrutura?

8. O cianeto de hidrogénio, de fórmula química HCN, é um gás extremamente tóxico, em cujas moléculas o átomo de carbono se liga por uma ligação covalente simples ao átomo de hidrogénio e por uma ligação covalente tripla ao átomo de azoto.

8.1. Representa esta molécula pela sua fórmula de estrutura.

8.2. Quantos electrões são partilhados entre o átomo de carbono e o átomo de azoto?

9. O alumínio é, tal como o ferro e o cobre, um metal.

9.1. Escolhe a hipótese que completa correctamente a seguinte frase: «Os metais são sólidos...

A. ... moleculares»;

B. ... atómicos»;

C. ... iónicos».

9.2. As unidades estruturais que se repetem na rede metálica mantêm-se unidas devido:

A. à partilha de pares electrónicos;

B. às forças electrostáticas motivadas pela existência de iões com carga de sinal contrário.

C. às forças electrostáticas motivadas pela existência de electrões livres.

9.3. Porque razão os metais são bons condutores eléctricos?

10. Considera os átomos seguintes:

$$_{9}F\ ;\ _{16}S\ ;\ _{11}Na\ ;\ _{20}Ca$$

10.1. Escreve as respectivas configurações electrónicas.

10.2. Que tipo de ligação se estabelece na substância formada por flúor e cálcio. Escreve a respectiva fórmula química.

10.3. Que tipo de ligação existe na substância elementar flúor?

10.4. Representa esta substância pela respectiva fórmula de Lewis.

10.5. Qual a ligação existente na substância elementar sódio?

11. Considera as configurações electrónicas de valência dos átomos que se seguem, representados por letras que não correspondem aos verdadeiros símbolos.

A. 2;5

B. 2;8;2

C. 2;8;4

D. 2;6

E. 2;8;8;1

Qual o tipo de ligação que prevês que se forme entre os átomos?

A. A e B;

B. D e D;

C. A e A;

D. E e E.

COMO CARACTERIZAR UMA PORÇÃO DE SUBSTÂNCIA

As massas dos átomos são muitíssimo pequenas. Por isso, houve necessidade de definir uma unidade à escala atómica para exprimir as massas dos átomos e das moléculas, chamada unidade de massa atómica, m_u.

A unidade de massa atómica (1 m_u = 1,6605 x 10 27 kg) é definida como a duodécima parte da massa do átomo de carbono-12 (massa próxima da massa de um átomo de hidrogénio). A massa atómica do isótopo carbono-12 é, assim, exactamente 12 m_u !

Por exemplo, quando se diz que a massa atómica do oxigénio é 15,999 m_u, significa que a massa média dos átomos de oxigénio (média ponderada das massas dos isótopos naturais do oxigénio) é 15,999 vezes superior à duodécima parte da massa do átomo de carbono-12. A massa atómica relativa do oxigénio, Ar(O), é igual a 15,999 .

Amedeo Avogadro (1776-1856)

Sendo as massas atómicas relativas do hidrogénio, do oxigénio e do carbono, respectivamente, 1,008, 15,999 e 12,011, verificou-se que em 1,008 g de hidrogénio, em 15,999 g de oxigénio e em 12,011 g de carbono existia o mesmo número de átomos, que é 6,022 x 10^{23}.

De modo análogo, para qualquer elemento da massa atómica relativa Ar, em A gramas desse elemento existem 6,022 x 10^{23} átomos.

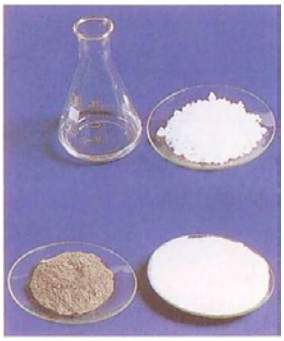
Como os químicos, no estudo das reacções, utilizam quantidades de substância à escala macroscópica, que pesam em balanças, as massas dos átomos e moléculas individuais eram demasiado pequenas. Foi por isso que decidiram usar conjuntos de átomos e moléculas com 6,022 x 10^{23} partículas pois, assim, as massas destes conjuntos eram iguais às massas atómicas e moleculares expressas em gramas. Assim, nasceu a mole, unidade de quantidade de matéria (ou substância) no SI.

Mole é, então, a quantidade de substância (ou de matéria) que contém 6,022 x 10^{23} unidades estruturais (átomos, moléculas, iões, electrões ou outras partículas).

Este valor, 6,022 x 10^{23} mol^{-1}, denomina-se constante de Avogadro, em honra do cientista italiano Amedeo Avogadro e representa-se por N_A .

Quantidade de substância ⟶ $n = \frac{m}{M}$ ⟵ massa de substância ⟵ massa de 1 mol da substância

Aplico o que aprendi.



Uma mole de H20 : 18,01 g ;
Uma mole de NaCl : 58,44 g ;
Uma mole de Zn : 65,37 g ;
Uma mole de $C_6H_{12}0_6$: 180,16 g

A massa de uma mole de átomos de zinco é 65,37 g . Quantos átomos há em 2,63 g de zinco?

Como a massa molecular relativa do hidrogénio, H_2 , é 2,016 , a massa de uma mole de moléculas de H_2 (6,022 x 10^{23} moléculas) é 2,016 g . Esta massa denomina-se massa molar do di-hidrogénio, pois é a massa de uma mole de moléculas de H_2.

*Assim, as **massas molares** exprimem-se pelos mesmos números (à parte as unidades) que as massas moleculares relativas e as massas atómicas relativas*

Para substâncias no estado gasoso é usual lidar-se com volumes em vez de massas.

Denomina-se volume molar de uma substância o volume ocupado por uma mole dessa substância.

Na tabela seguinte indicam-se os volumes molares de várias substâncias em condições "normais", isto é, à temperatura de 0 °C e à pressão de uma atmosfera (PTN). Como se pode verificar, o volume molar de sólidos e líquidos é característico de cada um deles, enquanto que o valor do volume molar (PTN) dos gases é sempre o mesmo, próximo de 22,4 L .

Volumes molares de várias substâncias em condições "normais" de pressão e temperatura (PTN)

Substância	Massa molar	Volume molar (PTN)	Estado (PTN)
NaCl(s)	58,453 g	27,0 mL	sólido
Fe(s)	55,800 g	7,1 mL	sólido
H_20(l)	18,014 g	18,0 mL	líquido
o_2(g)	31,999 g	22,4 L	gás
H_2(g)	2,016 g	22,4 L	gás
NH_3(g)	17,023 g	22,4 L	gás

Nas mesmas condições de pressão e temperatura, uma mole de qualquer gás ocupa o mesmo volume.
Se estas condições forem as condições PTN, o volume ocupado é próximo de 22,4 L .

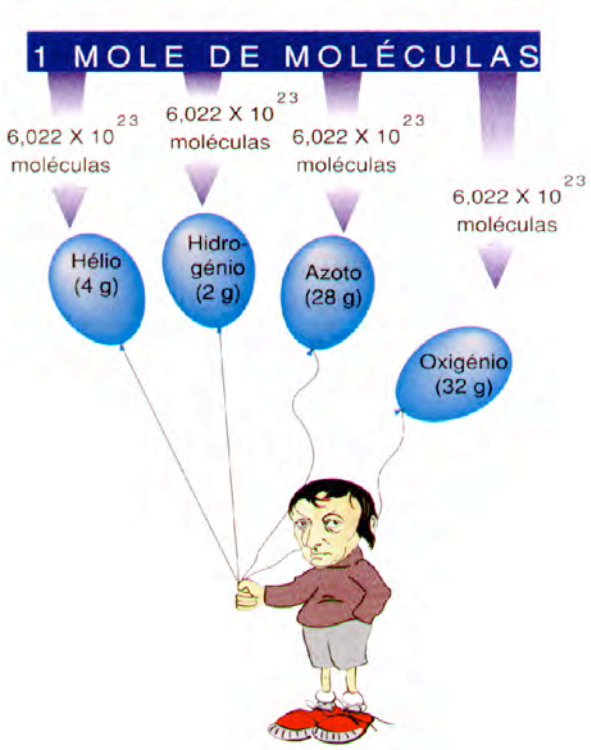
Todos os balões contêm o mesmo volume: 22,4 L (PTN)

Uma mole de moléculas de hidrogénio (6,022 x 1023 moléculas, 2,016 g).

Uma mole de moléculas de hélio (6,022 x 1023 moléculas, 4,003 g).

Uma mole de moléculas de oxigénio (6,022 x 1023 moléculas, 32,00 g).

Uma mole de moléculas de azoto (6,022 x 1023 moléculas, 28,01 g).



Exercícios finais.

Dados :
Massa atómica relativa:
Ar(Zn) = 65,4 Ar(C)= 12 Ar(Cl) = 35,5 Ar(N) = 14 Ar(Na)=23 Ar(Fe)=55, Ar(Mg)=24 Ar(Al)=27
Ar(Ca)=40 Ar(S) = 32 Ar(H) = 1Ar(Pb) = 207 Ar(O) = 16

1. Calcula a massa de:
- **1.1.** 0,20 mol de zinco.
- **1.2.** 3,01x1023 moléculas de cloro.
- **1.3.** 2 mol de cloreto de sódio.

2. Determina a quantidade de substância (n.º de mol) existente em:
- **2.1.** 1,44 g de magnésio.
- **2.2.** 0,20 g de hidrogénio gasoso.
- **2.3.** 88 g de dióxido de carbono.

3. Determina o n.º de partículas que existem em:
- **3.1.** 2,80 g de gás azoto.
- **3.2.** 170 g de amoníaco.
- **3.3.** 36 g de água.

4. Determina a quantidade de substância correspondente a 6,02 x 10^{22} moléculas de água.

5. Qual a massa de ferro que contem o mesmo número de átomos que 2,7 g de alumínio?

6. Quantos átomos de hidrogénio existem em 24,5 g de ácido sulfúrico (sulfato de hidrogénio) ?

7. Considera o composto hidrogenosulfato de cálcio. Determina :

7.1. A massa molar do composto.

7.2. A quantidade de substância (n º de moles) existentes em 0.5 Kg do composto.

7.3. O número de partículas existentes na quantidade de composto da alínea anterior.

8. O sulfureto de hidrogénio é um gás à temperatura ambiente. Determina :

8.1. A massa molar do composto.

8.2. O volume (PTN) ocupado por 3,4 g do gás.

9. A massa de 1,5 dm^3 de um determinado gás é 2,95g, nas condições PTN. Calcula o valor da massa molar desse gás.

10. Qual a quantidade de substância existente em 2,24 dm^3 de dióxido de carbono em condições P.T.N. ?

11. Determina a massa de 20 L de oxigénio em condições P.T.N.

12. Considere as substâncias gasosas amoníaco, NH_3, e metano, CH_4.

12.1. Classifique as afirmações seguintes em verdadeiras ou falsas.

Relativamente a 1 mol de amoníaco e 1 mol de metano pode afirmar-se que:

A. contêm o mesmo número de moléculas.

B. contêm o mesmo número de átomos.

C. têm a mesma massa.

D. ocupam o mesmo volume à temperatura de 25 °C e à pressão de 1,0 atm .

12.2. Considere 2,0 mol de gás metano em condições PTN. Calcule:

a) A massa e o volume de metano.

b) O número de átomos de H existentes na amostra.

c) A quantidade de amoníaco que contém o mesmo número de átomos de hidrogénio que esta amostra de metano.

13. Considere uma amostra de 88,0 g de dióxido de carbono, CO_2.

13.1. Calcule o volume, nas condições PTN, dessa amostra.

13.2. Calcule o número de átomos de oxigénio existentes nessa amostra.

14. Complete a seguinte afirmação:

"Em 126,0 g de HNO_3 existem_____moles de HNO_3, _____moléculas de HNO_3, átomos de oxigénio e_____átomos de azoto."

15. Calcule a quantidade de água que corresponde a um bilião (10^{12}) de átomos de hidrogénio. Qual a massa correspondente?

16. Entre as seguintes afirmações, seleccione as duas alternativas correctas.

A. A quantidade de substância existente em 2,00 g de hidrogénio (H_2) é metade da existente em 4,00 g de hélio (He).

B. O número de átomos existente em 4,00 g de hidrogénio (H_2) é igual ao existente em 4,00 g de hélio (He).

C. O número de átomos existente em 0,5 mol de amoníaco (NH_3) é igual ao existente em 0,5 mol de metano (CH_4).

D. Nas mesmas condições de pressão e temperatura, o volume ocupado por 2,00 g de hidrogénio é igual ao ocupado por 4,00 g de hélio e por 32,00 g de oxigénio.

E. Nas mesmas condições de pressão e temperatura, o volume de uma dada quantidade de gás considerado ideal é independente da respectiva massa molar.

F. O número de átomos de oxigénio existentes numa mole de moléculas de O_2 é igual a $6{,}022 \times 10^{23}$.

UNIDADE 2 – A TABELA PERIÓDICA

É enorme a diversidade de materiais existentes na Terra, quer naturais quer sintetizados pelo Homem, os químicos sentiram necessidade de encontrar um modo de os "arrumar" de acordo com as suas propriedades, tal como os livros numa biblioteca estão colocados nas prateleiras com uma certa organização. Tudo começou com a organização dos elementos químicos numa Tabela Periódica, cuja construção foi sendo completada ao longo dos anos.

A TABELA PERIÓDICA – BREVE HISTÓRIA SOBRE A SUA EVOLUÇÃO

No período Neolítico, quando o homem já dominava as técnicas do fogo, terá acidentalmente ateado fogueiras sobre rochas ricas em estanho, que acabava por fundir. Também descobriu acidentalmente o cobre, que tal como o estanho, apresenta uma temperatura de fusão relativamente baixa. O ferro terá surgido apenas por volta do ano 1500 a.C., apesar de ser mais abundante na natureza do que o cobre e o estanho.

Há 2000 anos, Aristóteles, um filósofo da Grécia antiga, acreditava que todas as substâncias eram compostas por 4 elementos: Terra, Fogo, Água e Ar.

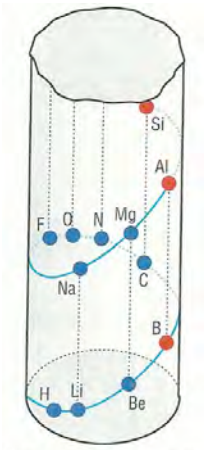
A primeira descoberta científica de um elemento químico, ocorreu em 1669, quando o alquimista Henning Brand descobriu o fósforo. O primeiro elemento químico a ser descoberto foi o ponto de partida para a construção da Tabela Periódica.

Como o número de elementos químicos conhecidos já era bastante grande (actualmente conhecem-se 116 elementos), surgiu a necessidade de os organizar de acordo com determinadas características. Inicialmente, surgiram diversas propostas para a organização dos elementos químicos, tendo em conta algumas dessas características.

- A primeira tentativa foi elaborada por John Dalton no inicio do sec. XIX. Simplesmente ordenada por ordem crescente de massa atómica. Muitas das massas atómicas adoptadas por Dalton, estavam longe dos valores actuais, devido a ocorrência de erros. Esses erros foram sendo corrigidos por outros cientistas, ao longo dos tempos.
- Por volta de 1830, Johann Dobereiner (1780 – 1849), químico alemão, apercebeu-se da existência de grupos de elementos que, organizados por ordem crescente de massas atómicas, apresentavam propriedades químicas semelhantes. Formou, assim, grupos de três elementos que ficaram conhecidos por tríadas de Dobereiner. A descoberta das tríadas encorajou outros químicos na busca de novas famílias.

Tríadas de Dobereiner – hoje correspondem aos metais alcalinos, halogéneos e metais alcalino-terrosos.

- Em 1862, Alexandre Chancourtois (1820 – 1886) organizou também os elementos por ordem crescente de massas atómicas, colocando-os sobre uma linha helicoidal que recobria uma superfície cilíndrica formando como que um caracol - o caracol de Chancourtois.



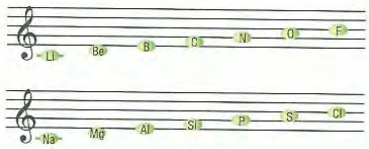
Caracol de Chancourtois

- Em 1864, John Newlands (1838 – 1898), químico inglês, organizou os elementos também por ordem crescente de massas atómicas, de tal modo que os elementos com propriedades semelhantes repetiam-se em intervalos de oito, isto é, o oitavo elemento era semelhante ao primeiro, o nono era semelhante ao segundo e assim por diante. Esta disposição dos elementos ficou conhecida por lei das oitavas. Newlands designou a sua lei por "lei das oitavas" ao verificar, curiosamente, que a regularidade encontrada nas propriedades dos elementos se assemelhava às oitavas da escala musical.

Lei das oitavas de Newlands

Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Cr	Ti			

Massas atómicas crescentes →



Apesar das regularidades observadas, esta disposição dos elementos apresentava incorrecções, pois, no mesmo grupo, encontravam-se elementos com propriedades químicas diferentes, tal como acontecia com o oxigénio, o enxofre e o ferro. Daí as ideias de Newlands terem sido alvo de críticas e rejeitadas.

- Um químico russo, Mendeleieve (1834 – 1907), partindo do pressuposto que deveria existir uma lei fundamental que dê conta das diferenças e semelhanças entre todos os elementos, resolveu organizar os cerca de 60 elementos, até então conhecidos, em linhas e colunas, segundo a ordem crescente das suas massas atómicas relativas. A pouco e pouco o seu quadro tomou forma. Nele ficaram espaços "vazios" destinados a elementos que, na sua opinião, viriam a ser descobertos. Com o avançar dos anos foram efectivamente descobertos novos elementos químicos que, de facto, vieram a ocupar os espaços "vazios" que tinham sido deixados por Mendeleieve. Em 1869, esta Tabela Periódica de Mendeleieve é aceite e adoptada pela maioria dos químicos.

Dos 116 elementos químicos conhecidos actualmente, só cerca de 90 existem na Natureza. Só em 1940 foi descoberto o primeiro elemento artificial – o plutónio. Desde então muitos têm sido criados. Mas isso só é possível em condições muito especiais, em centros de investigação de física nuclear.

A Tabela Periódica actual encontra-se, em anexo, na página 37.

A Reter!

As primeiras tentativas de organizar os elementos de acordo com as suas propriedades surgiram basicamente no século XIX. Nessa época ainda poucos elementos eram conhecidos. Além de Mendeleieve, cientistas como Dobereiner, Chancourtois, Newlands, Moseley, entre outros, destacaram-se neste trabalho. Também diversos critérios de ordenação foram surgindo.

1 - Porque é que os químicos sentiram necessidade de organizar os elementos químicos numa tabela periódica?
2 – Porque se chamará **Tabela Periódica dos Elementos** e não simplesmente Tabela dos Elementos?

Aplico o que aprendi.

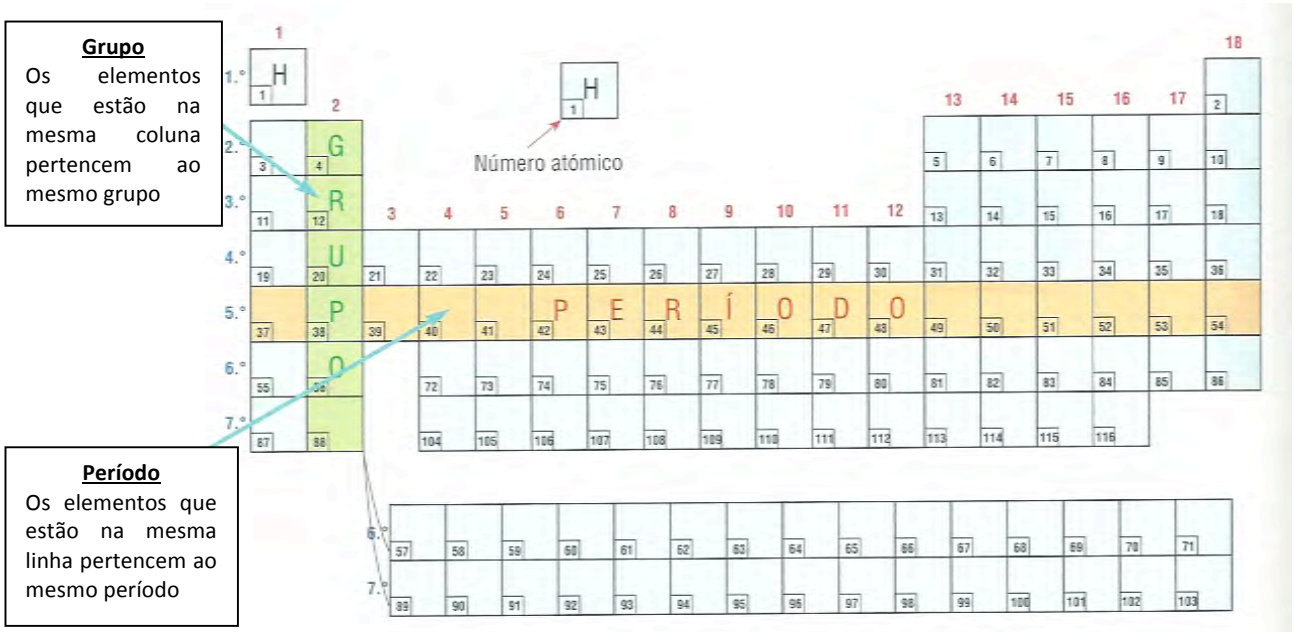
COMO SE ENCONTRA ORGANIZADA A TABELA PERIÓDICA?

Os químicos arranjaram uma representação simbólica para cada elemento, que fosse simples e entendida por toda a gente, ou seja, com carácter universal.

A Tabela Periódica actual é constituída por 116 elementos (cada um em sua "casa") dispostos por ordem crescente de número atómico, numa matriz quadriculada de 18 colunas verticais e de 7 linhas horizontais.

- Uma coluna vertical constitui um **grupo**.
- Uma linha horizontal constitui um **período**.

Na Tabela Periódica, temos, então, 18 grupos e 7 períodos, onde os elementos se encontram dispostos por ordem crescente do número atómico.



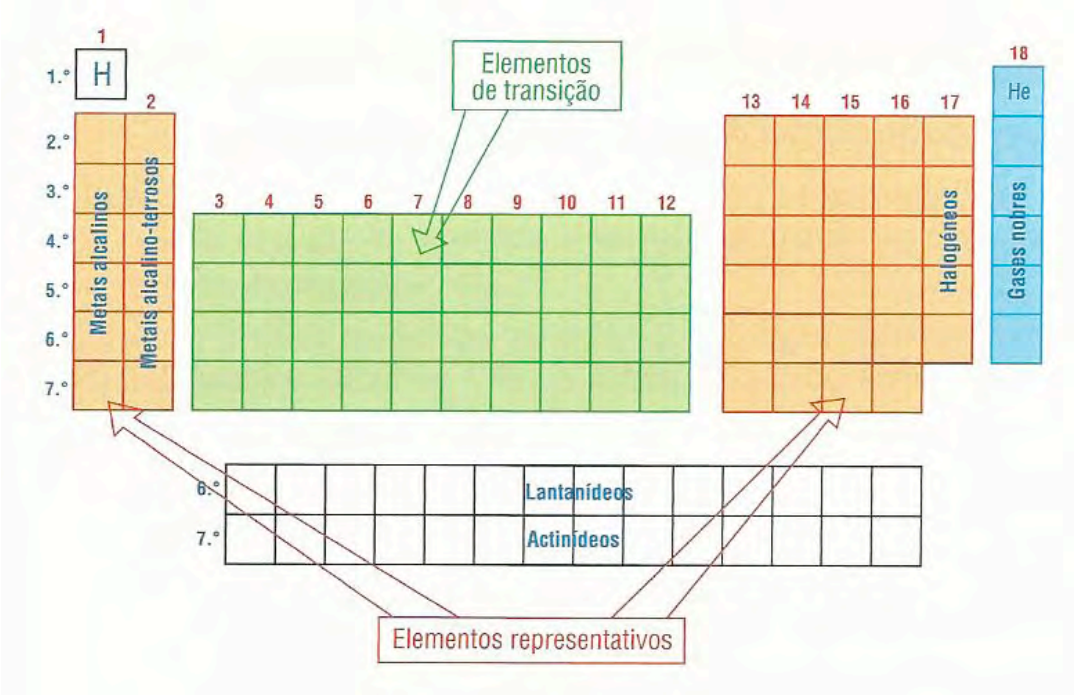
Alguns grupos da Tabela Periódica têm designação especial. Assim:

- **Grupo 1** – Grupo dos **metais alcalinos.**
- **Grupo 2** – Grupo dos **metais alcalino-terrosos.**
- **Grupo 17** – Grupo dos **halogéneos.**
- **Grupo 18** – Grupo dos **gases nobres.**

Na 8ª classe, aprendes-te que todos os materiais são constituídos por unidades básicas que se chamam moléculas. As moléculas são agregados de átomos de elementos químicos ligados quimicamente entre si, com excepção dos gases nobres que são constituídos por moléculas monoatómicas.

Nota que o hidrogénio é o elemento de número atómico mais baixo (Z=1). É o primeiro elemento da Tabela Periódica. Apesar de aparecer colocado no grupo 1, ele não pertence ao grupo 1, pois não é um metal alcalino como os outros elementos desse grupo.

Os elementos dos grupos 3 até 12 constituem os elementos de transição. Os elementos colocados de um e do outro lado dos elementos de transição são chamados elementos representativos, tal como mostra a figura que se segue:



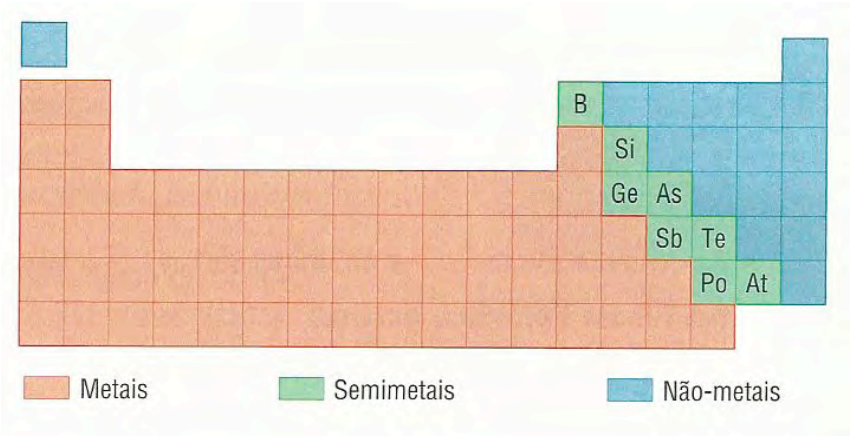
Com a Tabela Periódica assim organizada, é possível prever certas propriedades físicas e químicas das substâncias. Verifica-se, por exemplo, que há semelhanças de propriedades entre substâncias de elementos de um mesmo grupo.

O sódio e o potássio, elementos do mesmo grupo (grupo 1), reagem violentamente com a água. Sabendo-se, então, o grupo em que um elemento se encontra, facilmente se podem prever propriedades físicas e químicas da substância elementar, através das propriedades conhecidas das substâncias de elementos desse grupo.

Os períodos da Tabela Periódica não são constituídos pelo mesmo número de elementos. Assim:

- 1º Período – 2 elementos (hidrogénio e hélio)
- 2º Período – 8 elementos
- 3º Período – 8 elementos
- 4º Período – 18 elementos
- 5º Período – 18 elementos
- 6º Período – 32 elementos (14 estão colocados à parte e constituem a família dos lantanídeos)
- 7º Período – 30 elementos (14 estão colocados à parte e constituem a família dos actinídeos)

Os elementos químicos, de acordo com as suas propriedades, podem ainda ser classificados em metais, não-metais e semimetais. Os semimetais encontram-se entre os metais e os não-metais, como mostra a figura que se segue:



A Reter!

A Tabela Periódica dos elementos está organizada em colunas verticais e linhas horizontais com todos os elementos químicos conhecidos, naturais e artificiais.

As colunas são os grupos e as linhas são os períodos.

Na Tabela Periódica existem, actualmente, 116 elementos distribuídos por 18 grupos e 7 períodos e dispostos por ordem crescente de número atómico.

Alguns grupos da Tabela Periódica têm designação especial: Grupo 1 (Grupo dos Metais Alcalinos), Grupo 2 (Grupo dos Metais Alcalino-Terrosos), Grupo 17 (Grupo dos Halogéneos) e Grupo 18 (Grupo dos Gases Nobres).

Aplico o que aprendi.

– Classifica em Verdadeira (V) ou Falsa (F) cada uma das seguintes afirmações, corrigindo as falsas:

A) Os elementos químicos conhecidos são todos naturais.
B) A Tabela Periódica está organizada em linhas horizontais chamadas grupos e em colunas verticais chamadas períodos.
C) Os elementos do grupo 2 são os metais alcalino-terrosos.
D) Os elementos que se encontram nos grupos 3 até 12, inclusive, são elementos de transição.
E) Os gases nobres têm propriedades químicas semelhantes.
F) O elemento químico com número atómico (Z=4) é o sódio.

– Selecciona a única opção que completa correctamente a seguinte afirmação: **"O elemento químico hidrogénio é…"**

A) …um metal alcalino.
B) …um gás nobre.
C) …o elemento químico de número atómico mais baixo.
D) …um elemento do grupo 0.

Que propriedades apresentam os metais e os não-metais?

Os metais e os não-metais são duas grandes categorias de substâncias elementares, com propriedades físicas e químicas muito diferentes.

PROPRIEDADES FÍSICAS DOS METAIS E DOS NÃO-METAIS

- Os metais apresentam um conjunto de propriedades físicas características desta classe de materiais. Podemos dizer, por exemplo, que os metais:
  - ✓ São em geral sólidos à temperatura ambiente. O mercúrio é, no entanto uma excepção;
  - ✓ Têm brilho metálico característico, especialmente em superfícies de corte recente;
  - ✓ Têm, em geral, cor cinzenta (o ouro e o cobre são, por exemplo, excepções);
  - ✓ São maleáveis e dúcteis, isto é, podem ser reduzidos a lâminas e a fios, sob a acção de forças apropriadas;
  - ✓ São bons condutores de calor;
  - ✓ São bons condutores da corrente eléctrica;
  - ✓ Apresentam, em geral, temperaturas de fusão e de ebulição mais elevados do que os não-metais.
- Os não-metais, tal como acontece com os metais, apresentam também certas propriedades físicas que são semelhantes. Entre outras, os não-metais:
  - ✓ Á temperatura ambiente, podem encontrar-se nos estados sólido, líquido e gasoso;
  - ✓ Não apresentam brilho metálico (o iodo é uma excepção);
  - ✓ Não são maleáveis nem dúcteis;
  - ✓ Quando sólidos, são quebradiços;
  - ✓ São maus condutores do calor e da corrente eléctrica (a grafite é uma excepção);
  - ✓ Apresentam, em geral, temperaturas de fusão e de ebulição baixos do que os metais.

A tabela que se segue apresenta algumas propriedades físicas de metais e não-metais.

	Prop. Físicas. / Substâncias	Aspecto	Conduti-vidade eléctrica	Conduti-vidade térmica	Malea-bilidade	Temperatura de fusão (ºC)	Temperatura de Ebulição (ºC)
Metais	Alumínio	Sólido cinzento com brilho metálico	Sim	Sim	Sim	660	2519
	Magnésio	Sólido cinzento com brilho metálico	Sim	Sim	Sim	650	1090
	Cobre	Sólido castanho com brilho metálico	Sim	Sim	Sim	1085	2927
Não-metais	Enxofre	Sólido amarelo	Não	Não	Não	115	445
	Cloro	Gás	Não	Não	Não	- 102	- 32
	Hélio	Gás	Não	Não	Não	- 272	- 269

PROPRIEDADES QUÍMICAS DOS METAIS E DOS NÃO-METAIS

A maioria dos metais não se encontra livre na Natureza, pois são muito reactivos; tendem a combinar-se com outros elementos formando compostos mais estáveis. Por exemplo, muitos metais oxidam com facilidade quando expostos ao ar ou à água.

- **Actividade experimental, a ser realizada pelo professor!**

A – Seleccionar pequenas amostras de sódio, potássio, magnésio e cobre.

B – Colocar, separadamente, cada uma das amostras em água, juntar 2 a 3 gotas de fenolftaleína e observar. (O Sódio e o Potássio devem ser colocados em tinas de vidro; os outros metais podem ser colocados em tubos de ensaio.)

Agora responde ás seguintes questões:

1 – Em que casos é que as reacções químicas entre o metal e a água foram rápidas?

2 – Qual é mais reactivo com a água: o sódio ou o potássio?

3 – Dos metais ensaiados, terão reagido todos com a água?

4 – Nos casos em que ocorreu reacção, a solução obtida apresenta características ácidas, básicas ou neutras? Discute o assunto com os teus colegas, na presença do professor.

A reactividade dos metais não é igual de metal para metal. Há metais que reagem rapidamente com o oxigénio, com ácidos e até com água, mas há outros que, pelo contrário, praticamente não reagem.

Quanto aos não-metais, há muitos que são pouco reactivos, mas outros, como o oxigénio e o cloro, são muito reactivos.

Vamos ver que os metais e os não-metais têm propriedades químicas diferentes e que, dentro de um mesmo grupo da Tabela Periódica, há semelhança de propriedades químicas e uma variação gradual das mesmas.

SEMELHANÇAS NAS PROPRIEDADES QUÍMICAS DOS METAIS ALCALINOS (GRUPO 1)

Os metais alcalinos são substâncias simples formadas por elementos que se encontram no grupo 1 da Tabela Periódica, á excepção do hidrogénio.

O hidrogénio, como já foi dito, aparece colocado neste grupo, mas não é metal alcalino; as suas propriedades são bem diferentes das dos restantes elementos do grupo 1.

O lítio (Li), o sódio (Na) e o potássio (K) são os três primeiros elementos deste grupo 1 da Tabela Periódica. Estes elementos não existem na Natureza sob a forma de substância elementar – metal, mas sim combinados com outros, formando compostos.

Isso deve-se à sua grande reactividade. Daí, quando obtidos puros (por processos químicos), estes metais transformam-se facilmente por exposição ao ar ou em contacto com outras substâncias, como a água. Guardam-se, por isso, em petróleo ou parafina líquida.

Para compararmos o seu comportamento químico, vejamos as…

- ✓ **…reacções do lítio, do sódio e do potássio com a água.**

O lítio, o sódio e o potássio, metais alcalinos, reagem violentamente com a água. Os produtos desta reacção são os respectivos hidróxidos e hidrogénio. Estas reacções podem traduzir-se pelas seguintes reacções químicas:

$$2Li(s) + 2H_2O(l) \rightarrow 2LiOH(aq) + H_2(g)$$
$$2Na(s) + 2H_2O(l) \rightarrow 2NaOH(aq) + H_2(g)$$
$$2K(s) + 2H_2O(l) \rightarrow 2KOH(aq) + H_2(g)$$

Como se pode verificar, o lítio, o sódio e o potássio apresentam comportamento químico semelhante perante a água, embora o sódio seja mais reactivo do que o lítio e o potássio mais do que o sódio.

As soluções aquosas de hidróxido de lítio, LiOH, de hidróxido de sódio, NaOH, e de hidróxido de potássio, KOH, obtidas, são soluções básicas ou alcalinas. Comprava-se que estas soluções são alcalinas adicionando 2 a 3 gotas de um indicador como a fenolftaleína, que as tornam carmim. É por esse motivo que estes metais estão colocados no grupo dos metais alcalinos.

Conclusão: O lítio, o sódio e o potássio pertencem ao mesmo grupo da Tabela Periódica – grupo dos metais alcalinos. Todos os metais deste grupo apresentam o mesmo comportamento químico perante a água.

- ✓ …**reacções de combustão do lítio, do sódio e do potássio**;

Por combustão, o lítio, o sódio e o potássio ardem com uma chama de cor caracteristica, originando os respectivos óxidos metálicos. Estas combustões podem ser traduzidas pelas seguintes reacções químicas:

$$4Li(s) + O_2(g) \rightarrow 2Li_2O(s)$$
(óxido de lítio)
$$4Na(s) + O_2(g) \rightarrow 2Na_2O(s)$$
(óxido de sódio)
$$4K(s) + O_2(g) \rightarrow 2K_2O(s)$$
(óxido de potássio)

Conclusão: Os metais alcalinos reagem facilmente com o oxigénio, originando os respectivos óxidos – óxidos metálicos.

- ✓ …**reacções dos óxidos de metais alcalinos com a água**.

Os óxidos de metais alcalinos, quando reagem com a água, originam substâncias solúveis em água, com propriedades básicas ou alcalinas – os respectivos hidróxidos. Por exemplo:

$$Li_2O(s) + H_2O(l) \rightarrow 2LiOH(aq)$$
$$Na_2O(s) + H_2O(l) \rightarrow 2NaOH(aq)$$
$$K_2O(s) + H_2O(l) \rightarrow 2KOH(aq)$$

Conclusão: Os metais alcalinos – grupo 1, apresentam propriedades químicas semelhantes e a sua reactividade aumenta ao longo do grupo.

SEMELHANÇAS NAS PROPRIEDADES QUÍMICAS DOS METAIS ALCALINO-TERROSOS (GRUPO 2)

Os metais alcalino-terrosos são substâncias formadas por elementos que se encontram no grupo 2 da Tabela Periódica. O magnésio e o cálcio são dois exemplos de metais alcalino-terrosos, apresentando por isso, propriedades químicas semelhantes.

Estes metais reagem com a água, embora muito mais lentamente do que os metais alcalinos. Os produtos desta reacção são também os respectivos hidróxidos e hidrogénio. As equações químicas que traduzem estas reacções são as seguintes:

$$Mg(s) + 2H_2O(l) \rightarrow Mg(OH)_2(aq) + H_2(g)$$

(hidróxido de magnésio)

$$Ca(s) + 2H_2O(l) \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2(g)$$

(hidróxido de cálcio)

Pode-se comprovar experimentalmente que, quando se adiciona magnésio ou cálcio a água que contem 2 a 3 gotas de fenolftaleína, formam-se produtos de reacção com propriedades básicas ou alcalinas. Esses produtos são os respectivos hidróxidos. Embora o comportamento químico do magnésio e do cálcio com a água seja semelhante, observa-se que o cálcio é mais reactivo do que o magnésio. Observa-se também, que estes metais não reagem tão violentamente com a água como os metais alcalinos.

Os metais alcalino-terrosos também reagem com o oxigénio, originando óxidos – óxidos metálicos. As equações químicas que traduzem as reacções de combustão do magnésio e do cálcio são as seguintes:

$$2Mg(s) + O_2(g) \rightarrow 2MgO(s)$$

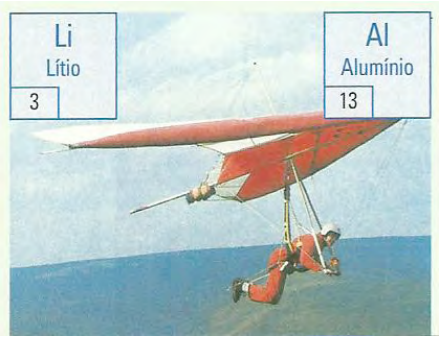
(óxido de magnésio)

$$2Ca(s) + O_2(g) \rightarrow 2CaO(s)$$

(óxido de cálcio)

Conclusão: Os metais alcalino-terrosos têm comportamento químico semelhante e são menos reactivos do que os metais alcalinos. Existem outras famílias de metais, como a família do ferro, constituída por metais com propriedades semelhantes às do ferro, ou a família do cobre ou do zinco ou do alumínio…

ALGUNS METAIS E AS SUAS APLICAÇÕES



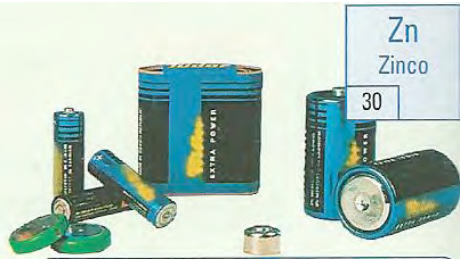
Misturando lítio com alumínio, conseguem-se ligas metálicas muito leves e resistentes, muito usadas, por exemplo, em asas delta e aviões.

As cores vivas que vemos no fogo-de-artifício são produzidas, essencialmente por metais alcalino-terrosos.

O magnésio produz a luz branca, o estrôncio luz de cor carmim e o bário luz de cor verde

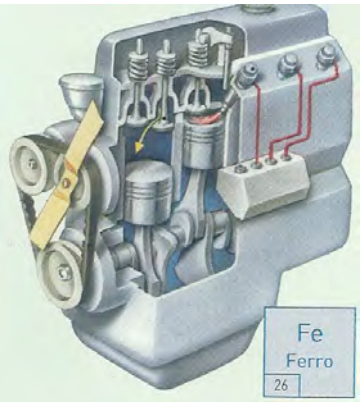
Lâmpadas de vapor de sódio são muito usadas na iluminação pública como por exemplo nos semáforos. Também o hidróxido de sódio composto de sódio, é muito usado no fabrico de sabão.

Os cabos de alta tensão que "transportam" a energia eléctrica são feitos de uma liga de cobre e alumínio, o que os torna bons condutores de corrente eléctrica e muito resistentes.



O zinco é muito utilizado nas pilhas.

Compostos químicos à base de potássio são usados na conservação de carnes e em adubos químicos para fertilizar solos para a agricultura.



Há peças dos motores de automóveis que são feitas de ferro, bem como os ímanes. O ferro também é usado na produção de aço.

O alumínio é muito usado em latas de bebidas refrigerantes. Misturado com magnésio e cobre origina estruturas leves e resistentes aplicadas também em aviões e que suportam ventos fortes e o impacto das aterragens.

Tal como os metais, também os não-metais estão agrupados em famílias, de acordo com a semelhança de propriedades químicas.

Por exemplo, o cloro, o bromo e o iodo pertencem ao mesmo grupo – grupo 17 da Tabela Periódica, também conhecido por grupo ou família dos halogéneos.

Já o hélio, o néon, o árgon, o crípton, o xénon e o rádon pertencem a uma outra família, muito importante também, de não-metais – os gases nobres, que constituem o grupo 18 da Tabela periódica.

NÃO-METAIS - SEMELHANÇAS NAS PROPRIEDADES QUÍMICAS DOS HALOGÉNEOS (GRUPO 17)

O Cloro, Cl_2, o bromo, Br_2, e o iodo, I_2, são substâncias elementares constituídas por moléculas diatómicas, que fazem parte da família dos halogéneos. Estas três substâncias, de aspecto tão diferente, têm propriedades químicas semelhantes, como por exemplo:

- ✓ São mais solúveis em solventes orgânicos, como o éter etílico, do que em água.
- ✓ Reagem com os metais alcalinos e metais alcalino-terrosos, dando origem a **halogenetos – sais constituídos por halogéneo e metal**. Por exemplo:

$$Cl_2(g) + 2Na(s) \rightarrow 2NaCl(s)$$

Exemplos de halogenetos: NaCl – Cloreto de sódio

KBr – Brometo de potássio

KI – Iodeto de potássio

NaBr – Brometo de sódio

- ✓ Os halogenetos de metais alcalinos, como o cloreto de sódio, o brometo de sódio e o iodeto de sódio (halogenetos), são solúveis em água.
- ✓ Há halogenetos de sódio e de potássio, como, por exemplo, o iodeto de sódio, que, em solução aquosa, reagem com o nitrato de chumbo, também em solução aquosa, originando precipitados (sais muito pouco solúveis em água).

$$2NaI(aq) + Pb(NO_3)_2(aq) \rightarrow 2NaNO_3(aq) + PbI_2(s)$$

Outro exemplo: $KBr(aq) + AgNO_3(aq) \rightarrow KNO_3(aq) + AgBr(s)$

- ✓ Quando os halogéneos reagem com o hidrogénio (molecular), formam-se halogenetos de hidrogénio, substâncias cujas soluções aquosas apresentam características ácidas. Por exemplo:

$$Cl_2(g) + H_2(g) \rightarrow 2HCl(g)$$

Conclusão: Os halogéneos têm comportamento químico semelhante, são muito reactivos, mas, a sua reactividade diminui ao longo do grupo.

NÃO-METAIS - SEMELHANÇAS NAS PROPRIEDADES QUÍMICAS DOS GASES NOBRES (GRUPO 18)

- ✓ Os gases nobres são substâncias elementares incolores e inodoras que existem como espécies monoatómicas, isto é, as suas "moléculas" só têm um átomo.
- ✓ Os átomos dos elementos deste grupo 18 são muito pouco reactivos. Têm pouca ou nenhuma tendência para se combinarem entre si ou com outros elementos. Daí também serem denominados gases inertes.
- ✓ A designação de gás raro que também se dá aos elementos deste grupo resulta do facto de eles existirem em quantidades ínfimas na atmosfera.

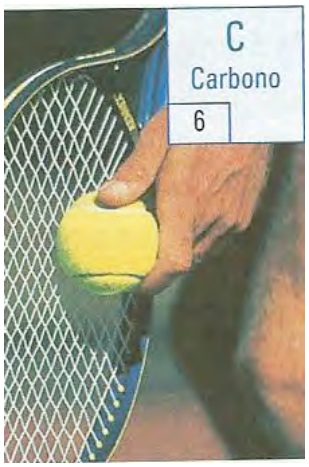
Conclusão: Os gases nobres têm comportamento químico semelhante e são muito estáveis.

ALGUNS NÃO-METAIS E AS SUAS APLICAÇÕES

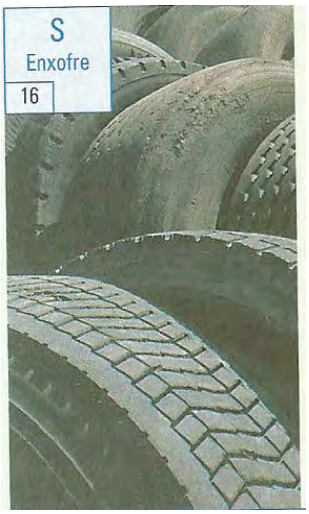
O xénon é usado pela maioria das indústrias automóveis e faróis dos de automóveis.

O flúor é bastante usado nas pastas dentríficas. É também usado para fazer fluorocarbonetos, utilizados no revestimento de utensílios de cozinha e de pistas de esqui artificiais.

O cloro é bastante utilizado no fabrico de lixívia e plásticos. Mas, largamente utilizado como desinfectante de águas de piscinas pelo mundo inteiro.

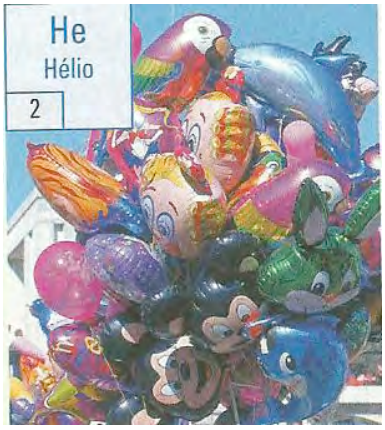


O carbono tem inúmeras aplicações, como o fabrico de fibras de carbono para raquetes de ténis e naves espaciais, ou como carvão vegetal, para remover maus cheiros, rntre outras.

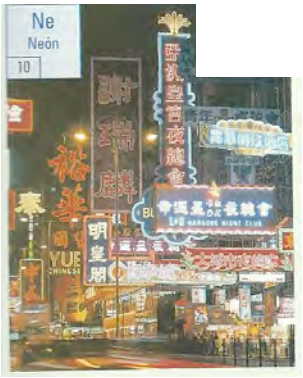


O enxofre é essêncialmente usado para vulcanizar borracha natural. E vulcanização endurece a borracha, sendo assim uma excelente matéria prima para o fabrico de pneus.

O bromo é usado nas películas fotográficas, medicamentos e anticépticos.

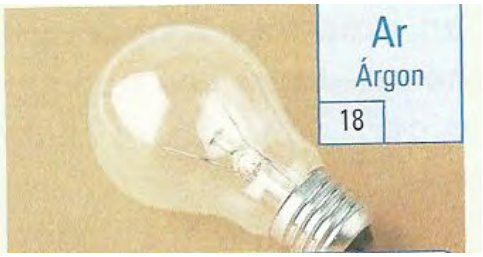


O hélio é muito utilizado em balões, por ser menos denso do que o ar. Também é utilizado em lasers.



O neón é muito utilizado em anúncios luminosos. Também é utilizado em lasers. Lasers de hélio e neón produzem luz vermelha.

O azoto, muito abundante no ar, usa-se em explosivos para implosão de prédios bem como um dos constituintes de conservantes de muitos alimentos.



O árgon é muito usado nas lâmpadas de incandescência misturado com azoto.

A Reter!

Os metais apresentam propriedades físicas e químicas muito diferentes das dos não-metais.

Os metais que se encontram num mesmo grupo da Tabela periódica apresentam propriedades químicas semelhantes e uma variação gradual das mesmas. Por exemplo, a reactividade dos metais alcalinos e alcalino-terrosos aumenta ao longo do grupo.

Os não-metais que se encontram num mesmo grupo da Tabela Periódica apresentam propriedades químicas semelhantes e uma variação gradual das mesmas. Por exemplo, a reactividade dos halogéneos diminui ao longo do grupo.

Os halogéneos reagem com os metais alcalinos e alcalino-terrosos dando origem a halogenetos – sais constituidos por halogéneo e metal.

Os halogéneos reagem também com o hidrogénio, formando-se halogenetos de hidrogénio, substâncias cujas soluções aquosas são ácidas.

Os gases nobres são muito pouco reactivos.

Aplico o que aprendi.

1 – Refere duas propriedades físicas dos metais e duas dos não-metais.

2 – Porque é que, em laboratório, o lítio, o sódio e o potássio são guardados em frascos com petróleo ou parafina líquida?

3 – O potássio reage violentamente com a água.

3.1 – Escreve a equação química que traduz esta reacção.

3.2 – Indica o nome dos reagentes e dos produtos da reacção.

3.3 – A solução obtida tem características ácidas ou básicas? Justifica.

4 – Na tabela, indica-se o grupo e o período de alguns elementos químicos. As letras que os representam não são os verdadeiros símbolos químicos.

Elemento	Grupo	Período
X	17	3
Y	1	4
Z	2	4
T	1	3
W	17	5
K	2	2

4.1 – Quais destes elementos são metais?

4.2 – Qual é o elemento que tem propriedades químicas semelhantes ao elemento K? Justifica.

4.3 – Indica os dois elementos que são metais alcalino-terrosos por ordem crescente de reactividade e justifica.

4.4 – Coloca por ordem crescente de reactividade os dois halogéneos e justifica.

ELEMENTOS DO 3ºPERÍODO

COMO DISTINGUIR METAIS DE NÃO-METAIS ATRAVÉS DOS ÓXIDOS OBTIDOS NAS REACÇÕES DE COMBUSTÃO?

Consideremos, por exemplo, a combustão do magnésio (metal) e a combustão do carvão (não-metal).
Os produtos destas reacções são os óxidos respectivos:

$$2Mg(s) + O_2(g) \rightarrow 2MgO(s)$$

$$S_8(s) + 8O_2(g) \rightarrow 8SO_2(g)$$

Estes óxidos reagem com a água, dando origem a soluções básicas, no caso dos metais, e a soluções ácidas, no caso dos não-metais.

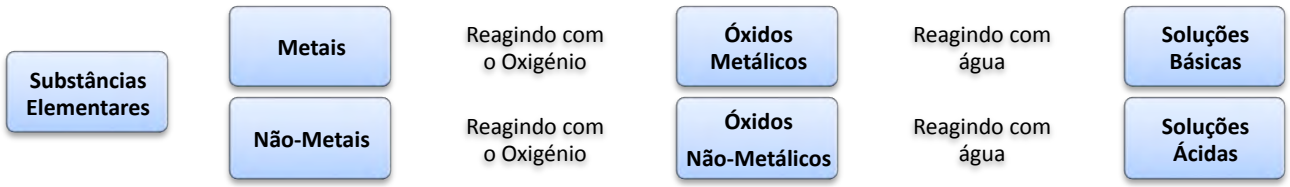
$$MgO(s) + H_2O(l) \rightarrow Mg(OH)_2(aq)$$

Hidróxido de magnésio
(solução básica)

$$SO_2(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2SO_3(aq)$$

Ácido sulfuroso
(solução ácida)

Conclusão: Os óxidos dos metais, ao reagirem com água, dão origem a soluções básicas ou alcalinas. Os óxidos dos não-metais, ao reagirem com água, dão origem a soluções ácidas. O comportamento químico dos óxidos dos metais e dos não-metais do 3ºperíodo seguem esta regra à semelhança dos óxidos dos metais e não-metais dos demais períodos da Tabela Periódica, com excepção do metal alumínio, Al, que apresenta um comportamento anfotérico, isto é, comporta-se como ácido ou como base.



A ORGANIZAÇÃO DA TABELA PERIÓDICA ESTARÁ RELACIONADA COM A ESTRUTURA ATÓMICA DOS ELEMENTOS?

Vamos procurar compreender a semelhança de propriedades físicas e químicas das substâncias elementares estudadas, atendendo à estrutura atómica dos elementos. Para isso, vamos ver se a distribuição dos elementos na Tabela Periódica tem a ver com a sua estrutura atómica.

Metais alcalinos (Grupo 1)

Observa o quadro referente aos primeiros quatro metais alcalinos.

Elemento	Símbolo químico	Número atómico	Distribuição electrónica no estado fundamental	Número de electrões de valência
Lítio	Li	3	2-**1**	1
Sódio	Na	11	2-8-**1**	1
Potássio	K	19	2-8-8-**1**	1
Rubídio	Rb	37	2-8-18-8-**1***	1

* Não tem de saber fazer distribuições electrónicas para Z>20.

Conclusão: Todos os átomos dos metais alcalinos apresentam um electrão de valência.

Halogéneos (Grupo 17)

Observa o quadro referente aos primeiros quatro halogéneos.

Elemento	Símbolo químico	Número atómico	Distribuição electrónica no estado fundamental	Número de electrões de valência
Flúor	F	9	2-**7**	7
Cloro	Cl	17	2-8-**7**	7
Bromo	Br	35	2-8-18-**7***	7
Iodo	I	53	2-8-18-18-**7***	7

* Não tem de saber fazer distribuições electrónicas para Z>20.

Conclusão: Todos os átomos dos halogéneos apresentam sete electrões de valência.

Halogéneos (Grupo 18)

Observa o quadro referente aos primeiros quatro gases nobres.

Elemento	Símbolo químico	Número atómico	Distribuição electrónica no estado fundamental	Número de electrões de valência
Hélio	He	2	**2**	2
Néon	Ne	10	2-**8**	8
Árgon	Ar	18	2-8-**8**	8
Crípton	Kr	36	2-8-18-**8***	8

* Não tem de saber fazer distribuições electrónicas para Z>20.

Conclusão: Todos os átomos dos gases nobres apresentam oito electrões de valência, à excepção do hélio, que tem dois. Estes elementos são os mais estáveis da Tabela Periódica.

Depois das regularidades analisadas e pensando na estrutura atómica dos elementos, somos, agora, capazes de verificar que a Tabela Periódica fornece-nos diversas informações.

Assim:

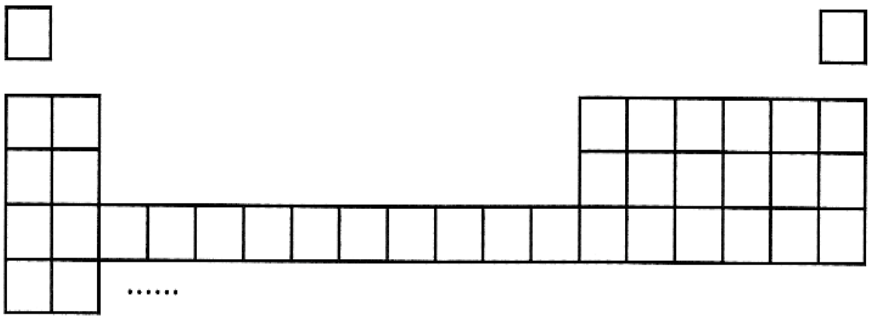
- ✓ Os átomos dos elementos de um mesmo grupo apresentam o mesmo número de electrões de valência.
- ✓ A ocorrência de regularidades permitiu agrupar os elementos em famílias ou grupos.
- ✓ Cada período começa por um metal alcalino e termina num gás nobre.
- ✓ O facto de os elementos estarem por ordem crescente de número atómico significa que os átomos do elemento seguinte, nesse período, têm mais um protão e um electrão.
- ✓ Os átomos dos elementos de um mesmo período apresentam os electrões distribuídos por igual número de níveis de energia.
- ✓ Como uma distribuição electrónica igual à de gás nobre é muito estável:
  - Os elementos do grupo 1 tendem a formar iões monopositivos.
    Por exemplo: $_{11}Na \rightarrow 2-8-1$; $_{11}Na^{+} \rightarrow 2-8$
  - Os elementos do grupo 2 tendem a formar iões dipositivos.
    Por exemplo: $_{12}Mg \rightarrow 2-8-2$; $_{12}Mg^{2+} \rightarrow 2-8$
  - Os elementos do grupo 16 tendem a formar iões dinegativos.
    Por exemplo: $_{8}O \rightarrow 2-6$; $_{8}O^{2-} \rightarrow 2-8$
  - Os elementos do grupo 17 tendem a formar iões mononegativos.
    Por exemplo: $_{17}Cl \rightarrow 2-8-7$; $_{17}Cl^{-} \rightarrow 2-8-8$

Esta tendência de formar iões vai explicar o comportamento químico das substâncias elementares. O catião sódio apresenta uma distribuição electrónica igual à do néon e o anião cloro igual à do árgon, gases nobres mais próximos destes elementos na Tabela Periódica. O catião sódio torna-se, portanto, mais estável que o átomo de sódio no estado fundamental e o anião cloro mais estável do que o átomo de cloro no estado fundamental.

EXERCÍCIOS FINAIS

1. As primeiras tentativas de organizar os elementos químicos de acordo com as suas propriedades surgiram no século XIX. Nessa época ainda poucos elementos eram conhecidos. Além de Mendeleiev, cientistas como Dobereiner, Chancourtois, Newlands, Moseley, entre outros, destacaram-se nesse trabalho.
Com base nesta informação, comente a seguinte frase: **"Deve existir uma lei fundamental que dê conta das diferenças e semelhanças entre todos os elementos."**

2. Considera o seguinte excerto em branco da Tabela Periódica.



Preenche o esquema com os elementos genericamente representados pelas letras de A a H de acordo com as informações que se seguem para cada elemento:
A – Metal alcalino que se situa no período 2.
B – Carga nuclear é + 14.
C – Gás nobre situado no terceiro período.
D – Halogéneo de menor número atómico.
E – Pertence ao grupo 16 e ao segundo período.
F – Pertence ao mesmo grupo que o elemento E, e é o que lhe segue em número atómico.
G – O seu número atómico é igual ao número atómico do elemento A+8.
H – Têm mais um protão que o elemento G.

3. Refere três propriedades físicas dos metais e três dos não-metais.

4. Consulta a Tabela Periódica da página 19 e assinala a sequência em que se indicam só metais.

A – Ferro, Zinco, Enxofre **B –** Sódio, Cloro, Cobre **C –** Lítio, Zinco, Potássio **D –** Iodo, Magnésio, Cálcio

5. Consulta a Tabela Periódica da página 19 e completa as frases.

A – O sódio e o potássio encontram-se no grupo _____ e pertencem à família dos _____.

B – O cloro, o bromo e o iodo são _____ e pertencem à família dos _____.

C – O hélio, o néon e o árgon são também _____ e pertencem à família dos _____.

D – Os elementos que se encontram nos grupos 3 até 12, inclusive, são elementos de _____.

E – Os períodos da Tabela Periódica não são constituídos pelo mesmo _____ de elementos. O _____ período é o que tem menor número de elementos e o _____ período é o que tem maior número de elementos.

6. O potássio reage violentamente com a água.

6.1. Escreve a reacção química que traduz esta reacção.

6.2. Indica o nome dos reagentes e dos produtos da reacção.

6.3. A solução obtida tem características ácidas ou básicas? Justifica.

7. O sódio e o magnésio são dois metais, dos grupos 1 e 2, respectivamente.

7.1. Como se designam os metais destes dois grupos?

7.2. Quais são os produtos que se formam nas reacções de combustão destes metais?

7.3. Escreve as equações químicas que traduzem as suas reacções de combustão.

7.4. Porque se diz que os óxidos formados são básicos? Fundamenta a tua resposta escrevendo as equações químicas dessas reacções.

8. Classifica cada uma das afirmações seguintes em verdadeira (V) ou falsa (F) e corrige as falsas.

A – Os metais alcalinos reagem facilmente com a água e com o oxigénio do ar.

B – Os não-metais, como o enxofre e o iodo, reagem violentamente com a água.

C – O iodo é um metal cinzento e com brilho.

D – O sódio e o potássio têm brilho metálico nas superfícies de corte recente.

E – A grafite é um não-metal bom condutor do calor e da corrente eléctrica.

9. O lítio é um metal alcalino que reage com a água de acordo com a seguinte equação química:

$$2Li(s) + 2H_2O(l) \rightarrow 2LiOH(aq) + H_2(g)$$

9.1. Sabendo que o potássio tem comportamento químico semelhante ao lítio, escreve a equação química que traduz a reacção do potássio com a água.

9.2. As soluções aquosas obtidas após as reacções referidas tornam carmim a fenolftaleína. Podemos então concluir que estas soluções são…

A - …neutras **B -** …ácidas **C -** …alcalinas

Seleccione a opção correcta.

10. Com base nas informações fornecidas pela tabela, classifica cada uma das afirmações em verdadeira (V) ou falsa (F) e corrige as falsas.

Substâncias	Fórmula química	Ponto de Fusão	Ponto de ebulição
Cloro	Cl_2	-102	-35
Bromo	Br_2	-7	59
Iodo	I_2	114	183

A – O iodo é a substância com maior ponto de fusão e de ebulição.

B – O bromo funde à temperatura de 59 ºC.

C – À temperatura de 20 ºC, o cloro é líquido.

D – As substâncias cloro, bromo e iodo são substâncias elementares

11. Um grupo de alunos, quando comparava as propriedades químicas dos metais e não-metais, fez várias actividades experimentais sugeridas pelo professor, entre as quais a combustão do enxofre e a do magnésio.

11.1. Escreve a equação química que traduz a combustão do enxofre, S_8, de modo a obter-se dióxido de enxofre.

11.2. Qual é o produto da combustão do magnésio?

11.3. Completa as equações químicas que traduzem as reacções dos óxidos formados com a água.

$$_____(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2SO_3(aq)$$

(ácido sulfuroso)

$$_____(g) + H_2O(l) \rightarrow Mg(OH)_2(aq)$$

11.4. Como se designa a substância $Mg(OH)_2$?

11.5. Completa a frase:

"Os óxidos dos _____, como o dióxido de enxofre, ao reagirem com a água, dão origem a soluções _____. Os óxidos dos _____, como o _____ de magnésio, ao reagirem com a água, dão origem a soluções _____."

12. Considera as seguintes fórmulas químicas:

$$Na_2O; NaOH; Li_2O; CO_2; SO_2; H_2SO_4$$

12.1. Indica a (s) que corresponde (m):

A – À substância que se forma na combustão do carbono.
B – À substância que se forma na reacção do $Na_2O(s)$ com a água.
C – A óxidos metálicos.
D – A substâncias cujas soluções aquosas são ácidas.
E – A substâncias cujas soluções aquosas ficam carmim na presença de fenolftaleína.

12.2. Escreve o nome dos óxidos.

13. Entre as afirmações seguintes, relativamente aos halogéneos, selecciona as verdadeiras (V) e as falsas (F), corrigindo as falsas.

A – Os elementos desta família pertencem ao grupo 17 da Tabela Periódica.
B – Os halogéneos têm propriedades químicas semelhantes.
C – Os halogéneos são gases, à temperatura ambiente.
D – Os átomos destes elementos são todos iguais, pois pertencem à mesma família.

14. Os halogéneos são não-metais muito reactivos.

14.1. Que tipo de compostos se formam quando os halogéneos reagem com os metais alcalinos e alcalino-terrosos?

14.2. Quando o cloro, Cl_2, reage com o sódio, Na, forma-se cloreto de sódio, NaCl, e a equação que traduz a reacção é a seguinte:

$$Cl_2(g) + 2Na(s) \rightarrow 2NaCl(s)$$

Escreve, então, as equações químicas que traduzem as reacções entre o bromo, Br_2, e o sódio e entre o iodo, I_2, e o sódio.

15. O lítio, o sódio e o potássio reagem violentamente com a água, com libertação de hidrogénio.

15.1. Completa os esquemas seguintes de modo a traduzirem correctamente essas reacções, não esquecendo o seu acerto.

$$Li(s) + _____(l) \rightarrow LiOH(aq) + H_2(g)$$

$$Na(s) + H_2O(l) \rightarrow _____(aq) + H_2(g)$$

$$K(s) + _____(l) \rightarrow KOH(aq) + ____(g)$$

15.2. O que se observa de semelhante nas três reacções químicas?
15.3. A que grupo da Tabela Periódica pertencem estes três elementos?
15.4. Qual o carácter químico da solução resultante?
15.5. Qual destas reacções é mais rápida?
15.6. Escreve os três metais por ordem crescente de reactividade.

16. O magnésio, ao reagir com o oxigénio, origina óxido de magnésio e o carbono origina dióxido de carbono.

16.1. Escreve as equações químicas que traduzem estas reacções.

16.2. Os óxidos formados nas reacções referidas reagem com água. Escreve as reacções químicas que traduzem essas duas reacções.

16.3. Como se designam os produtos dessas reacções?
16.4. Qual é o carácter químico das soluções obtidas.

17. Classifica cada uma das afirmações seguintes em verdadeira (V) ou falsa (F) e corrige as falsas.

A – As soluções aquosas de óxidos têm carácter básico.
B – As soluções aquosas dos óxidos de metais têm carácter básico e as dos óxidos de não-metais têm carácter ácido.
C – Num mesmo grupo, quanto maior é o número atómico, mais reactivo é o metal.
D – Os metais que se encontram num mesmo período têm comportamento químico semelhante.
E – Os metais mais reactivos são os de maior número atómico.

18. O elemento enxofre $_{16}S$, o elemento cloro $_{17}Cl$ e o árgon $_{18}Ar$ são elementos consecutivos na Tabela Periódica.

18.1. Indica o grupo e o período a que pertencem estes elementos.

18.2. Por que razão o átomo de árgon é muito estável?

Porque…

A – …é um gás à pressão e temperatura normal.
B – …tem um número de protões igual ao número de electrões.
C – …tem poucos electrões de valência.
D – …tem 8 electrões no último nível de energia.

Selecciona a única opção correcta.

19. Sabendo que os elementos:

- Sódio, Na, pertence ao grupo dos metais alcalinos;
- Flúor, F, e cloro, Cl, pertencem ao grupo dos halogéneos;
- Oxigénio, O, e enxofre, S, pertencem ao grupo 16;
- Néon, Ne, e árgon, Ar, pertencem ao grupo dos gases nobres;

E que se encontram no:

- 2º Período – oxigénio, flúor e néon;
- 3º Período – sódio, enxofre, cloro e árgon;
- 4º Período – potássio

Indica:

19.1. A distribuição electrónica dos átomos destes elementos.
19.2. O número atómico de cada um destes elementos.
19.3. Os iões mais estáveis que estes átomos tendem a formar.
19.4. Os iões (referidos em 19.3.) que são isoelectrónicos dos átomos do néon e dos átomos do árgon.

20. Os elementos representados pelas letras X e Y pertencem ao grupo 1 e ao 3º e 4ºperíodos, respectivamente, da Tabela Periódica.

20.1. Quantos electrões de valência possuem os átomos destes elementos?
20.2. Por quantos níveis de energia se distribuem os seus electrões?
20.3. Indica a distribuição electrónica dos átomos de um elemento W, que se encontra no mesmo período de X, mas no grupo 2.

21. Considere as seguintes espécies químicas $_{17}Cl$ e $_{17}Cl^{-}$.

Pode afirmar-se que:
A – O ião Cl^- tem mais um protão que o átomo Cl.
B – Cl e Cl^-, como têm igual número atómico, têm igual número de electrões.
C – O ião Cl^- é mais estável que o átomo Cl.
D – Cl e Cl^- são partículas isoelectrónicas.
Seleccione a única opção correcta.

22. Considera os elementos: $_{3}Li$; $_{11}Na$; $_{19}K$.

22.1. A que grupo da Tabela Periódica pertencem?
22.2. Qual dos elementos é mais reactivo? Justifica.
22.3. O sódio, por combustão, origina óxido de sódio, Na_2O. Escreve a equação química que traduz a reacção referida.

23. Considera os elementos: $_{6}C$; $_{7}N$; $_{15}P$.

23.1. Indica a distribuição electrónica dos átomos destes elementos, no estado fundamental.
23.2. Quais são os que se encontram no mesmo grupo da Tabela Periódica? Porquê?
23.3. Quais são os que se encontram no mesmo período da Tabela Periódica? Porquê?

24. Para as seguintes afirmações, assinala com **X** a opção correcta.

24.1. Selecciona entre as hipóteses A, B e C a mais correcta para o tamanho dos átomos.
A- Os átomos são muito pequenos mas visíveis à lupa.
B- Os átomos são muito pequenos mas visíveis ao microscópio óptico.
C- Os átomos são muito pequenos mas visíveis ao microscópio electrónico.

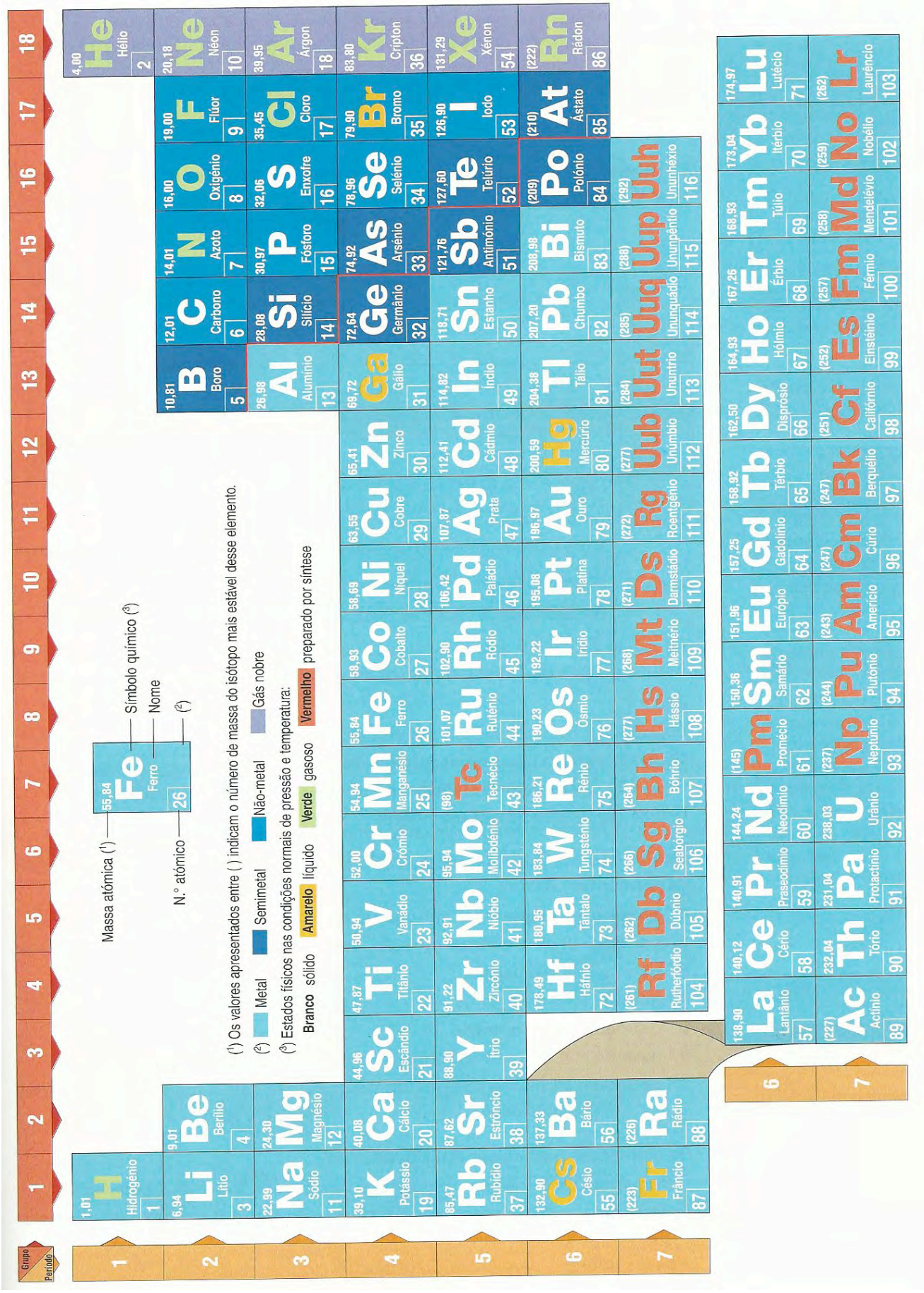
24.2. Os símbolos químicos C, Ca, F e P representam, respectivamente, os elementos:
A- cálcio, carbono, flúor e potássio.
B- carbono, cálcio, fósforo e flúor.
C- carbono, cálcio, flúor e fósforo.

24.3. A distribuição electrónica 2 – 8 – 5 refere-se a um átomo com:
A- quinze electrões distribuídos por cinco níveis de energia.
B- cinco electrões de valência no terceiro nível de energia.
C- dois electrões de valência no primeiro nível de energia.

24.4. Quando os átomos perdem ou captam electrões transformam-se em iões. Assim:
A- um átomo que capta dois electrões origina um anião de carga –2.
B- um átomo que capta dois electrões origina um catião de carga +2.
C- um átomo que perde dois electrões origina um anião de carga –2.

24.5. Para a Tabela Periódica é verdade que:
A- os elementos da mesma linha horizontal formam um grupo.
B- na Tabela Periódica actual há 18 grupos.
C- os elementos do 1.º grupo da Tabela Periódica chamam-se gases nobres.

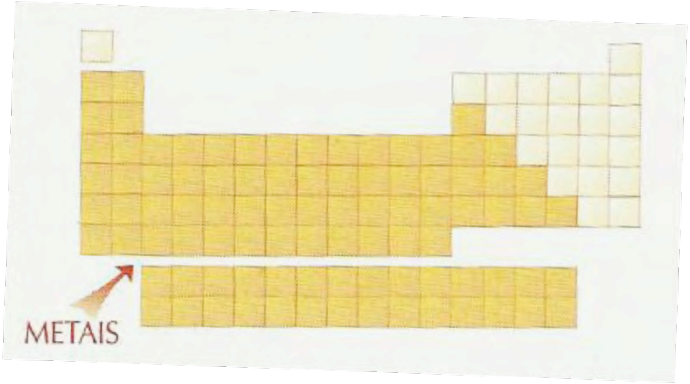
ANEXO: A TABELA PERIÓDICA ACTUAL



UNIDADE 3

3.1 REACÇÕES DE OXIDAÇÃO-REDUÇÃO

Quando estudas-te os elementos químicos e a Tabela Periódica, pudeste verificar que é grande o número de elementos designados por metais. Os metais e ligas metálicas usam-se, por exemplo, no fabrico de utensílios de cozinha, de objectos de decoração e até de estruturas metálicas importantes na construção civil, entre outros.



Os metais participam em reacções químicas muito importantes: as reacções de oxidação-redução.

REACÇÕES DE OXIDAÇÃO DOS METAIS

- **Reacções dos metais com os ácidos**

Quando se põe magnésio ou zinco em contacto com uma solução aquosa de cloreto de hidrogénio, observa-se a libertação de um gás proveniente das reacções químicas que ocorrem. Nota que o cloreto de hidrogénio, HCl, é constituído por moléculas mas, em solução aquosa, ioniza-se, isto é, origina iões: o ião hidrogénio, H^+, e o ião cloreto, Cl^-.

Durante a reacção do magnésio metálico, Mg, com a solução aquosa de cloreto de hidrogénio, HCl (aq), forma-se:

- Hidrogénio gasoso, H_2 (g).

- Cloreto de magnésio, composto iónico de fórmula química $MgCl_2$, dissolvido em água.

Esta reacção é traduzida pela seguinte equação química:

$$Mg(s) + 2HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + H_2(g)$$

Evidenciando os iões da reacção anterior temos:

$$Mg(s) + \underbrace{2H^+(aq) + 2Cl^-(aq)}_{\text{Solução aquosa de cloreto de hidrogénio}} \rightarrow \underbrace{Mg^{2+}(aq) + 2Cl^-(aq)}_{\text{Solução aquosa de cloreto de magnésio}} + H_2(g)$$

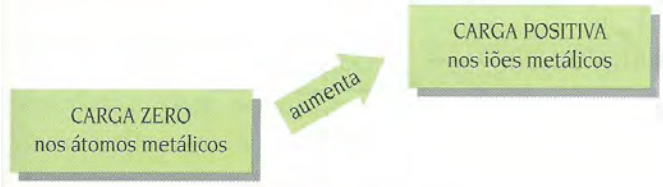
O mesmo se passa com o zinco metálico, Zn.

$$Zn(s) + 2HCl(aq) \rightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g)$$

Evidenciando os iões da reacção anterior temos:

$$Zn(s) + \underbrace{2H^+(aq) + 2Cl^-(aq)}_{\text{Solução aquosa de cloreto de hidrogénio}} \rightarrow \underbrace{Zn^{2+}(aq) + 2Cl^-(aq)}_{\text{Solução aquosa de cloreto de zinco}} + H_2(g)$$

Como se pode verificar, nestas duas reacções químicas, os metais magnésio ou zinco, aumentam a sua carga, pois passam de átomos para iões positivos.



Sempre que, numa reacção química, há aumento de carga de um elemento diz-se que ocorre uma oxidação. O aumento de carga ocorre porque esse elemento perde electrões.

Assim, quando o magnésio ou o zinco reagem com a solução aquosa de cloreto de hidrogénio, ocorre a oxidação desses metais. A oxidação resulta da perda de electrões pelos respectivos átomos:

Há muitas outras reacções químicas em que ocorre a oxidação de metais.

- **Reacções de metais com a água**

Já observas-te as reacções violentas de alguns metais alcalinos como o sódio e o potássio com a água. Nestas reacções forma-se hidrogénio gasoso, H_2, e hidróxido de sódio ou de potássio dissolvido em água. As soluções aquosas dos hidróxidos são básicas e, por isso, adquirem cor carmim se previamente adicionares à água umas gotas de fenolftaleína.

Estas reacções podem traduzir-se pelas equações químicas que se seguem, onde se evidenciam os iões presentes em cada caso.

Oxidacão do sódio

1e

$$2Na(s) + 2H_2O(l) \rightarrow \underbrace{2Na^+(aq) + 2OH^-(aq)}_{\text{Solução aquosa de hidróxido de sódio}} + H_2(g)$$

Oxidação do potássio

1e

$$2K(s) + 2H_2O(l) \rightarrow \underbrace{2K^+(aq) + 2OH^-(aq)}_{\text{Solução aquosa de hidróxido de potássio}} + H_2(g)$$

Reacções idênticas, mas menos violentas, ocorrem entre os metais alcalino-terrosos como o magnésio com a água.

Oxidacão do magnésio

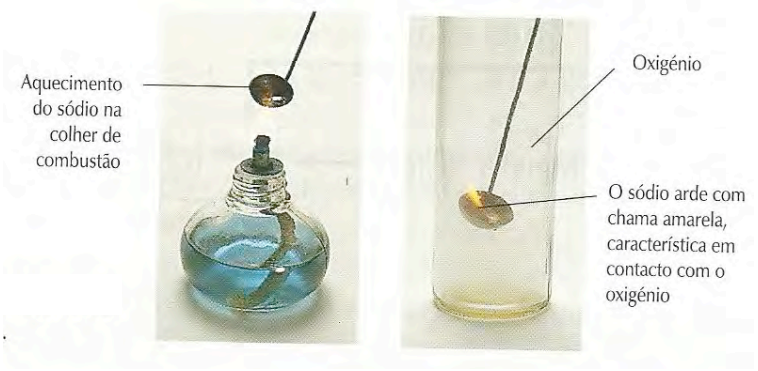
2e

$$Mg(s) + 2H_2O(l) \rightarrow \underbrace{Mg^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)}_{\text{Solução aquosa de hidróxido de magnésio}} + H_2(g)$$

Durante as reacções dos metais com a água, os átomos metálicos que têm carga zero transformam-se em iões de carga positiva. A carga dos metais aumenta, devido à perda de electrões pelos átomos. Ocorre a oxidação desses metais.

- **Combustão dos metais**

Os metais alcalinos, como o lítio, o sódio ou o potássio, depois de aquecidos, ardem em contacto com o oxigénio ou com o cloro.



Também o magnésio, depois de aquecido, arde em contacto com o oxigénio ou o cloro. Esta reacção é acompanhada de uma chama branca característica.

Nestas reacções, designadas por combustões, os metais (combustível) combinam-se com o oxigénio ou o cloro (comburentes). Os produtos da reacção são sólidos iónicos:

- Óxidos metálicos, quando o comburente é o oxigénio.

- Cloretos metálicos, quando o comburente é o cloro.

As reacções referidas podem ser traduzidas pelas seguintes equações químicas, onde se evidenciam os iões presentes em cada caso.

Combustão do sódio no oxigénio.

OXIDAÇÃO do sódio

1e

$$4Na(s) + O_2(g) \longrightarrow \underbrace{2(Na^+)_2\,O^{2-}(s)}_{\text{Óxido de sódio } Na_2O}$$

Combustão do sódio no cloro.

OXIDAÇÃO do sódio

1e

$$2Na(s) + Cl_2(g) \longrightarrow \underbrace{2Na^+\,Cl^-(s)}_{\text{Cloreto de sódio NaCl}}$$

Combustão do magnésio no oxigénio.

OXIDAÇÃO do magnésio

2e

$$2Mg(s) + O_2(g) \longrightarrow \underbrace{2Mg^{2+}\,O^{2-}(s)}_{\text{Óxido de magnésio } MgO}$$

Combustão do magnésio no cloro.

OXIDAÇÃO do magnésio

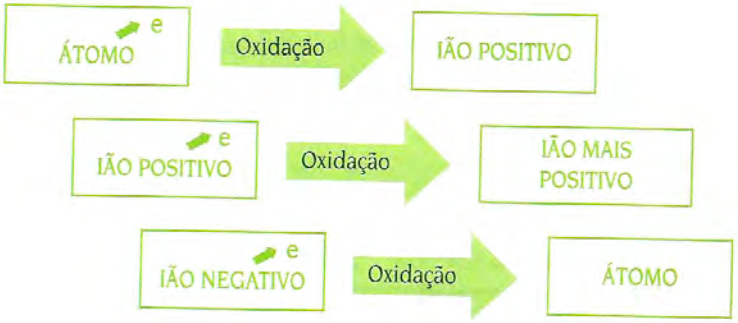
2e

$$Mg(s) + Cl_2(g) \longrightarrow \underbrace{Mg^{2+}\,(Cl^-)_2(s)}_{\text{Cloreto de magnésio } MgCl_2}$$

Durante a combustão dos metais, os átomos metálicos com carga zero transformam-se em iões de carga positiva. Ao perderem electrões, os elementos metálicos aumentam a sua carga, isto é, são oxidados.

A Reter!

Oxidações são reacções que correspondem ao aumento da carga de um elemento químico. Um elemento que se oxida perde electrões.



Aplico o que aprendi.

Considera a equação química que traduz a reacção do potássio com água.

$$2K(s) + 2H_2O(l) \rightarrow 2K^+(aq) + 2OH^-(aq) + H_2(g)$$

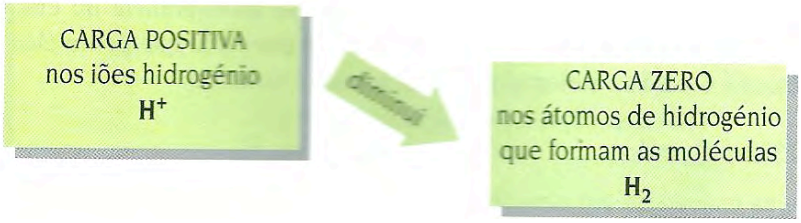
1 – Qual é a carga do elemento potássio antes e depois da reacção química?
2 – Qual é a variação da carga do elemento potássio?
3 – Quantos electrões perde cada átomo de potássio?
4 – Explica por palavras tuas, porque razão se afirma que nesta reacção ocorre a oxidação do potássio?

TODA A OXIDAÇÃO É ACOMPANHADA DE UMA REDUÇÃO

Nas reacções consideradas até aqui, verificaste que os átomos dos metais perdem electrões, oxidando-se. O que acontece aos electrões libertados por esses átomos? Repara atentamente na equação química que traduz, por exemplo, a reacção do magnésio com a solução aquosa de cloreto de hidrogénio.

$$Mg(s) + 2H^+(aq) + 2Cl^-(aq) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + 2Cl^-(aq) + H_2(g)$$

Como verificas, não é apenas a carga do magnésio que varia. A carga do elemento hidrogénio diminui, pois passa de ião positivo para átomo que forma a molécula H_2.



Sempre que, durante uma reacção química, há diminuição da carga de um elemento, diz-se que ocorre uma redução. A diminuição da carga ocorre porque esse elemento capta electrões. Assim, na reacção do magnésio com a solução aquosa de cloreto de hidrogénio, ocorre a redução do elemento hidrogénio. A diminuição da carga provém do ganho de electrões pelos respectivos iões.

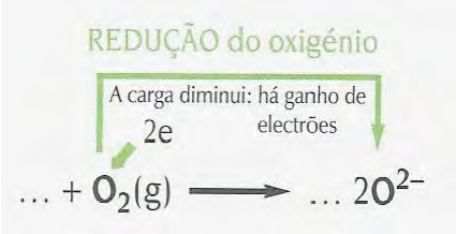
Redução do hidrogénio

$$...2H^+(aq) \rightarrow ...H_2(aq)$$

O mesmo se pode concluir reparando com atenção na equação que traduz a reacção do magnésio com o oxigénio. A carga do elemento oxigénio diminui.

$$2Mg(s) + O_2(g) \rightarrow 2Mg^{2+}O^{2-}(s)$$

Nesta reacção ocorre a redução do oxigénio. A diminuição da carga do elemento oxigénio provém do ganho de electrões pelos átomos que formam a molécula de oxigénio.



Como se verifica através de todos os exemplos apresentados, sempre que um determinado elemento perde electrões, há outro elemento que ganha electrões e é reduzido. Isto significa que a oxidação ou a redução não podem ocorrer separadamente. Fazem parte de uma reacção única: reacção de oxidação-redução ou reacção redox.

Em qualquer reacção de oxidação-redução há transferência de electrões de um elemento químico para outro: o elemento que perde electrões é oxidado e o elemento que os recebe é reduzido.

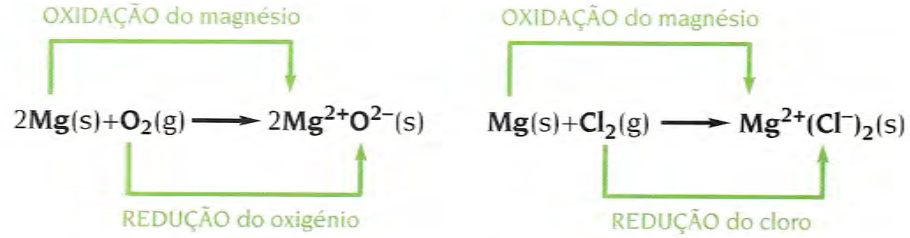
- Na reacção de um metal com um ácido, o metal oxida-se e o hidrogénio do ácido reduz-se;

Oxidação do magnésio

$$Mg(s) + 2H^{+}(aq) + 2Cl^{-}(aq) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + 2Cl^{-}(aq) + H_2(g)$$

Redução do hidrogénio

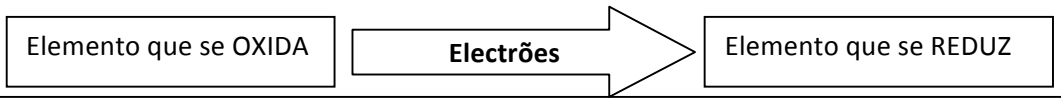
- Na combustão de um metal no oxigénio ou no cloro, o metal oxida-se e o outro elemento reduz-se.



A Reter!

Reduções são reacções que correspondem à diminuição da carga de um elemento químico. Um elementc que se reduz capta electrões.

A oxidação e a redução ocorrem simultaneamente, formando uma reacção de oxidação-redução.



Aplico o que aprendi.

onsidera a equação química que traduz a reacção do zinco com a solução aquosa de cloreto de hidrogénio.

$$Zn(s) + 2H^{+}(aq) + 2Cl^{-}(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2Cl^{-}(aq) + H_2(g)$$

– Qual é a carga do elemento hidrogénio antes e depois da reacção química?
– Qual é a variação da carga desse elemento?
– Quantos electrões capta cada ião de hidrogénio durante a reacção?
– Indica o elemento que se oxida e o que se reduz.

REACTIVIDADE DOS METAIS

Do estudo que se fez até ao momento sobre as reacções que envolvem metais, pode-se ter ficado com a ideia de que os elementos metálicos são sempre oxidados, o que não é verdade. Pode-se comprovar experimentalmente que ocorrem reacções entre elementos metálicos, onde uns são oxidados e outros são reduzidos.

A) Reacção entre o cobre e o ião prata em solução aquosa

Introduz-se parte de uma barra de cobre na solução aquosa de nitrato de prata existente num tubo de ensaio.

Observa-se, algum tempo depois, um depósito negro sobre a barra de cobre.

B) Reacção entre o ferro e o ião cobre(II) em solução aquosa

Introduz-se parte de um prego de ferro na solução aquosa de sulfato de cobre (II) contida num tubo de ensaio.

Observa-se, algum tempo depois, um depósito acastanhado no prego de ferro.

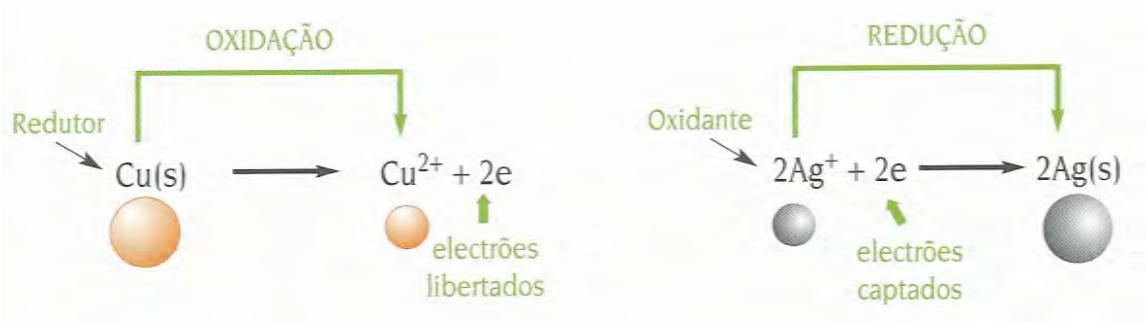
Como se interpretam as observações feitas durante estas experiências?

A) Quando se coloca o cobre sólido em contacto com o ião prata ocorre uma reacção traduzida pela seguinte equação química:

$$Cu(s) + 2Ag^{+}(aq) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + 2Ag(s)$$

Os átomos de cobre perdem electrões, transformando-se em iões cobre(II). O elemento cobre oxida-se. Os átomos de cobre, ao libertarem electrões, são responsáveis pela redução do elemento prata. Diz-se, por isso, que o cobre sólido é o redutor.

Os iões prata ganham electrões e transformam-se em átomos de prata. São necessários dois iões prata para captarem os dois electrões libertados por cada átomo de cobre. O elemento prata reduz-se. Os iões prata, ao captarem electrões, são responsáveis pela oxidação do cobre. Por isso se diz que o ião prata é o oxidante.

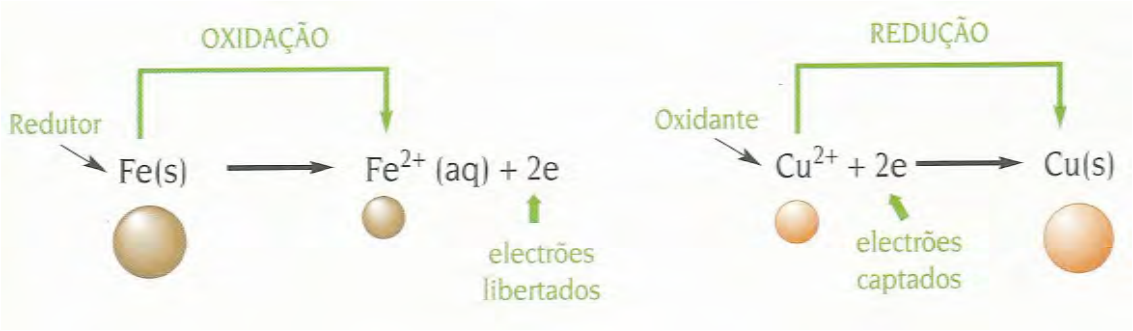


B) A reacção entre o ferro sólido constituinte do prego e os iões cobre (II) pode traduzir-se pela equação química:

$$Fe(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + Cu(s)$$

Os átomos de ferro perdem electrões, transformando-se em iões ferro (II). O elemento ferro oxida-se. Os átomos de ferro, ao libertarem electrões, são responsáveis pela redução do elemento cobre. O ferro sólido é o redutor.

Os iões cobre captam os electrões libertados pelos átomos de ferro, tranformando-se em átomos. O elemento cobre reduz-se. Os iões cobre, ao captarem electrões, são responsáveis pela oxidação do elemento ferro. O ião cobre (II) é o oxidante.



As situações A e B, mostram que o mesmo elemento químico (o cobre) pode oxidar-se, passando de átomo a ião positivo – situação A. Mas pode reduzir-se, ao passar de ião positivo a átomo – situação B.

Também mostram que o cobre metálico é capaz de reduzir iões prata e o ferro metálico é capaz de reduzir iões cobre.

Será que todos os metais têm a mesma capacidade de reduzir iões metálicos em solução aquosa?

Através de experiências é possível ordenar os metais pela sua capacidade para reduzir iões de outros metais em solução aquosa. Até é possível comparar essa capacidade dos metais com a do hidrogénio. Obtém-se assim uma lista onde os metais e o hidrogénio se encontram ordenados pela sua capacidade para reduzirem iões de outros metais e do hidrogénio.

- Qualquer metal desta lista reduz os iões dos metais que se encontram abaixo. Por exemplo:

  - O magnésio, Mg, reduz iões cobre (II), Cu^{2+}, mas não reduz iões cálcio, Ca^{2+};

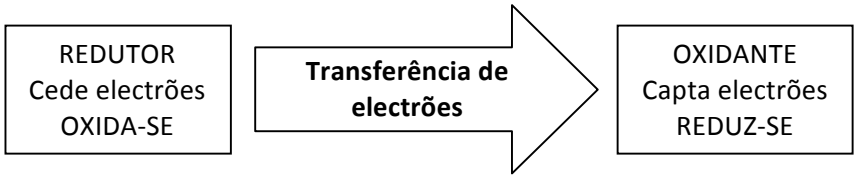
  - O cobre, Cu, não reduz iões magnésio, Mg^{2+}, mas reduz iões prata, Ag.

- Qualquer metal que se encontra acima do hidrogénio é capaz de reduzir iões H^+. Por isso esses metais reagem com as soluções ácidas. Por exemplo, o magnésio, Mg, e o zinco, Zn, reagem com as soluções ácidas, as quais contêm iões H^+, mas o cobre, Cu, ou a prata, Ag, não reagem com as soluções ácidas.

A Reter!

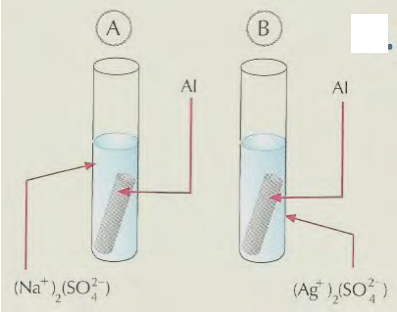
Nas reacções de oxidação-redução:

- O redutor cede electrões;
- O redutor oxida-se;
- O oxidante recebe electrões;
- O oxidante reduz-se;



A reactividade dos metais relaciona-se com o seu poder redutor. Um metal muito reactivo tem grande capacidade para reduzir. É um redutor forte, por isso oxida-se com grande facilidade.

Aplico o que aprendi.



1 – Observa a figura e explica, com base na lista de elementos ordenados pela capacidade redutora, por que motivo apenas em B ocorre uma reacção química.

2 – A reacção que ocorre no tubo B é traduzida pela equação química:

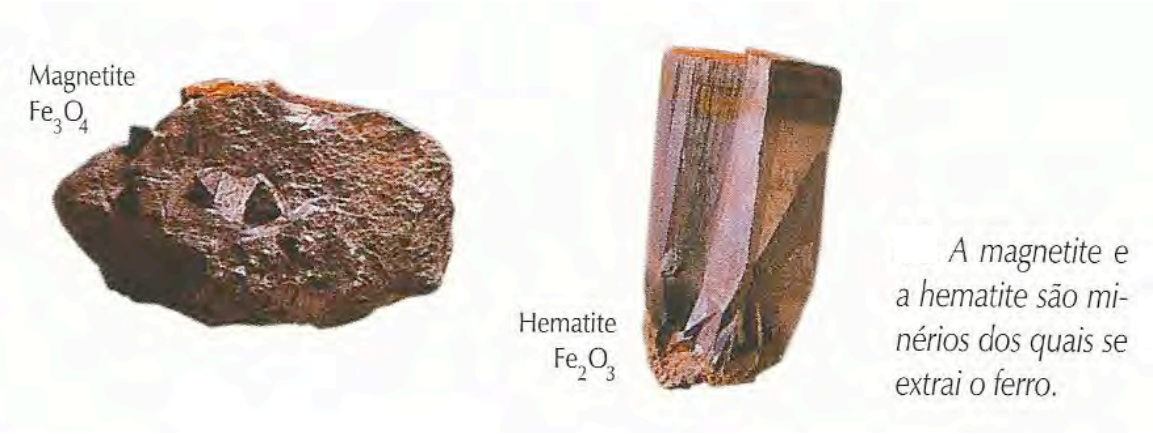
$$Al(s) + 3Ag^+(aq) \rightarrow Al^{3+}(aq) + 3Ag(s)$$

2.1 – Indica qual o é oxidante, qual é o elemento que se oxida, qual é o redutor e qual é o elemento que se reduz.
2.2 – Escreve a reacção que traduz a oxidação.
2.3 – Escreve a reacção que traduz a redução.

REACÇÕES DE OXIDAÇÃO - REDUÇÃO E A NOSSA VIDA

- **Extracção de metais**

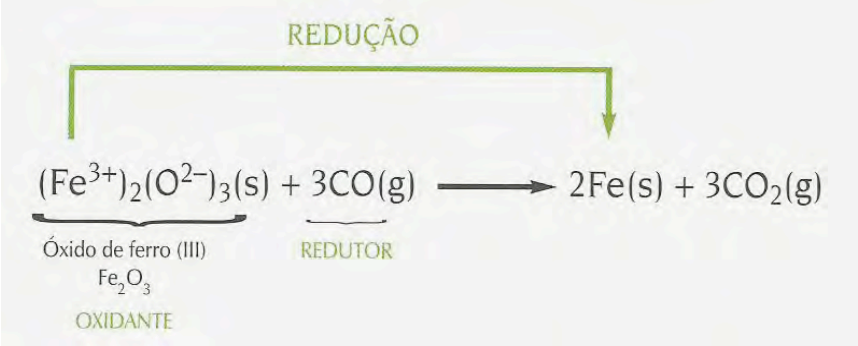
Muitos dos metais que usamos habitualmente não existem livres na natureza. Encontram-se na sua grande maioria na forma de óxidos constituintes das rochas, tal como acontece com o ferro, por exemplo.



A magnetite e a hematite são minérios dos quais se extrai o ferro.

Para extrair o ferro é necessário reduzir os iões ferro dos respectivos óxidos, constituintes de minérios como a magnetite e hematite, por meio de um redutor. O redutor adequado é o monóxido de carbono, CO, que resulta da combustão do carvão de coque numa atmosfera pobre em oxigénio. Este processo ocorre a temperaturas muito elevadas, da ordem dos 1700ºC, em altos fornos.

A reacção química que traduz de uma forma global a extracção do ferro a partir da hematite é traduzida pela seguinte equação química:



Pode-se assim concluir que na extracção de metais a partir dos respectivos óxidos contidos em minérios, ocorrem reacções de oxidação-redução. O elemento metálico é reduzido, passando de ião metálico a metal sólido. É muito comum usarem-se como agentes redutores o carvão e o monóxido de carbono.

- **As pilhas – geradores electroquímicos**

Nas reacções de oxidação-redução há transferência de electrões do redutor para o oxidante. Basta recordar, por exemplo, o que acontece quando se coloca uma barra de zinco em contacto com uma solução aquosa de sulfato de cobre (II).

- O zinco oxida-se: $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e$

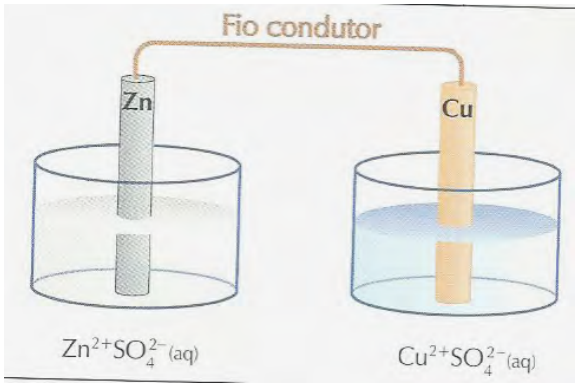
- O cobre reduz-se: $Cu^{2+}(aq) + 2e \rightarrow Cu(s)$

- Há transferência de electrões do zinco, o redutor, para os iões cobre (II), o oxidante.

- Será possível aproveitar este fluxo de electrões para produzir corrente eléctrica num circuito?

A resposta é afirmativa!

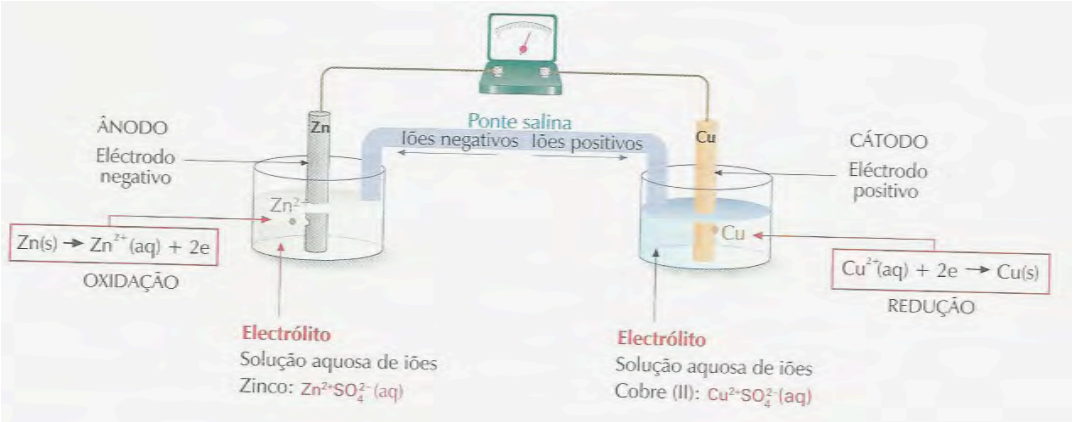
Basta, para isso, efectuar a transferência de electrões do redutor para o oxidante, não através do seu contacto directo, mas "à distância", por meio de um circuito condutor, como se mostra na figura seguinte.



Nesta figura, o contacto entre o zinco metálico, Zn, e a solução aquosa que contém iões cobre (II) é feito através do fio condutor e da barra de cobre. Os electrões provenientes da oxidação do zinco movem-se através do fio e da barra de cobre até contactarem com os iões cobre (II), ocorrendo a redução.

Isto é o que acontece nos geradores electroquímicos ou pilhas electroquímicas que todos estamos tão habituados a usar.

Apresenta-se a seguir o esquema de uma pilha electroquímica.



Interpretação do funcionamento desta pilha:

- Junto de cada uma das barras condutoras ocorrem reacções químicas. As barras designam-se por electrodos.

- Na barra de zinco ocorre a oxidação do zinco metálico: $\boxed{Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e}$ Esta barra tem, por isso, a designação de ânodo. Também se lhe chama eléctrodo negativo por funcionar como fonte de electrões. À medida que a reacção química ocorre, a barra de zinco torna-se cada vez mais delgada, pois os átomos que a constituem transformam-se em iões positivos que passam para a solução. Na solução aquosa de sulfato de zinco, a concentração de iões Zn^{2+} aumenta sucessivamente. A solução deixa de ser electricamente neutra, tornando-se positiva.

- Junto da barra de cobre ocorre a redução dos iões cobre (II): $\boxed{Cu^{2+}(aq) + 2e \rightarrow Cu(s)}$ Por isso, esta barra é designada por cátodo. É também o eléctrodo positivo, pois é para lá que se deslocam electrões provenientes da barra de zinco. A barra de cobre vai-se tornando cada vez mais espessa. É que os átomos de cobre provenientes da redução dos iões Cu^{2+} da solução vão-se depositando nela. Na solução aquosa de sulfato de cobre (II), a concentração de iões Cu^{2+} está sucessivamente a diminuir. A solução deixa de ser electricamente neutra, tornando-se negativa.

- A ponte salina contém uma solução de iões e tem um papel importante. Estabelece a ligação entre as soluções onde se encontram os eléctrodos sem que contactem entre si e contraria o excesso de cargas nessas soluções:

  Os iões positivos da ponte salina deslocam-se para a solução que tem excesso de iões negativos (a solução de iões cobre (II));

  Os iões negativos da ponte salina deslocam-se para a solução que tem excesso de iões positivos (a solução de iões de zinco).

- No circuito condutor exterior à pilha, há movimento de electrões do eléctrodo negativo para o positivo.

- No interior da pilha há apenas movimento de iões positivos e negativos.

- **Corrosão dos metais**

A oxidação dos metais ocorre continuamente à nossa volta e contribui para a sua deterioração. Quanto maior for a capacidade redutora do metal, mais facilmente ocorre a sua oxidação em presença do oxigénio e da humidade do ar. A corrosão dos metais resulta da sua oxidação.

- O ferro oxida-se em contacto com o ar. O produto resultante da oxidação chama-se óxido de ferro (III), Fe_2O_3. Este composto não adere bem à superfície do ferro metálico. Assim o ferro metálico permanece em contacto com o ar e a sua oxidação prossegue, tal como se pode observar nos navios encalhados nas baías de São Tomé. Por este motivo, o elemento ferro, que é um redutor mais fraco do que o alumínio e o zinco, corroi com mais facilidade. Para proteger o ferro da corrosão recorre-se, por exemplo, à pintura. A pintura impede o contacto do metal com o oxigénio do ar. Também é habitual banhar o ferro com magnésio ou zinco, pois estes são mais reactivos do que o ferro. Estes metais oxidam-se preferencialmente protegendo o ferro da corrosão.

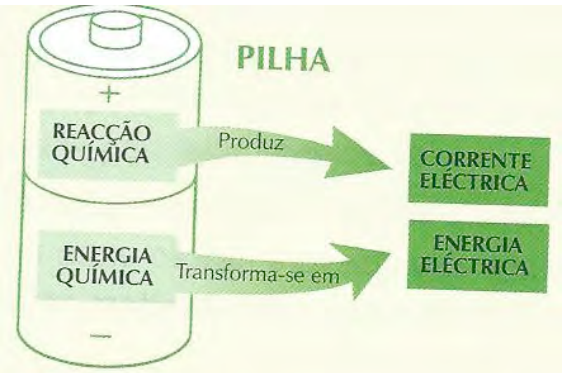
- O alumínio também se oxida em contacto com o oxigénio do ar. O produto da reacção é também um óxido: óxido de alumínio, Al_2O_3. Mas este óxido forma uma fina camada que adere muito bem ao respectivo metal. A camada de óxido de alumínio impede o contacto do metal alumínio com o ar, protegendo o metal da corrosão. Na construção civil usa-se alumínio metalico anodizado. A anodização consiste em recobrir o metal com óxido de alumínio, através da electrólise, para impedir a sua corrosão. O mesmo acontece com o zinco e o estanho.

- O cobre resiste bem à corrosão. Por um lado é um redutor mais fraco do que os outros metais já referidos. Por outro lado o óxido de cobre, CuO, designado de verdete devido à sua cor, também forma uma película bastante aderente, protegendo-o, tal como no alumínio.

A Reter!

Na extracção de metais a partir dos respectivos óxidos contidos em minérios, ocorrem reacções de oxidação-redução. O elemento metálico é reduzido, passando de ião metálico a metal sólido. É muito comum usarem-se como agentes redutores o carvão e o monóxido de carbono.

As pillhas são geradores de corrente electrica nas quais ocorrem reacções de oxidação-redução. A oxidação ocorre junto do eléctrodo negativo (o ânodo). A redução ocorre junto do eléctrodo positivo (o cátodo).



Aplico o que aprendi.

1 – Selecciona entre as frases seguintes a única verdadeira e corrige as restantes.

A) Praticamente todos os metais existem livres na natureza.

B) A hematite e a magnetite são hidróxidos de ferro.

C) Um redutor muito utilizado para extrair o ferro dos óxidos de ferro é o monóxido de carbono.

D) Quando se extrai o ferro de um óxido de ferro ocorre uma reacção de oxidação-redução, na qual o elemento ferro é oxidado.

2 – O que são os eléctrodos de uma pilha?

3 – Como se chama o eléctrodo…

3.1 - …onde ocorre a redução?

3.2 - …onde ocorre a oxidação?

3.3 - …positivo?

3.4 - …negativo?

4 – Em que sentido se movem os electrões no circuito eléctrico exterior à pilha?

3.2 QUÍMICA DO CARBONO

OS ELEMENTOS QUÍMICOS E A VIDA

Os elementos químicos que existem em maior quantidade nos seres vivos, animais e vegetais, são o oxigénio, o carbono, o hidrogénio e o azoto.

Além destes elementos, encontram-se, em quantidades inferiores, o cálcio, o fósforo, o sódio, o potássio e o enxofre e, em quantidades muito reduzidas, por exemplo, o ferro e o cobre.

Entre todos estes elementos químicos destaca-se o carbono que, combinado com outros, forma inúmeros compostos que asseguram a vida na Terra.

O carbono é o décimo quarto elemento mais abundante no nosso planeta.

É o elemento comum aos principais constituintes dos organismos vivos e dos materiais inertes com origem biológica como o carvão, o petróleo e o gás natural.

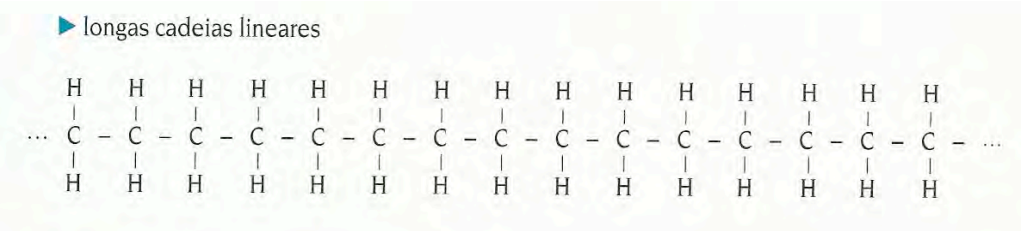
Em todas as células de animais e plantas estão presentes compostos de carbono. São exemplos os hidratos de carbono, as proteínas e os lípidos. Mas muitos compostos de carbono podem ser sintetizados no laboratório. É o caso dos polímeros, como os plásticos e as fibras sintéticas.

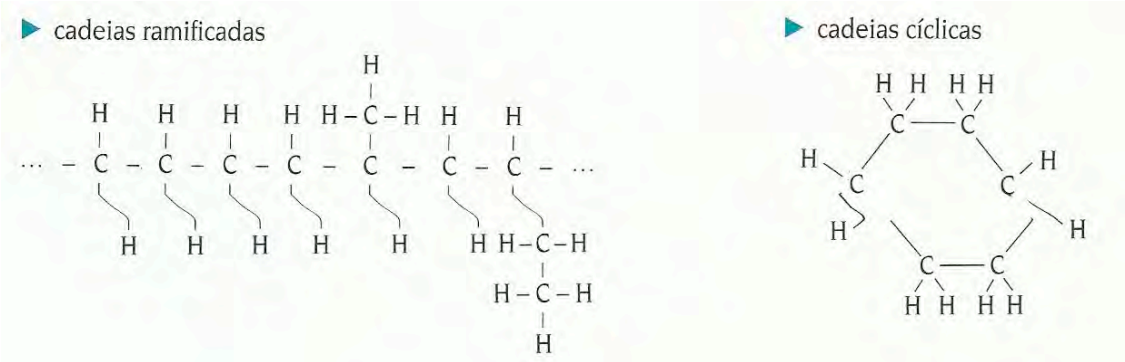
Do petróleo e do gás natural fazem parte compostos de carbono, também conhecidos por compostos orgânicos, com interesse industrial (os hidrocarbonetos).

Por que motivo entra o carbono na constituição de tantos compostos?

A principal razão é a possibilidade que os átomos de carbono têm para estabelecer ligações com quatro átomos de outros elementos, podendo também ligar-se entre si.

Os átomos de carbono podem formar cadeias longas, cadeias ramificadas e cadeias cíclicas.





Não admira, por isso, que sejam conhecidos milhões de compostos de carbono.

COMPOSTOS DE CARBONO MAIS SIMPLES

- **Hidrocarbonetos**

Os hidrocarbonetos são compostos formados apenas por átomos de carbono e hidrogénio. Se entre os átomos de carbono existem apenas ligações covalentes simples, chamam-se hidrocarbonetos saturados ou alcanos.

Os hidrocarbonetos insaturados têm pelo menos uma ligação covalente dupla ou uma ligação covalente tripla entre dois átomos de carbono. Incluem os alcenos e os alcinos.

Alcanos

O alcano mais simples chama-se metano. Cada molécula de metano tem apenas um átomo de carbono ligado a quatro átomos de hidrogénio, CH_4.

Nas moléculas dos alcanos só existem ligações covalentes simples. Por isso, são designados por hidrocarbonetos saturados.

Os alcanos encontram-se no gás natural e no petróleo, muito utilizados como combustíveis. Por exemplo, as gasolinas que se usam como combustível nos automóveis são misturas de alcanos.

O metano é o principal constituinte do gás natural. Já o propano e o butano são muito utilizados como combustíveis domésticos em botijas de gás para o fogão.

Consoante o número de átomos de carbono, os alcanos adquirem um nome específico. Observa a tabela que se segue:

NOME DO ALCANO	FÓRMULA MOLECULAR	FÓRMULA DE ESTRUTURA	MODELO MOLECULAR
Metano	CH_4	H H – C – H H	
Etano	C_2H_6	H H H – C – C – H H H	
Propano	C_3H_8	H H H H – C – C – C – H H H H	
Butano	C_4H_{10}	H H H H H – C – C – C – C – H H H H H	

É possível obter a fórmula molecular de qualquer alcano a partir da expressão C_nH_{2n+2}, substituindo n por um número inteiro. Assim, por exemplo, a fórmula molecular do alcano com 5 átomos de carbono é C_5H_{2x5+2}, e designa-se pentano.

A fórmula molecular do alcano com 6 átomos de carbono é C_6H_{2x6+2} e designa-se hexano.

A fórmula molecular do alcano com 7 átomos de carbono é C_7H_{2x7+2} e designa-se heptano.

O nome dos alcanos termina sempre em ano.

Alcenos

O alceno mais simples chama-se eteno ou, vulgarmente, etileno. As suas moléculas têm uma ligação covalente dupla entre dois átomos de carbono.

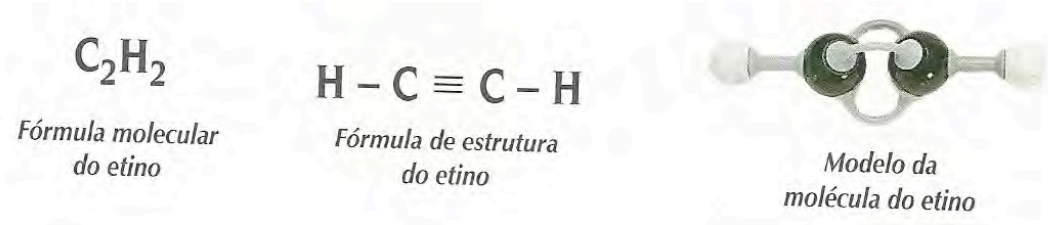
Nas moléculas dos alcenos há átomos de carbono unidos por ligações covalentes duplas. Chamam-se, por isso, hidrocarbonetos insaturados. O nome dos alcenos termina em eno e são largamente utilizados na indústria química.

É possível obter a fórmula molecular de qualquer alceno a partir da expressão C_nH_{2n}, substituindo n por um número inteiro maior ou igual a dois.

Assim, por exemplo, a fórmula molecular do alceno com 3 átomos de carbono é C_3H_{2x3}, e designa-se propeno.

Alcinos

O alcino mais simples é o etino. As suas moléculas têm dois átomos de carbono unidos por uma ligação covalente tripla.



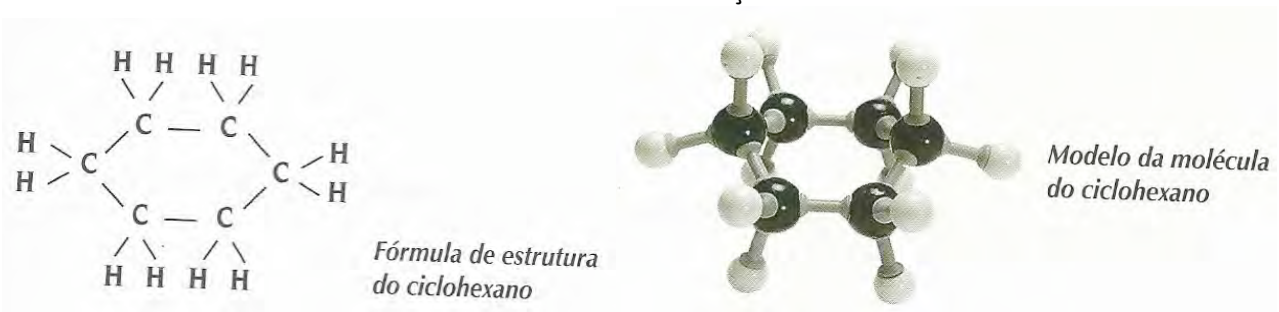
Nas moléculas dos alcinos há átomos de carbono unidos por ligações covalentes triplas. Por isso, são também hidrocarbonetos insaturados. O nome dos alcinos termina sempre em ino.

É possível obter a fórmula molecular de outros alcinos com uma só ligação tripla através da expressão C_nH_{2n-2} substituindo n por um número inteiro maior ou igual a dois. Por exemplo, a fórmula molecular do alcino com três átomos de carbono é C_3H_{2x3-2} e chama-se propino.

Hidrocarbonetos de cadeia ciclica

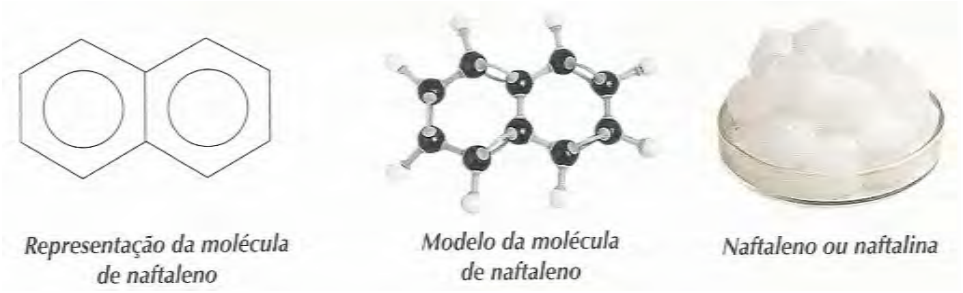
Até agora, considerámos apenas hidrocarbonetos de cadeia aberta, uns saturados e outros insaturados. Há ainda um conjunto de hidrocarbonetos em que os átomos de carbono se ligam entre si formando anéis – são os hidrocarbonetos de cadeia fechada ou cíclica que podem ser também saturados ou insaturados.

- Por exemplo o ciclohexano é um hidrocarboneto de cadeia cíclica saturado. A sua fórmula molecular é C_6H_{12}. Tem um "anel" com seis átomos de carbono na sua constituição.



- O benzeno é um hidrocarboneto de cadeia cíclica insaturado. A sua fórmula molecular é C_6H_6. Tem um anel com seis átomos de carbono na sua constituição. As três ligações duplas encontram-se deslocalizadas pelos seis átomos de carbono. Por isso, é habitual usar esta outra representação para o benzeno.

- O naftaleno é outro hidrocarboneto cíclico insaturado de fórmula molecular $C_{10}H_8$. É conhecido por naftalina e tem dois anéis benzénicos na sua constituição.



- **Algumas reacções dos hidrocarbonetos**

Combustão

A combustão dos hidrocarbonetos é uma reacção química muito importante. Ocorre com libertação de grande quantidade de energia, muito útil na nossa vida diária. A energia libertada pode ser utilizada, por exemplo, como calor, nos fogões a gás ou até para originar o movimento dos automóveis.

A combustão dos hidrocarbonetos consiste na sua reacção com o oxigénio, formando-se dióxido de carbono e água com libertação de energia. Assim, a combustão completa do metano é representada pela seguinte equação química.

$$CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g) + Energia$$

Mas, se a concentração de oxigénio é baixa, a combustão é incompleta e em vez de dióxido de carbono forma-se monóxido de carbono ou mesmo carbono sólido. As equações químicas seguintes traduzem a combustão incompleta do metano.

$$2CH_4(g) + 3O_2(g) \rightarrow 2CO(g) + 4H_2O(g) + Energia$$

$$CH_4(g) + O_2(g) \rightarrow C(s) + 2H_2O(g) + Energia$$

Qualquer hidrocarboneto, saturado ou insaturado, reage com o oxigénio, produzindo energia, de acordo com os esquemas que se seguem:

- Combustão completa: $Hidrocarboneto + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(g) + Energia$

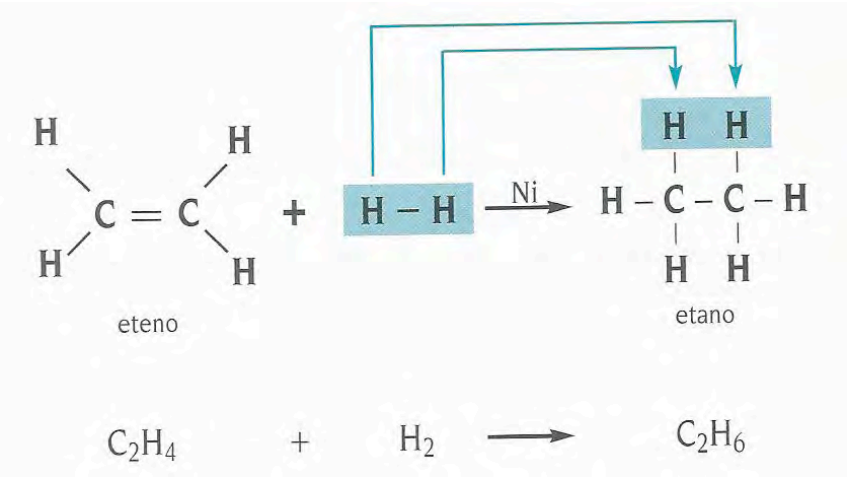
- Combustões incompletas: $Hidrocarboneto + O_2(g) \rightarrow CO(g) + H_2O(g) + Energia$

$$Hidrocarboneto + O_2(g) \rightarrow C(s) + H_2O(g) + Energia$$

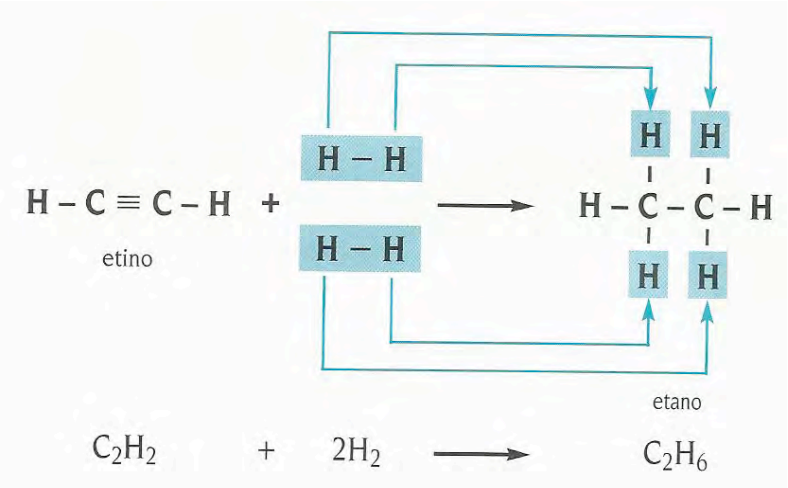
Hidrogenação

A hidrogenação é uma reacção característica dos alcenos e dos alcinos. Um alceno pode ser convertido no alcano com o mesmo número de átomos de carbono, quando uma molécula de hidrogénio, H_2, se adiciona à ligação dupla. Esta reacção chama-se hidrogenação e é efectuada na presença de platina ou níquel que actuam como catalisadores.

A hidrogenação do eteno pode ser traduzida pela equação química que se segue, onde a ligação dupla entre os átomos de carbono é convertida em ligação simples.

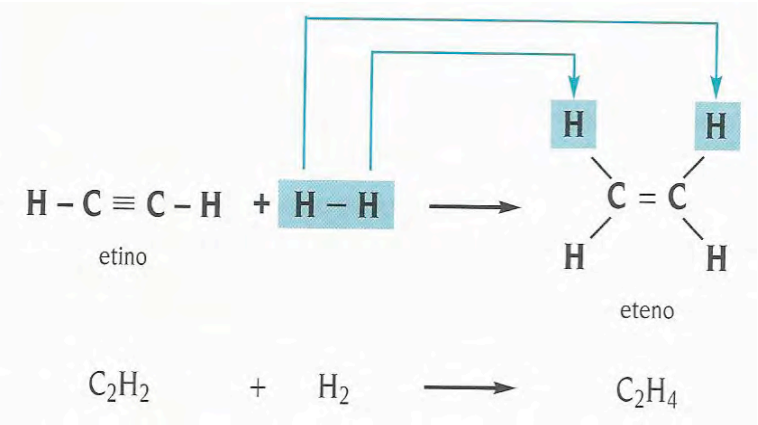


A hidrogenação dos alcenos tem um grande interesse industrial. O fabrico das margarinas baseia-se neste processo. Podem obter-se a partir de óleos Vegetais insaturados quando a estes se adiciona hidrogénio.



Os alcinos também podem ser transformados nos correspondentes alcanos através de reacções de hidrogenação, quando duas moléculas de hidrogénio, $2H_2$, se adicionam à ligação tripla. A equação química seguinte traduz a hidrogenação do etino para se converter no alcano com o mesmo número de átomos de carbono.

O etino também se pode converter em eteno quando apenas se adiciona uma molécula de hidrogénio à ligação tripla, de acordo com a seguinte equação química:



A Reter!

Os hidrocarbonetos são compostos formados apenas por hidrogénio e carbono. Podem ser:

- Hidrocarbonetos saturados, os alcanos.
- Hidrocarbonetos insaturados, os alcenos e os alcinos.
- Hidrocarbonetos de cadeia cíclica, saturados e insaturados.

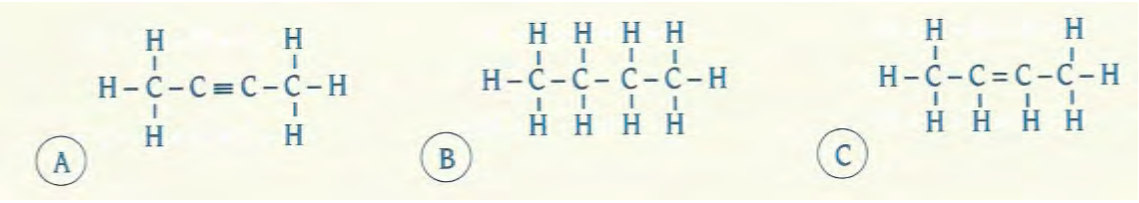
A combustão é uma reacção característica de todos os hidrocarbonetos. Esta reacção utiliza-se como fonte de calor por ser fortemente exotérmica.

A hidrogenação é característica dos hidrocarbonetos insaturados: alcenos e alcinos. Através desta reacção os hidrocarbonetos insaturados convertem-se em hidrocarbonetos saturados.

Aplico o que aprendi.

1 – Escreve a fórmula de estrutura do alcano com cinco átomos de carbono.

2 – Considera as seguintes fórmulas de estrutura:



Indica, justificando, qual representa: um alcano; um alceno; um alcino.

3 – Escreve a equação química que traduz a combustão completa do gás butano, como ocorre num fogão a gás.

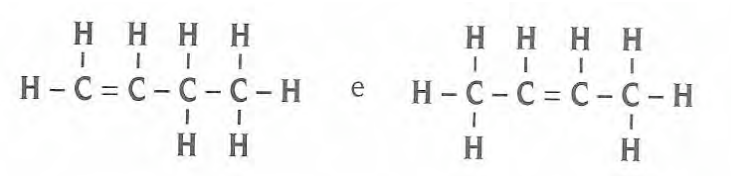
4 – O que entendes por hidrogenação de um hidrocarboneto?

5 – Quais são os hidrocarbonetos que participam em reacções de hidrogenação?

ISÓMEROS

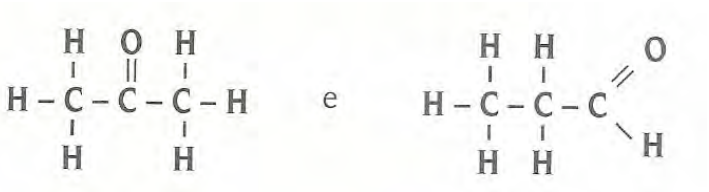
Dos vários compostos de carbono que estudaste até agora, muitos deles têm fórmulas de estrutura diferentes, mas correspondem à mesma fórmula molecular. Por outras palavras, as moléculas são constituídas pelo mesmo número e tipo de átomos, mas distribuídos na molécula de forma diferente.

Chamam-se isómeros a todos os compostos químicos que têm a mesma fórmula molecular, mas diferente fórmula de estrutura. Exemplificando:



Estes dois alcenos são isómeros: a sua fórmula molecular é a mesma, C_4H_8, mas as fórmulas de estrutura são diferentes.

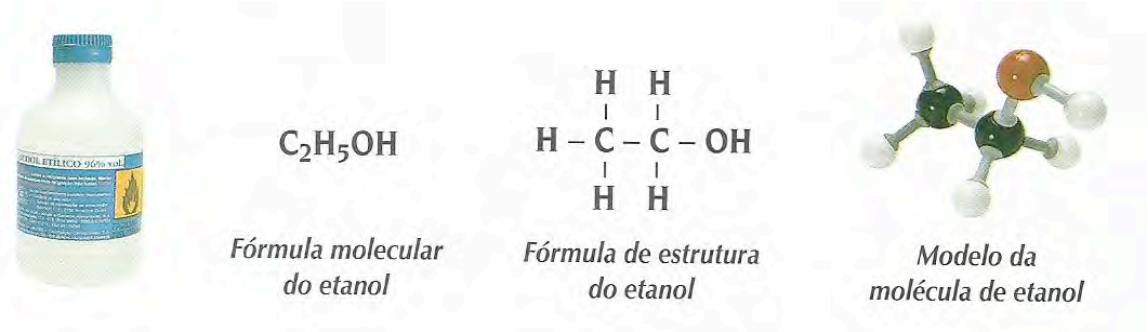
A propanona e o propanal são outro tipo de compostos de carbono que passaremos a estudar a seguir e também são isómeros. A sua fórmula molecular é a mesma, C_3H_6O, mas as fórmulas de estrutura são diferentes.



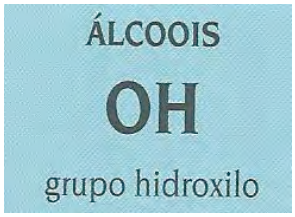
OUTROS COMPOSTOS DE CARBONO

Álcoois

O etanol ou álcool etílico é um líquido incolor e inflamável que tem um cheiro característico. É um solvente valioso e matéria-prima de muitas sínteses orgânicas. É também um dos produtos da fermentação, estando presente nas bebidas alcoólicas.



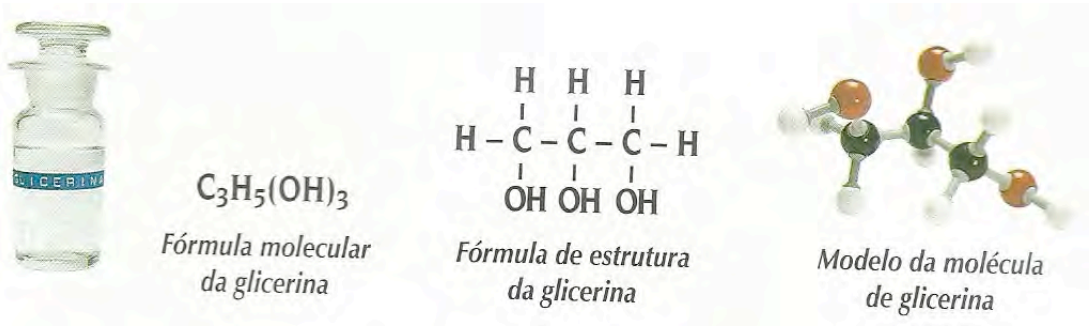
O etanol pertence a um grupo de compostos designados por álcoois. As moléculas dos álcoois possuem em comum o grupo característico hidroxilo – OH, que lhes confere propriedades específicas e nossas conhecidas.



Há álcoois que têm apenas um grupo hidroxilo, são os monoálcoois como o etanol. Outros possuem vários destes grupos. Os diálcoois têm dois grupos hidroxilo e os triálcoois têm três grupos hidroxilo.

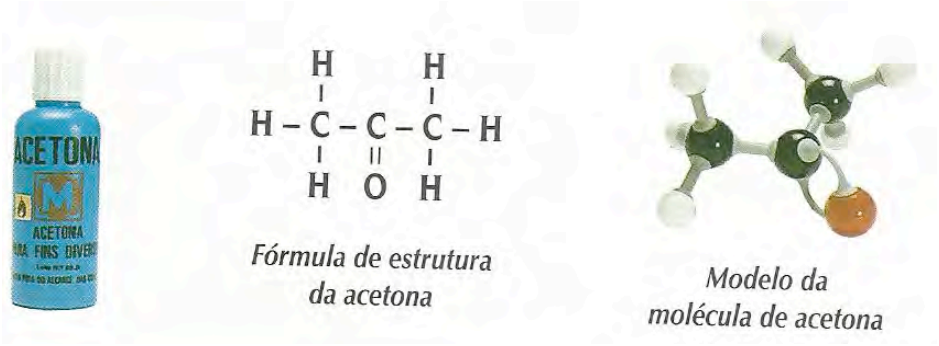
O nome atribuído aos álcoois deriva do nome dos respectivos hidrocarbonetos adicionando-lhe as terminações ol (se é um monoálcool); diol (se é um diálcool); triol (se é um triálcool).

Um triálcool muito utilizado na indústria é o propanotriol, vulgarmente designado por glicerina. A glicerina é um líquido viscoso e inflamável com centenas de aplicações. Utiliza-se na indústria alimentar, em cosméticos e medicamentos.



Cetonas e aldeídos

A acetona é um líquido incolor, inflamável, de cheiro característico e com grande interesse industrial. É um bom solvente de lacas e vernizes.



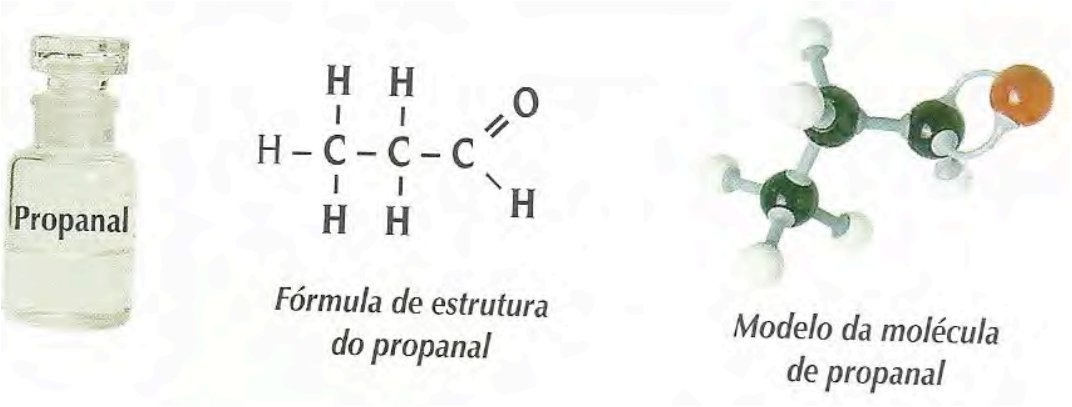
A acetona ou propanona pertence a um grupo de compostos de carbono que se designam genericamente por cetonas. As suas moléculas têm em comum o grupo característico carbonilo, C=O, que aparece sempre no meio da cadeia, ou seja, entre os átomos de carbono.

O nome da família das cetonas deriva do nome dos correspondentes hidrocarbonetos ao qual se adiciona a terminação ona. Por isso, a acetona que tem três átomos de carbono é designada pelos químicos por propanona.

Há outro tipo de compostos de carbono que também possuem o grupo carbonilo, o qual aparece sempre localizado no extremo da cadeia. Estes compostos designam-se genericamente por aldeídos.

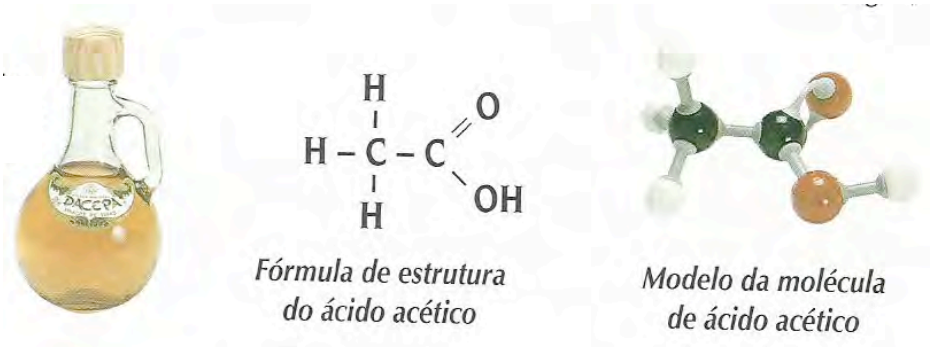
O nome dos aldeídos deriva do nome dos correspondentes hidrocarbonetos ao qual se adiciona a terminação al.

O aldeído que possui uma cadeia com três átomos de carbono chama-se propanal.



Ácidos carboxílicos

O ácido acético ou ácido etanóico é um composto de carbono muito importante para a indústria. É produzido em grandes quantidades para se utilizar posteriormente na obtenção de outros compostos orgânicos. Este ácido é o principal componente do vinagre.

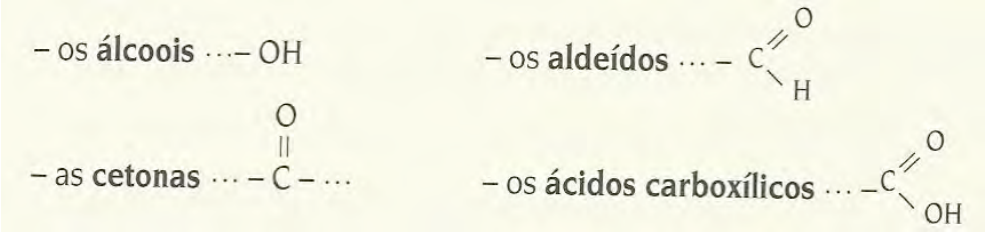


O ácido acético pertence a um grupo de compostos designados por ácidos carboxílicos. As suas moléculas têm em comum um grupo característico – o grupo carboxilo.

O grupo carboxilo tem esta designação por ser a combinação de um grupo carbonilo e um grupo hidroxilo. O nome dos ácidos carboxílicos deriva do nome dos correspondentes hidrocarbonetos ao qual se acrescenta a terminação óico, iniciando-se sempre pela palavra ácido.

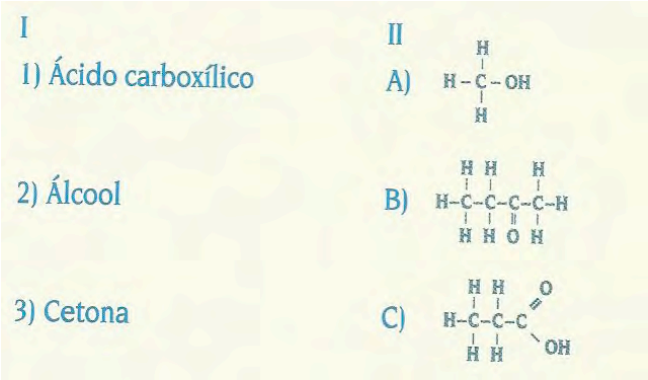
A Reter!

Muitos compostos de carbono possuem grupos característicos que lhes conferem propriedades específicas. São exemplos:



Aplico o que aprendi.

1 – Estabelece a correspondência correcta entre as colunas I e II.



2 – Que nomes propões para os compostos representados por A e B?

COMPOSTOS DE CARBONO MAIS COMPLEXOS

Lípidos

Os lípidos ou gorduras são compostos orgânicos insolúveis na água e solúveis em solventes orgânicos como o benzeno, o éter e o clorofórmio. Têm na sua constituição os elementos carbono, hidrogénio e oxigénio. As gorduras são importantes fontes de energia para o nosso organismo, podendo ser de origem animal (carne e peixe) ou vegetal (azeite e óleos).

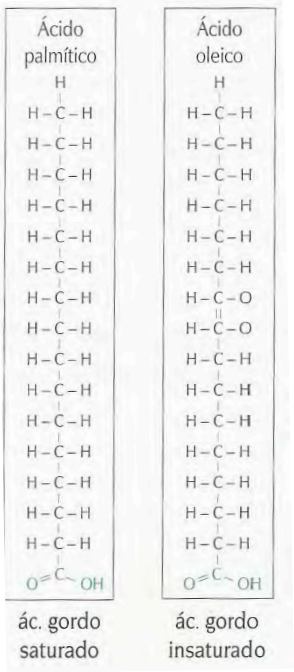
As gorduras mais simples designam-se por triglicerídios. São ésteres de ácidos gordos e glicerol.

- O que são ácidos gordos?

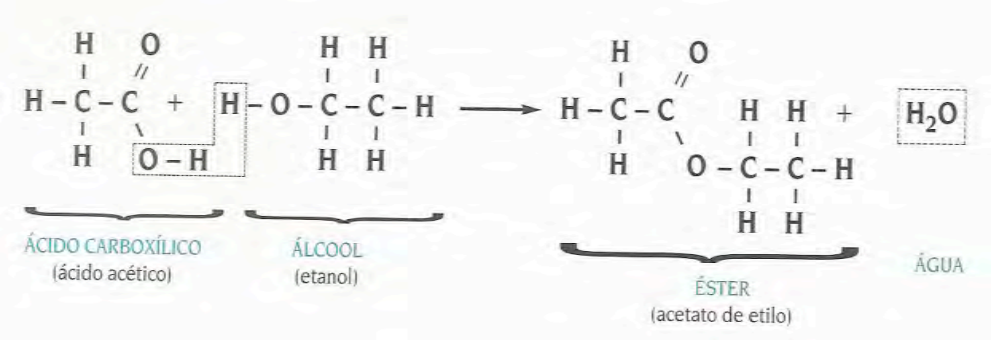
Os ácidos gordos como os ácidos, palmítico e oleico, são ácidos carboxílicos que têm uma longa cadeia carbonada. A sua massa molecular é portanto elevada.

- O que são ésteres?

Quando um ácido carboxílico reage com um álcool forma-se um novo composto que é um éster.



Exemplificando, para a reacção entre o ácido acético e o etanol, tem-se:



Os triglicerídeos formam-se por uma reacção semelhante a esta a partir de ácidos gordos e glicerol.

ÁCIDOS GORDOS + GLICEROL → TRIGLICERÍDEO + ÁGUA

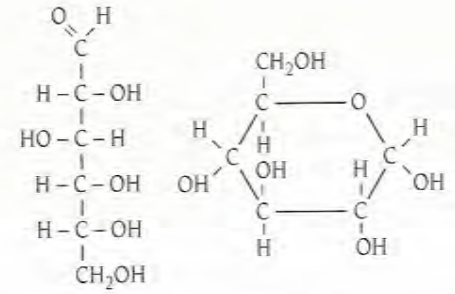
Nos seres vivos ocorre uma reacção inversa desta, isto é, uma reacção na qual os triglicerídeos são decompostos em ácidos gordos e glicerol. Designa-se por hidrólise dos triglicerídeos:

TRIGLICERÍDEO + ÁGUA → ÁCIDOS GORDOS + GLICEROL

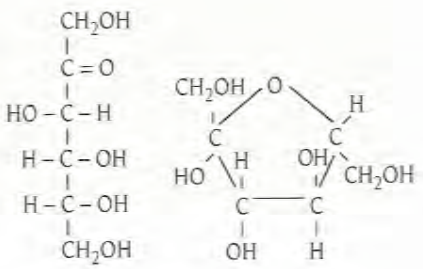
Hidratos de carbono

Os hidratos de carbono são vulgarmente conhecidos por açúcares. Desempenham funções diversas, sendo importantes fontes de energia para os seres vivos.

A glicose e a frutose são dois açúcares simples, monossacarídeos, que existem em numerosos frutos.



Fórmula de estrutura da GLICOSE

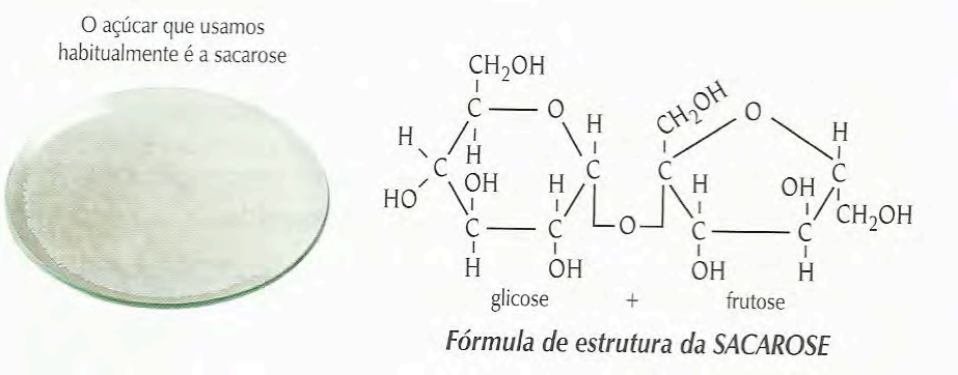


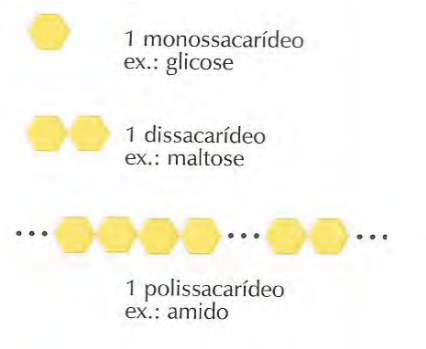
Fórmula de estrutura da FRUTOSE

Nas plantas verdes, a glicose forma-se através da fotossíntese. É desta forma que as moléculas de CO_2 e H_2O,

na presença da luz solar, são transformadas em glicose e oxigénio. A combustão da glicose nas plantas e no nosso organismo (respiração celular) resulta a energia de que necessitamos para a nossa vida.

A sacarose é um açúcar que habitualmente se usa para adoçar bebidas. Extrai-se, por exemplo, da cana-de-açúcar, mas é um dissacarídeo constituído por dois monossacarídeos, glicose e frutose ligadas entre si, como mostra a figura que se segue.





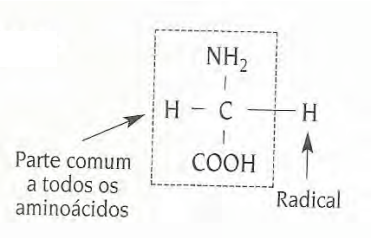
Os polissacarídeos são formados por mais de duas moléculas de monossacarídeos. Os mais comuns contêm um elevado número de monossacarídeos ligados entre si, formando grandes cadeias mais ou menos ramificadas. Alguns polissacarídeos importantes são o amido, o glicogénio e a celulose.

Proteínas

As proteínas são compostos de carbono, hidrogénio, oxigénio, azoto e, por vezes, enxofre. As proteínas de todas as espécies, desde as bactérias microscópicas até ao homem, são constituídas a partir de 20 aminoácidos principais.

O que são aminoácidos?

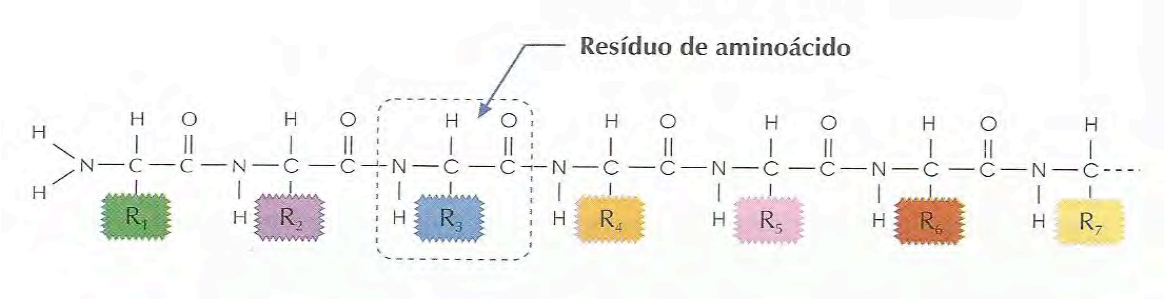
São compostos de carbono que contêm o grupo amina - NH_2, com características básicas e o grupo ácido carboxílico – COOH, com características ácidas, ligados ao mesmo átomo de carbono.



No quadro seguinte apresentam-se alguns aminoácidos:

NOME DO AMINOÁCIDO	ABREVIATURA	PARTE COMUM	RADICAL – R
Alanina	Ala	$H-C(NH_2)(COOH)$	CH_3
Valina	Val	$H-C(NH_2)(COOH)$	$CH(CH_3)_2$
Leucina	Leu	$H-C(NH_2)(COOH)$	$CH_2-CH(CH_3)_2$
Cisteína	Cis	$H-C(NH_2)(COOH)$	CH_2-SH

Os aminoácidos unem-se entre si através de ligações peptídicas. Estas ligações estabelecem-se entre o grupo amina de um aminoácido e o grupo ácido carboxílico de outro aminoácido. Quando um elevado número de aminoácidos estabelecem ligações peptídicas, formam-se as proteínas.



Cada proteína apresenta uma composição específica no que respeita ao número de aminoácidos, ao tipo e à sequência dos mesmos na cadeia.

A hemoglobina é um exemplo de uma proteína que se encontra nos glóbulos vermelhos, sendo responsável pelo transporte de oxigénio a todas as células do corpo.

A insulina é uma proteína produzida pelo pâncreas, regulando o transporte de glicose (açúcar) para as células. Os diabéticos têm insuficiência de insulina.

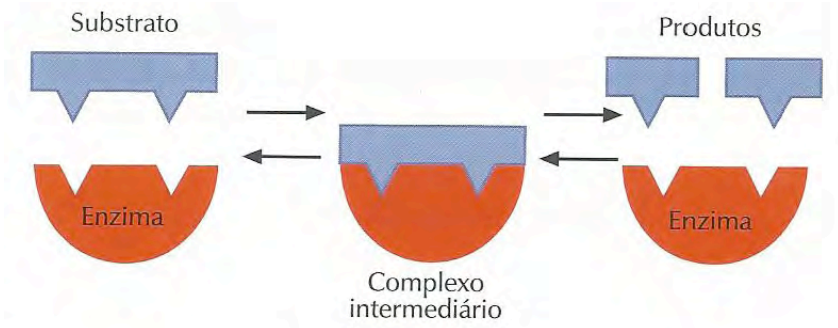
O colagéneo é também uma proteína que faz parte da estrutura da pele e dos ossos.

ENZIMAS E BIOTECNOLOGIA

Em todos os seres vivos, processam-se numerosas reacções químicas que ocorrem em presença de biocatalisadores. Quase todos os biocatalisadores são enzimas. As enzimas são proteínas muito específicas que têm como função acelerar as reacções em que intervêm. Na sua ausência, as reacções seriam muito lentas e a maior parte delas só ocorreria a temperaturas elevadas que destruiriam as células.

Como actuam as enzimas?

Cada enzima possui uma configuração específica que lhe permite estabelecer a ligação com as moléculas que vão participar na reacção – substratos – formando um complexo intermediário. Quando termina a reacção os produtos formados libertam-se da enzima, que não sofre qualquer modificação na sua estrutura, podendo catalisar muitas vezes o mesmo tipo de reacção.



Cada enzima é específica para determinado substrato, pois a ligação entre a enzima e o substrato só é possível se as suas formas se poderem combinar.

As enzimas têm também uma participação importante na produção do vinho, cerveja, queijo e pão, entre outras. Por exemplo, no fabrico do vinho, a transformação de glicose em etanol é catalisada por enzimas. Essa transformação chama-se fermentação alcoólica.

Com o desenvolvimento da biotecnologia, procurou-se melhorar a qualidade dos produtos alimentares existentes e criar novos produtos. Para isso, foi necessário estudar e produzir enzimas que intervêm na sua produção. As enzimas são, aliás, cada vez mais utilizadas na indústria alimentar e noutras indústrias como a dos medicamentos.

EXERCÍCIOS FINAIS

1. Em muitas reacções onde participam elementos metálicos ocorre a sua oxidação.

1.1 – Entre as hipóteses I, II e III, selecciona a que completa correctamente a frase seguinte: **"Uma reacção de oxidação corresponde…"**

I - …ao ganho de electrões por um elemento químico.
II - …ao aumento de carga de um elemento químico.
III - …à transformação de um ião positivo num átomo.

1.2 – Identifica, entre os esquemas seguintes, os que correspondem a oxidações:

A $Mg + \ldots \longrightarrow Mg^{2+} + \ldots$ **B** $Cu^{2+} + \ldots \longrightarrow Cu + \ldots$
C $O + \ldots \longrightarrow O^{2-} + \ldots$ **D** $H + \ldots \longrightarrow H^{+} + \ldots$
E $Na + \ldots \longrightarrow Na^{+} + \ldots$

2. Nas frases seguintes, risca a hipótese errada, de modo a obter afirmações verdadeiras:

A) Durante uma redução, há **aumento/diminuição** da carga de um elemento devido á **captação/libertação** de electrões.

B) Numa oxidação, há **aumento/diminuição** da carga de um elemento através da **captação/libertação** de electrões.

3. O zinco reage com as soluções ácidas de acordo com a seguinte equação química:

$$Zn(s) + 2H^{+}(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + H_2(g)$$

3.1 – Selecciona, entre as frases seguintes, as verdadeiras para esta reacção química.

A) Quando um átomo de zinco se transforma num ião zinco, ocorre uma oxidação.
B) O zinco é o elemento que capta electrões.
C) Durante a reacção, há aumento de carga do elemento hidrogénio.
D) O elemento hidrogénio é reduzido.
E) Durante esta reacção, há transferência de electrões do hidrogénio para o zinco.

3.2 – Qual é a variação da carga do elemento zinco?

3.3 – Quantos electrões capta cada ião hidrogénio quando se transforma em átomo?

4. Observa a equação química que traduz a reacção entre o alumínio metálico e uma solução aquosa de iões cobre (II).

$$2Al(s) + 3Cu^{2+}(aq) \rightarrow 2Al^{3+}(aq) + 3Cu(s)$$

4.1 – Identifica:

- O elemento cuja carga aumenta;
- O elemento cuja carga diminui;
- O elemento que capta electrões;
- O elemento oxidado;
- O oxidante;
- O redutor.

4.2 – Diz em que consiste a reacção de oxidação.

4.3 – Escreve a equação química que traduz a redução.

5. Quando se faz borbulhar cloro gasoso numa solução de iodeto de potássio, observa-se a obtenção de uma cor acastanhada, característica das soluções de iodo: ocorre a reacção traduzida pela seguinte equação química:

$$Cl_2(g) + 2I^{-}(aq) \rightarrow 2Cl^{-}(aq) + I_2(aq)$$

5.1 – Completa a frase que se segue de modo a traduzir correctamente as informações fornecidas por esta equação química.

Uma molécula de _____ reage com dois _____ iodeto, originando _____ iões _____ e uma molécula de _____.

5.2 – Indica:

- O elemento cuja carga aumenta;
- O elemento oxidado;
- O elemento reduzido;
- O oxidante;
- O redutor.

5.3 – Justifica a afirmação: "Esta equação química traduz uma reacção de oxidação-redução".

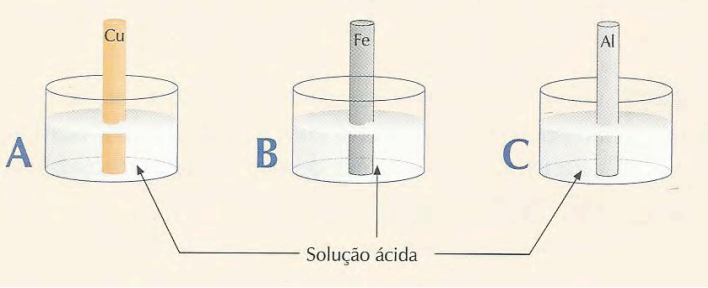
6. Sabe-se que o zinco se oxida mais facilmente do que o cobre e este ainda se oxida mais facilmente do que a prata.

6.1 – Qual dos três metais é o redutor mais forte?

6.2 – Selecciona entre as hipóteses seguintes as possíveis:

A) Uma barra de cobre mergulhada numa solução de iões prata, Ag^{+} fica revestida de prata metálica.
B) Uma barra de prata mergulhada numa solução de iões cobre (II), Cu^{2+}, fica revestida de cobre metálico.
C) Uma barra de cobre mergulhada numa solução de iões zinco, Zn^{2+}, fica revestida de zinco metálico.
D) Uma barra de zinco mergulhada numa solução de iões cobre (II), Cu^{2+}, fica revestida de cobre metálico.
E) Um fio de prata mergulhado numa solução de iões zinco, Zn^{2+}, fica revestido de zinco metálico.

7. Observa atentamente a seguinte figura:

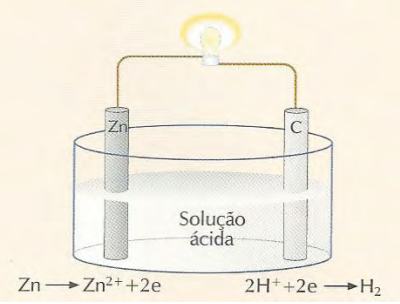


7.1 – Diz, justificando, em que casos é de prever que ocorra uma reacção química entre o metal e o ião hidrogénio existente na solução ácida.

7.2 – Qual dos três metais é o redutor mais fraco?

Nota: consulta a figura dos elementos ordenados pela sua capacidade redutora.

8. O conjunto da figura que se segue pode funcionar como uma pilha durante um curto intervalo de tempo, ocorrendo, junto dos eléctrodos, reacções químicas.



8.1 – Completa correctamente as frases seguintes:

A) A barra de zinco _____ de espessura.

B) Junto da barra de grafite forma-se _____.

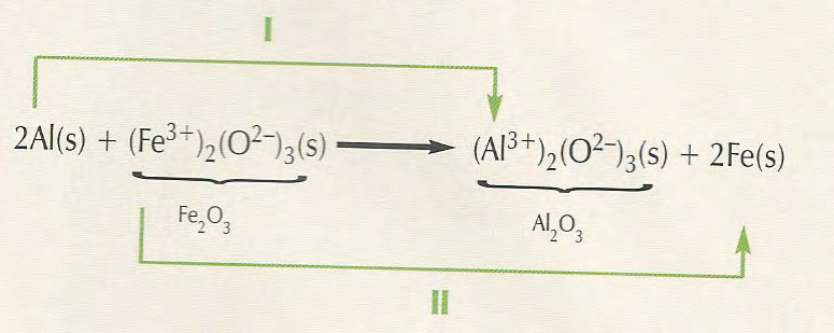
C) O movimento de electrões através do fio metálico ocorre no sentido da barra de _____ para a de _____.

D) A barra de grafite designa-se por _____, pois junto dela realiza-se a reacção de _____.

E) A barra de zinco é o eléctrodo _____.

8.2 – Escreve a equação química que traduz a reacção de oxidação-redução que ocorre.

9. Para se obterem pequenas quantidades de ferro, é habitual recorrer à reacção do óxido de ferro com alumínio metálico. Este processo é traduzido pela seguinte equação química:



9.1 – Indica o nome de cada uma das reacções correspondentes aos números I e II.

9.2 – Complete a seguinte frase:

" O alumínio funciona de _____. Permite a _____ do ferro que passa de _____ com carga _____, no respectivo óxido, para átomo _____."

9.3 – Esta reacção que permite extrair ferro é de oxidação-redução. Justifique esta afirmação.

10. Selecciona, de entre as afirmações que se seguem, as verdadeiras e as falsas, corrigindo as falsas.

A) Durante a corrosão dos metais, ocorre a sua redução;

B) O oxigénio do ar é um oxidante responsável pela corrosão do ferro;

C) O ferro corrói mais facilmente do que o alumínio porque é um redutor mais forte;

D) O verdete é óxido de cobre e resulta da corrosão deste metal;

E) O cobre é um redutor mais forte do que o ferro, pelo que resiste mais à corrosão.

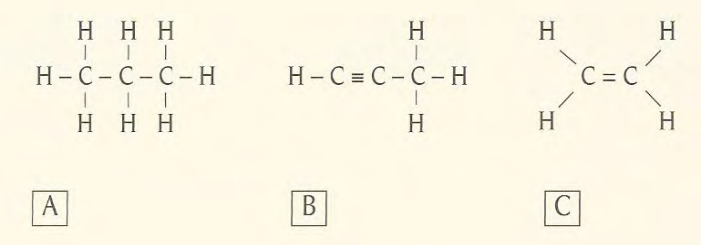
11. De entre as fórmulas químicas seguintes, identifica as que correspondem a hidrocarbonetos:

A) C_6H_6 B) H_2O C) C_4H_{10} D) C_2H_5OH E) C_6H_{12} F) NH_3 G) H_2CO_3

12. Completa correctamente o quadro que se segue:

NOME DO HIDROCARBONETO	FÓRMULA MOLECULAR	FÓRMULA DE ESTRUTURA
		H | H – C – H | H
Etano		
	C_3H_8	
Butano		
Pentano	C_5H_{12}	

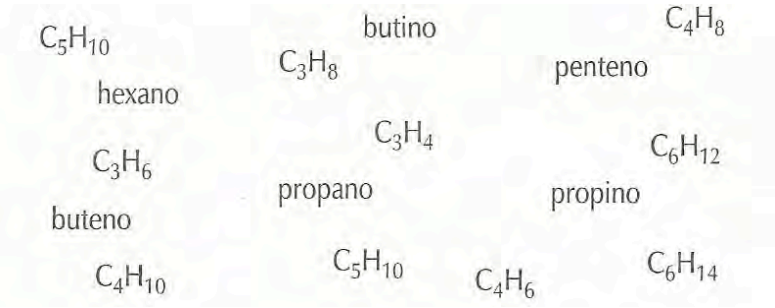
13. Considera os compostos representados pelas seguintes fórmulas de estrutura:



13.1 – Selecciona de entre esses compostos:
- Um alcano;
- Um alceno;
- Um alcino;
- Um hidrocarboneto saturado;
- Dois hidrocarbonetos insaturados.

13.2 – Qual é o nome do alcano? E o do alceno?

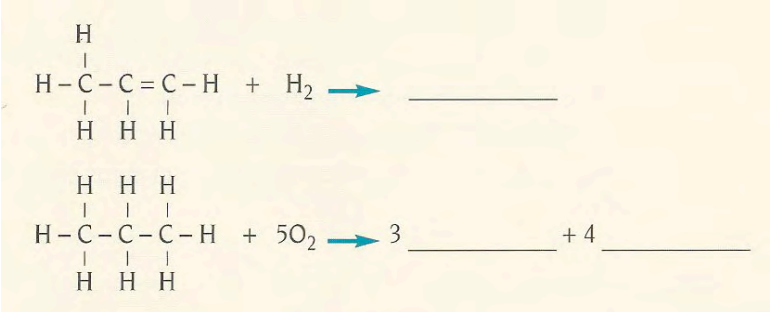
14. Considera os nomes e as fórmulas moleculares de alguns hidrocarbonetos.



14.1 – Associa correctamente a fórmula molecular a cada um dos nomes indicados.

14.2 – Escreve as fórmulas de estrutura do hexano, propeno e do butino.

15. As equações químicas que se seguem referem-se a reacções características dos hidrocarbonetos, mas estão incompletas.

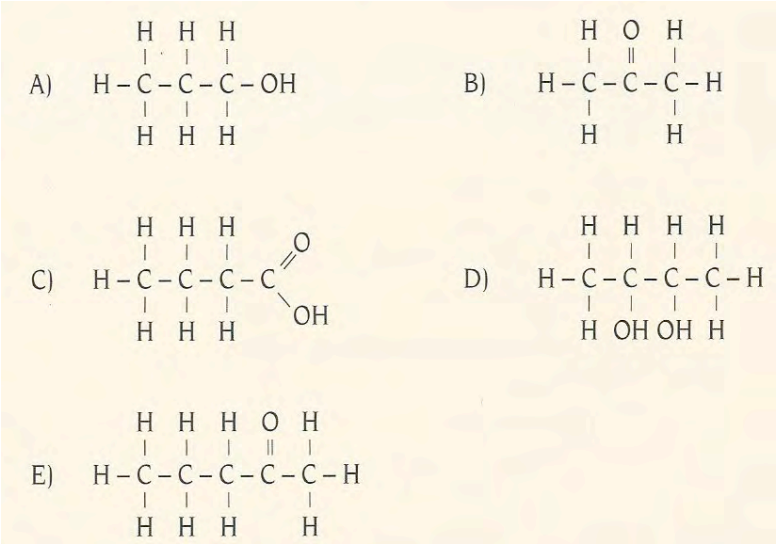


15.1 – Identifica a que corresponde à combustão e a que diz respeito à hidrogenação.

15.2 – Completa as equações químicas, escrevendo as fórmulas químicas dos produtos de reacção.

16. Nas lamparinas utiliza-se álcool desnaturado que é uma mistura essencialmente constituída por etanol.
A combustão completa do etanol ocorre com a formação de uma chama muito quente, dióxido de carbono e água.
16.1 – A que tipo de compostos pertence o etanol?
16.2 – Qual é o grupo característico deste tipo de compostos?
16.3 – Escreve a fórmula de estrutura do etanol.
16.4 – Escreve a equação química que traduz esta combustão.

17. Considera os compostos representados pelas seguintes fórmulas de estrutura:



17.1 – Entre os compostos acima representados, selecciona:
- o(s) que pertece(m) à família dos ácidos carboxílicos;
- o(s) que pertece(m) à família das cetonas;
- o(s) que pertece(m) à família dos álcoois.

17.2 – Que nome se atribui aos compostos representados pelas letras A e B?

18. Considera os seguintes compostos orgânicos: A) Propanal; B) Butanona; C) Pentanol; D) Ácido propanóico.

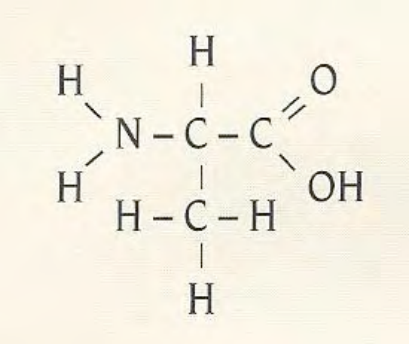
18.1 – A que família pertence cada um destes compostos?

18.2 – Indica a representação do grupo característico de cada um.

18.3 – Quantos átomos de carbono possuem cada um destes compostos?

18.4 – Escreve a fórmula de estrutura de B) e C).

19. A fórmula de estrutura que se segue corresponde ao aminoácido alanina. Identifica:



19.1 – O grupo com características ácidas;

19.2 – O grupo com características básicas;

19.3 – O radical R que o diferencia dos outros aminoácidos.

20. Classifica em verdadeiras ou falsas as afirmações seguintes:

20.1 – A glicose e a frutose são dissacarídeos;

20.2 – O amido, o glicogénio e a celulose são constituídos por muitos monossacarídeos, designando-se por polissacarídeos;

20.3 – As enzimas são proteínas;

20.4 – Todas as proteínas são enzimas;

20.5 – As enzimas são específicas de cada reacção química;

20.6 – A estrutura das enzimas altera-se após a reacção química.

BIBLIOGRAFIA

Cavaleiro, M., Beleza, M., No Mundo da Química, Físico-Química 8º ano, Edições Asa.

Corrêa, C., Bastos, F., Almeida, N., Química 10º ano, Porto Editora.

Cavaleiro, M., Domingas, M., No Mundo da Química – 9º ano CFQ, Edições Asa.

Dias, F., Rodrigues, M., Física e Química na Nossa Vida – Viver Melhor na Terra 9º ano, Porto Editora.

Maciel, N., Miranda, A., Marques, M., Eu e o Planeta Azul – Viver Melhor na Terra 9º ano, Porto Editora.

Maciel, N., Gradim, M., Campante, M., Eu e a Química – Física e Química A 12º ano, Porto Editora.

Ministério da Educação,
Cultura e Formação