

Unidade didáctica 3. A MATERIA

ÍNDICE DE CONTIDOS:

1. A MATERIA.....	2
1.1. ESTADOS DA MATERIA.....	2
1.2. PROPIEDADES DA MATERIA	2
2. SUBSTANCIAS PURAS	6
2.1 ELEMENTOS E COMPOSTOS QUÍMICOS.....	6
3. MESTURAS.....	7
3.1. CLASES DE MESTURAS.....	7
3.1.1. <i>Disolucións</i>	7
3.2. SEPARACIÓN DE SUBSTANCIAS.....	8
4. ESTRUTURA DA MATERIA.....	9
4.1. O ÁTOMO.....	9
4.1.1. <i>Número atómico e número másico</i>	10
4.1.2. <i>Masa atómica. Isótopos dun elemento</i>	10
4.2 A MOLÉCULA.....	11
5. SÍMBOLOS E FÓRMULAS QUÍMICAS.....	11
6. O SISTEMA PERIÓDICO DOS ELEMENTOS.....	11
6.1. INTERPRETACIÓN DO SISTEMA PERIÓDICO.....	12
6.1.1. <i>Grupos ou familias</i>	12
6.1.2. <i>Períodos</i>	12
6.2. METAIS E NON METAIS.....	12
7. O ENLACE QUÍMICO.....	14
7.1. IÓNS.....	14
7.2. ENLACE IÓNICO.....	14
7.2. ENLACE COVALENTE.....	15
7.3. ENLACE METÁLICO.....	15
7.4. O ENLACE E AS PROPIEDADES DAS SUBSTANCIAS.....	15

Aristóteles (s. III a. d.C.), un dos filósofos máis importantes da antigüidade, supoñía que a materia estaba formada por catro elementos: terra, auga, aire e lume. Todos os obxectos estaban formados por unha mestura destes elementos básicos. Supoñía tamén que existía un quinto elemento chamado “éter” que só formaba parte dos ceos. As súas ideas mantivéronse durante moitos séculos.

Na Idade Media foi importante a contribución dos alquimistas, que mesturaban a maxia coa ciencia e que pensaban que os metais se podían transformar en ouro. Elaboraron multitude de aparellos que aínda se utilizan hoxe en día no laboratorio e desenvolveron técnicas que permitiron logo a identificación de moitas substancias.

Outros filósofos da Grecia antiga supoñían que todos os corpos estaban formados por unhas partículas moi pequenas que denominaron “átomos”. Non obstante estas ideas foron esquecidas durante a Idade Media e non volveron a ser consideradas ata o século XIX, no que o químico inglés John Dalton formulou de novo a teoría de que a materia estaba formada por átomos.

Hoxe en día sabemos que todos os corpos do universo están formados por materia: as estrelas, o aire, a auga, os obxectos que nos rodean e mesmo os seres vivos. Existen millóns de substancias distintas constituíndo os corpos; unhas encóntranse na natureza en estado puro pero a maioría forman mesturas.

1. A MATERIA

Todos os corpos que nos rodean están formados por materia. Mais, que é a materia?. Aínda que se trata dun termo difícil de definir, imos procurar criterios que nos permitan saber o que é, e como podemos diferenciar entre si os distintos tipos de materia.

Recibe o nome de **materia** todo aquilo que ten masa e ocupa un lugar no espazo.

Todos os corpos do universo están formados por materia. Tamén os seres vivos, animais e plantas están constituídos por materia denominada materia viva, para distinguila da materia inerte que forma as rochas, os minerais, o aire, a auga e a maioría dos obxectos.

Segundo a súa orixe, unha substancia pode ser orgánica ou inorgánica. As substancias orgánicas proceden dos seres vivos e as substancias inorgánicas do reino mineral.

1.1. Estados da materia

Na Terra podemos encontrar a materia en tres estados: *sólido*, *líquido* e *gasoso*. Estas tres formas denomínanse estados da materia.

Cada un destes estados posúe unhas propiedades características que lle son propias e que serven para diferencialo dos outros estados.

- Os **sólidos** están constituídos por partículas situadas moi próximas unhas das outras, polo que estas practicamente non teñen mobilidade. Isto fai que a súa forma e volume sexan constantes.
- Nos **líquidos**, aínda que as súas partículas posúen certa mobilidade, existe tamén unha forza de cohesión entre elas que fai que se manteñan unidas, polo que o seu volume é constante, adoptando a forma do recipiente que os contén.
- Nos **gases** as partículas que os forman están moi afastadas unhas doutras, desprazándose con gran liberdade en todas direccións. De aí que ocupen todo o volume do recipiente, por iso o seu volume e a súa forma son variables.

Existen substancias que son doadas de atopar en calquera dos tres estados, por exemplo, a auga: sólida en forma de neve ou o xeo; líquida nos ríos, lagos e océanos; e en estado gasoso ou de vapor no aire que nos rodea. Non obstante, unha mesma substancia pode cambiar dun estado a outro. Para iso debe intercambiar calor co seu contorno, variando a súa temperatura.

1.2. Propiedades da materia

As propiedades da materia **son as calidades que serven para describila.**

Os corpos que nos rodean son distintos entre si porque teñen distintas propiedades. Entre estas propiedades hai unhas que permiten recoñecer as substancias que forman os corpos e distinguilos entre si: son as *propiedades características*. Non obstante, outras propiedades son comúns a todos os corpos: *son as propiedades xerais*.

➔ **Propiedades xerais:** Son aquelas que nos informan dos aspectos xerais, por iso son comúns a todos os corpos.

Son:

- **Masa:** É unha magnitude física que mide a cantidade de materia que ten un corpo. Corpos da mesma clase de materia poden ter distinta cantidade de materia.

A unidade principal de masa é o quilogramo (kg), aínda que tamén se poden utilizar os seus múltiplos e divisores.

Para medir a masa dun corpo utilízase a balanza.¹

- **Volume:** É outra magnitude que indica o espazo ocupado pola materia do corpo. Corpos de distinta materia poden ter o mesmo volume.

Por exemplo, nunha botella dun litro cabe o mesmo volume de auga que de aceite, aínda que sexan materias distintas.

A unidade de volume é o metro cúbico (m^3). O metro cúbico é o volume dun cubo que ten de aresta un metro de lonxitude. Para un corpo pequeno convén utilizar unidades adecuadas ao seu tamaño, é dicir os submúltiplos do metro cúbico, e para corpos grandes utilízanse os múltiplos.



Balanza.

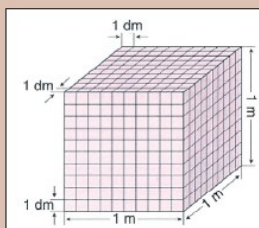
O volume dun corpo está intimamente relacionado coa súa **capacidade**. Por exemplo, o que cabe nun recipiente dun decímetro cúbico de volume é un litro. Podemos dicir que unha botella de 1 dm^3 de volume ten 1 litro de capacidade.

Unidades de masa

Quilogramo (kg) = 1.000 g
Hectogramo (hg) = 100 g
Decagramo (dag) = 10 g
Gramo (g)
Decigramo (dg) = 0,1 g
Centigramo (cg) = 0,01 g
Miligramo (mg) = 0,001 g

Unidades de volume

$km^3 = 1.000.000.000\text{ m}^3$
 $hm^3 = 1.000.000\text{ m}^3$
 $dam^3 = 1.000\text{ m}^3$
 m^3
 $dm^3 = 0,001\text{ m}^3$
 $cm^3 = 0,000001\text{ m}^3$
 $mm^3 = 0,000000001\text{ m}^3$



A unidade de volume é o m^3 .

Unidades de capacidade

Quilolitro (kl) = 1.000 l
Hectolitro (hl) = 100 l
Decalitro (dal) = 10 l
Litro (l)
Decilitro (dl) = 0,1 l
Centilitro (cl) = 0,01 l
Mililitro (ml) = 0,001 l

➔ **Propiedades características:** Son aquelas que nos permiten recoñecer as substancias que forman os corpos e distinguilos entre si. Algunhas das máis importantes son as seguintes:

- **Cor.** Segundo esta propiedade as substancias poden ser brancas, amarelas, grises, etc.
- **Olor.** Por medio do olfacto podemos distinguir o olor das substancias. Por exemplo, o petróleo.
- **Sabor.** O sentido do gusto determina o sabor das distintas substancias: salgadas, amargas, ácidas, etc.
- **Transparencia,** ou facilidade para deixar pasar a luz. Segundo a transparencia, as substancias poden ser:

¹ Na linguaxe cotiá utilizamos a palabra “pesar” para medir a masa, pero non se debe confundir a masa co peso, xa que o peso é a forza coa que a Terra atrae a esa masa.

● **Diáfanos ou transparentes:** deixan pasar a luz e a imaxe.

● **Translúcidas:** deixan pasar a luz, pero non a imaxe.

● **Opacas:** non deixan pasar a luz nin a imaxe.

● **Brillo.** As substancias de maior brillo son as que teñen brillo metálico, seguidas das substancias de brillo diamantino, vítreo, anacarado, etc.

● **Estado físico.** O estado físico dun corpo pode ser sólido, líquido ou gasoso. Cada estado caracterízase por unhas determinadas propiedades.

➔ As **propiedades das substancias en estado sólido** son, entre outras:

● **Dureza:** É a resistencia que os sólidos opoñen a ser penetrados ou raiados por outros sólidos.

● **Tenacidade:** Un material é tenaz cando resulta moi difícil de romper ou deformar. O contrario da tenacidade é a fragilidade.

● **Elasticidade:** É a maior ou menor capacidade dun corpo para deformarse pola acción dunha forza, recuperando a forma inicial ao cesar a forza que produce a deformación. O contrario da elasticidade é a rixidez.

Cando a deformación do corpo permanece ao cesar a forza dicimos que se trata dun corpo plástico.

Unha tira de goma ou un resorte son exemplos correntes de corpos elásticos; non obstante, o formigón é unha substancia ríxida (non se deforma)

● **Maleabilidade e ductilidade:** Son dúas propiedades que teñen algunhas substancias de poderse estender en láminas ou estirarse en fíos, sen romperse. O ouro é o metal máis maleable e dúctil, seguido da prata e do cobre.

➔ Algunhas **propiedades específicas das substancias en estado líquido** son as seguintes:

● **Incompresibilidade:** Os líquidos non se poden comprimir, é dicir, aínda que se lles aplique unha gran presión non diminúen o seu volume.

● **Fluidez:** Tanto os líquidos como os gases poden esvarar sobre unha superficie ou polo interior dun tubo, ou saír a través dun orificio na parede do seu recipiente, isto chámase fluír. Por esta razón os líquidos e os gases reciben o nome de fluídos.

➔ As substancias **en estado gasoso** teñen como **propiedades principais:**

● **Expansibilidade:** Os gases tenden a ocupar o maior volume posible.

● **Compresibilidade:** Os gases pódense comprimir, é dicir, facer que diminúa o seu volume, aplicando unha presión sobre eles.

● **Densidade:** é a relación existente entre a masa e o volume dunha substancia, é dicir, a cantidade de materia que ten por unidade de volume.

Cada substancia caracterízase por ter sempre a mesma densidade a igual temperatura e presión.

Calcúlase dividindo a masa (m) entre o volume (V):

$$d = \frac{m}{V}$$

Se a masa se expresa en gramos e o volume en cm³, a densidade expresarase en g/cm³.

Cando dicimos que a densidade da auga é de 1 g/cm³, queremos dicir que 1 cm³ de auga ten unha masa de 1 gramo.

En consecuencia, debido ás equivalencias entre unidades, podemos dicir que 1 dm³ (1.000 cm³) de auga ten unha masa de 1 quilogramo (1.000 g). Polo tanto, tamén se pode dicir que a densidade da auga é de 1kg/dm³. Como o dm³ e o litro son equivalentes, 1 litro de auga ten unha masa de 1 kg.

Dous corpos de diferentes substancias, aínda que teñan o mesmo volume, xeralmente non teñen a mesma masa. Así, por exemplo, 1 cm³ de ferro ten unha masa moito maior que 1 cm³ de algodón. Neste caso dicimos que o ferro é máis denso có algodón.

De igual modo, un determinado volume de alcohol ten unha masa menor có mesmo volume de auga. Polo tanto o alcohol é menos denso cá auga.

A densidade é unha magnitude que nos permite coñecer se un corpo aboia ou afunde cando está mergullado noutro. Neste caso o corpo que ten maior densidade, afunde e o outro aboia. Por exemplo, o aceite ou a maioría das madeiras aboian na auga porque a súa densidade é menor.



O xeo aboia na auga.

A definición de densidade podemos aplicala para:

- Determinar a masa dun corpo sendo coñecidos o seu volume e a súa densidade, por medio da fórmula:

$$m = V \cdot d$$

- Determinar o volume dun corpo coñecendo a súa masa e a súa densidade, por medio da fórmula:

$$V = \frac{m}{d}$$

Táboa de densidades dalgunhas substancias.

Substancia	Densidade		Substancia	Densidade	
Sólidos	<i>kg/m³</i>	<i>g/cm³</i>	Líquidos	<i>kg/m³</i>	<i>g/cm³</i>
<i>Cortiza</i>	200-240	0,20-0,24	<i>Éter</i>	736	0,736
<i>Madeira de piñeiro</i>	500-700	0,50-0,70	<i>Gasolina</i>	740	0,74
<i>Cuarzo</i>	2.650	2,65	<i>Alcohol</i>	790	0,79
<i>Aluminio</i>	2.700	2,70	<i>Acetona</i>	790	0,79
<i>Ferro</i>	7.800	7,80	<i>Petróleo</i>	880	0,88
<i>Cobre</i>	8.900	8,90	<i>Aceite de oliva</i>	920	0,92
<i>Prata</i>	10.400	10,40	<i>Auga pura</i>	1.000	1,00
<i>Chumbo</i>	11.300	11,30	<i>Auga de mar</i>	1.020	1,02
<i>Ouro</i>	19.300	19,30	<i>Glicerina</i>	1.260	1,26
<i>Platino</i>	21.400	21,40	<i>Mercurio</i>	13.600	13,60

2. SUBSTANCIAS PURAS

Todos os corpos están formados por materia, pero cada corpo pode estar constituído por varias clases distintas de materia. Por iso debemos distinguir entre *substancias puras* e *mesturas*.

As **substancias puras** son aquelas nas que a materia da que están compostos está formada por un só tipo de **substancia**, cunhas propiedades características que lle permite distinguila de calquera outra substancia. Algunhas substancias puras son o aluminio, o diamante, a auga pura, o ferro, etc.

2.1 Elementos e compostos químicos

Existen moitas substancias puras, pero a inmensa maioría delas está formada pola combinación de dúas ou máis substancias máis sinxelas.

Segundo se poidan descompoñer ou non en substancias máis sinxelas, podemos clasificar as substancias puras en elementos e compostos químicos.

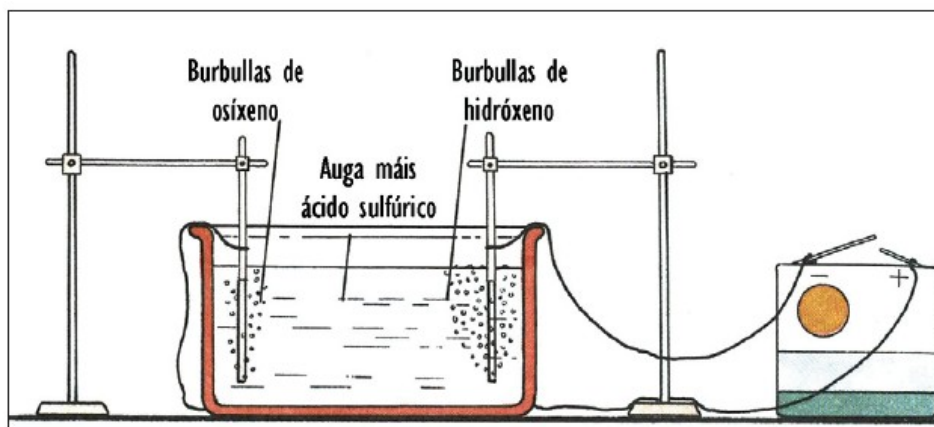
➡ **Elementos químicos:** Son substancias que non se poden descompoñer noutras substancias máis sinxelas.

Por exemplo, o osíxeno, o hidróxeno, o nitróxeno, o ferro, o cobre, ou o cinc son elementos químicos. Na actualidade coñécense uns 118 elementos químicos.

Os dous elementos máis abundantes na codia terrestre son o osíxeno e o silicio, e os máis abundantes nos seres vivos son o carbono, o osíxeno, o hidróxeno e o nitróxeno.

➡ **Compostos químicos:** Son aquelas substancias que se poden descompoñer noutras substancias máis sinxelas.

Por exemplo, a auga pódese descompoñer, mediante un proceso chamado electrólise, en dúas substancias puras: o hidróxeno e o osíxeno.



Esquema da electrólise.

Un composto químico está formado pola unión de dous ou máis elementos que sempre se combinan entre si na mesma proporción. A auga, o sal común, o azucre, o dióxido de carbono, o butano, etc., son compostos químicos.

Actualmente coñécense uns dous millóns de compostos químicos, a maioría artificiais e cada ano se obteñen outros 30.000 novos compostos.

Os compostos **poden ser:**

- **Orgánicos:** son aqueles compostos que proceden dos organismos vivos e que sempre conteñen carbono. Por exemplo, o alcohol, o leite, o butano e o azucre.
- **Inorgánicos,** son todos os demais. Por exemplo a auga, o amoníaco, o cal vivo, o óxido de ferro e o dióxido de carbono.

3. MESTURAS

As **mesturas** son combinacións de dúas ou máis substancias puras nas que cada substancia conserva as súas propiedades características. A auga do mar, o petróleo, as rochas, o aire, etc., son mesturas de diferentes substancias. Nas mesturas sempre é posible separar as substancias puras que as compoñen utilizando o procedemento adecuado en cada caso.

A maior parte da materia que nos rodea é unha mestura de substancias, por exemplo, a terra, as rochas, o leite, etc., son unha mestura de substancias distintas. Así mesmo, a auga dos ríos e a auga do mar conteñen substancias disoltas. O aire, pola súa parte, é unha mestura de gases.

3.1. Clases de mesturas

As mesturas poden ser de dous tipos:

- ➔ **Mesturas homoxéneas:** Son as que presentan un aspecto uniforme e nelas non se poden distinguir os compoñentes a simple vista. Calquera das súas partes presenta as mesmas propiedades. Por exemplo, o aire que respiramos é unha mestura homoxénea dos gases que o compoñen. Tamén o son o leite, a auga da billa, etc.

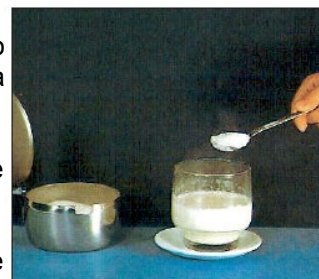
3.1.1. Disolucións

As disolucións son mesturas homoxéneas xa que as substancias que as compoñen están tan esmiuzadas e mesturadas entre si que non se poden distinguir a simple vista, nin sequera coa axuda do microscopio.

Cando nunha disolución existe un compoñente que predomina, este recibe o nome de **disolvente** e o outro, a substancia que se dissolve e que se encontra en menor proporción, chámase **soluto**.

No caso de solucións de sólidos en líquidos, como no exemplo do azucre disolto en auga, o sal é o soluto e a auga o disolvente.

No caso de disolucións entre líquidos ou entre gases a distinción entre soluto e disolvente é arbitraria.



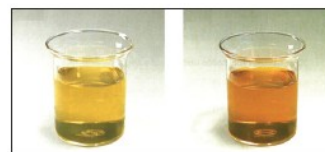
Para decatarnos da importancia das disolucións basta considerar algúns **exemplos:**

- O aire é unha disolución de gases.
- A auga do mar e a dos ríos son disolucións que teñen como disolvente a auga e como solutos distintos sólidos e gases.
- A auga con gas e todas as bebidas carbónicas como a gasosa, algúns refrescos, etc., conteñen un gas o, dióxido de carbono, disolto na auga.
- O petróleo, produto natural, é unha mestura de líquidos que conteñen tamén en solución sólidos e gases.
- Os alimentos que inxerimos débense solubilizar durante o proceso de dixestión.
- Nos laboratorios e nas fábricas de produtos químicos, moitas das substancias que se utilizan están en forma de solución.

Recibe o nome de **concentración dunha disolución** a *cantidade de soluto contida nun determinado volume de disolución*. Adoita medirse en gramos/litro ou en gramos/cm³.

Segundo a concentración de soluto que conteña, unha disolución pode ser:

- 🟡 **Diluída:** Cando a cantidade de soluto é pequena. Neste caso pódese engadir máis soluto e seguirá disolvéndose.
- 🟡 **Concentrada:** Cando a relación entre soluto e disolvente é tal que se engadimos máis soluto, este disólvese con dificultade.
- 🟡 **Saturada:** É a que non admite máis soluto disolto por ter alcanzado o límite de solubilidade. Neste caso o soluto deposítase en estado sólido no fondo do recipiente.



Disolucións.

A maioría das substancias sólidas son máis solubles en quente que en frío. Xeralmente, a solubilidade dos sólidos aumenta ao incrementar a temperatura.

➔ **Mesturas heteroxéneas:** Son as que non presentan un aspecto uniforme, podendo distinguir os seus compoñentes a simple vista. As súas propiedades cambian dependendo da parte da mestura que se consideren.

Por exemplo, ao mesturar fariña con serradura fórmase unha mestura heteroxénea xa que, a pesar da mestura dos compoñentes, a fariña e a serradura son facilmente identificables. O mesmo ocorre se tratamos de mesturar auga con aceite.

3.2. Separación de substancias

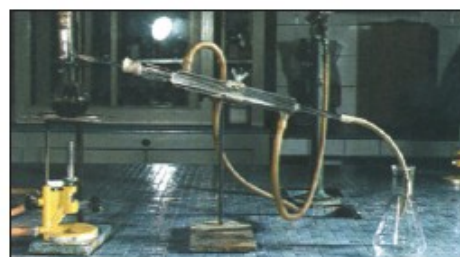
Posto que as substancias adoitan atoparse mesturadas entre si, moitas veces é preciso separar os compoñentes, sexa para coñecer cales son estes compoñentes ou sexa para utilizalos por separado.

Para separar os compoñentes **dunha mestura heteroxénea** podemos recorrer a unha serie de procedementos físicos relativamente sinxelos:

- 🟡 **Imantación:** Mediante imáns pódense separar os compoñentes ferrosos existentes nunha mestura.
- 🟡 **Peneirado:** Consiste en separar os compoñentes dunha mestura en estado sólido separando as partículas de distinto grosor mediante unha malla.
- 🟡 **Sedimentación:** Ao remexer unha mestura entre sólido e líquido e deixar a mestura en repouso durante o tempo suficiente, prodúcese a separación dos compoñentes debido á súa diferente densidade.
- 🟡 **Decantación:** Permite separar líquidos que non son miscibles², aproveitando a súa diferente densidade. Así se poden separar, por exemplo, a auga e o aceite ou o petróleo nunha marea negra.
- 🟡 **Filtración:** Permite separar os sólidos dos líquidos cando se forman suspensións. Para iso utilízase normalmente papel de filtro, co tamaño dos poros adecuado para impedir o paso dos sólidos e permitir o dos líquidos.

Os procedementos de separación descritos anteriormente para as mesturas, non son axeitados para separar os compoñentes **dunha disolución**. Para iso temos que recorrer a outras técnicas que se basean nos cambios de estado, como son:

- 🟢 **Destilación:** Consiste en quentar unha disolución ata que o compoñente de menor temperatura de ebulición comeza a ferver. Os vapores producidos fanse pasar por un refrixerante, que está envolto por unha corrente de auga



Montaxe para destilación.

² Non todas as substancias son solubles nun determinado disolvente. Cando dous líquidos son solubles un no outro dicimos que son **miscibles**. Pola contra, se dous líquidos son insolubles un no outro dicimos que son **immiscibles**.

fría. Ao arrefriarse os vapores, licúanse e recóllense á saída do refrixerante. Así se separa o soluto do disolvente, que queda no recipiente inicial.

- **Evaporación:** Permite separar un líquido do resto da mestura vaporizándoo. O quentamento acelera o proceso. Deste xeito prodúcese a evaporación da auga dos mares que produce as nubes. Se a evaporación se produce nas salinas, o sal depositado pódese recoller.
- **Cristalización:** A disolución moi concentrada déixase evaporar nun recipiente aberto e ancho, de maneira lenta e suave. Logo de evaporado o disolvente, o soluto sólido queda cristalizado no fondo do recipiente.

4. ESTRUCTURA DA MATERIA

Un dos grandes retos da humanidade sempre foi coñecer a constitución da materia que nos rodea. Ideáronse para iso teorías que trataban de explicar a composición da materia. Mais todas estas teorías demostraron ser falsas ata que a comezos do s. XIX o científico inglés John Dalton formulou unha teoría baseada nas ideas dos filósofos atomistas gregos da antigüidade.

Segundo esta teoría a materia estaría formada por partículas moi pequenas e indivisibles en movemento chamadas **átomos**³. A velocidade deste movemento depende da temperatura; a maior temperatura, máis axiña se moven as partículas.



O químico e físico inglés John Dalton (1766-1844), deu a coñecer en 1808 a súa teoría atómica, proporcionando unha base científica e experimental ás teorías dos antigos tomistas gregos.

4.1. O átomo

Cara a finais do s. XIX e a comezos do s. XX, os científicos comprobaron que os átomos non eran indivisibles senón que estaban compostos, á súa vez, por partículas máis elementais. Descubriron así que os átomos constan de dúas **partes**: o **núcleo**, situado na parte central do átomo, e a **envoltura** ou capa electrónica que rodea o núcleo.

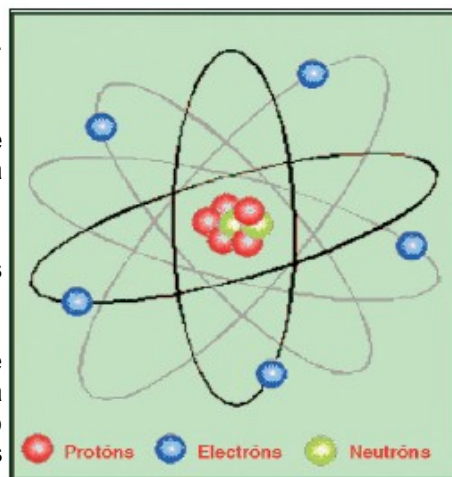
➔ O **núcleo** está composto basicamente por dúas clases de partículas, protóns e neutróns.

- **Protóns:** Son partículas con carga eléctrica positiva (+). Representanse pola letra “**p**”.

- **Neutróns:** Non posúen carga eléctrica e a súa masa é aproximadamente igual á do protón. Representanse pola letra “**n**”.

➔ A **envoltura** do átomo está composta por outras partículas chamadas electróns.

- **Electróns:** Son partículas con carga eléctrica negativa (-) e de masa moi pequena, case que 1.900 veces menor cá masa dos protóns, e que se moven a gran velocidade ao redor do núcleo describindo traxectorias chamadas órbitas. Representanse pola letra “**e**”.



³ A palabra “átomo” é de orixe grega e significa indivisible.

A primeira teoría atómica sobre a constitución da materia foi formulada polo filósofo grego Demócrito (460 –370 a.C.).

Segundo esta teoría a natureza estaría composta de baleiro e átomos ou partículas materiais indivisibles, eternas e invariables, que só se diferenciarían entre si pola súa forma e polo tamaño.

Os átomos son electricamente neutros, é dicir, teñen igual número de cargas positivas que de cargas negativas ou, o que é o mesmo, igual número de protóns no núcleo que de electróns na envoltura.

Como os electróns teñen unha masa moi pequena, podemos dicir que **a totalidade da masa do átomo reside no núcleo**, a pesar de que o núcleo do átomo ocupa un volume moi pequeno comparado co tamaño total do átomo.

Os elementos químicos están formados por átomos de tal xeito que os átomos dun mesmo elemento son todos iguais entre si e diferentes dos átomos de calquera outro elemento. Polo tanto, existen tantos tipos de átomos diferentes como elementos químicos.

O átomo é a parte máis pequena dun elemento químico que conserva as súas propiedades químicas.

4.1.1. Número atómico e número másico

O **número de protóns que posúe o núcleo** dos átomos dun determinado elemento recibe o nome de **número atómico** e represéntase pola letra **Z**.

$$Z = \text{n}^\circ \text{ de protóns (p+)}$$

Como o átomo é electricamente neutro, será tamén:

$$Z = \text{n}^\circ \text{ de electróns (e-)}$$

Recibe o nome de **número másico** a **suma do número de protóns e de neutróns que se encontran no núcleo** dos átomos dun elemento e represéntase pola letra **A**. Polo tanto:

$$A = \text{n}^\circ \text{ de protóns (p+) + n}^\circ \text{ de neutróns (n)}$$

Cofecidos o número atómico Z e o número másico A do átomo dun elemento químico, é posible determinar o número de partículas elementais, é dicir, de protóns, neutróns e electróns que o compoñen.

EXEMPLO: Sabendo que o número atómico do aluminio é 13 e o seu número másico 27, podemos determinar a constitución do seu átomo:

- Como $Z = \text{n}^\circ \text{ de protóns}$, e $\text{n}^\circ \text{ de protóns} = \text{n}^\circ \text{ de electróns}$, temos que: $Z = 13 \Rightarrow 13 \text{ protóns e } 13 \text{ electróns}$

- Doutra parte, como $A = \text{n}^\circ \text{ de protóns} + \text{n}^\circ \text{ de neutróns}$, temos que: $27 = 13 + n$

de onde se deduce o número de neutróns: $n = 27 - 13 = 14 \text{ neutróns}$

En consecuencia, os átomos do aluminio están constituídos por 13 protóns, 13 electróns e 14 neutróns cada un.

4.1.2. Masa atómica. Isótopos dun elemento

Se quixésemos expresar a masa dos átomos nas unidades habituais de masa: gramo, quilogramo, etc., resultarían números moi pequenos e difíciles de manexar.

Por exemplo, a masa do hidróxeno sería 0,000...167 g, un número con 26 cifras decimais.

Para poder traballar con números máis sinxelos elixiuse como **unidade de masa atómica** (u. m. a.) a doceava parte da masa do átomo de carbono (C) de número másico 12, e comparouse con el a masa do resto dos elementos descubertos. Así, se dicimos que a masa dun átomo de cromo (Cr) é 52 u.m.a., significa que a masa dese átomo equivale a 52 veces a doceava parte da masa do átomo de carbono 12.

Ao medir experimentalmente a masa dos átomos da maior parte dos elementos, comprobouse que existen **átomos do mesmo elemento con distinta masa**. Estes átomos reciben o nome de **isótopos** e só se diferencian dos demais átomos do elemento no número de neutróns. Polo tanto **teñen o mesmo número atómico, pero diferente número másico**.

A **masa atómica dun elemento** é a **media da masa dos diferentes isótopos que existen dese elemento**. Se consultas o sistema periódico podes comprobar que debaixo do símbolo de cada elemento está indicada a súa masa atómica.

4.2 A molécula

Dous ou máis átomos do mesmo ou de distintos elementos pódense unir formando unha agrupación de átomos chamada molécula.

Cando se unen dous ou máis átomos de distintos elementos fórmase unha molécula dun composto químico.

As moléculas diferéncianse entre si polo número e o tipo de átomos que as forman.

Por exemplo, a auga é un composto que ten unha molécula formada por dous átomos de hidróxeno e un átomo de osíxeno.



Molécula de auga.

As moléculas dun composto son todas iguais entre si e distintas das moléculas de calquera outro composto.

Polo tanto, a **molécula é a porción máis pequena que pode existir dun composto químico**.

5. SÍMBOLOS E FÓRMULAS QUÍMICAS

Para facilitar a súa escritura na formulación química, **os elementos químicos represéntanse por medio de símbolos**.

Cada símbolo está formado por unha ou dúas letras que adoitan ser as iniciais do nome latino do elemento.

Por exemplo: aluminio (Al), cobre (Cu), ferro (Fe), fósforo (P), osíxeno (O), prata (Ag), etc.

No caso dos compostos químicos a composición da súa molécula represéntase por medio dunha **fórmula**.

A **fórmula indica o tipo e número de átomos que compoñen a molécula do composto**.

Por exemplo, a fórmula da auga, H_2O , significa que a súa molécula está formada por dous átomos de hidróxeno e un átomo de osíxeno.

Os elementos químicos tamén forman moléculas, pero neste caso todos os átomos son iguais. Por exemplo, a fórmula do osíxeno molecular é O_2 , o que nos indica que a súa molécula está formada por dous átomos de osíxeno.

Nome	Símbolo
Actínio	Ac
Alumínio	Al
Americio	Am
Antimonio	Sb
Argon	Ar
Arsénico	As
Astato	At
Bário	Ba
Berílio	Be
Berkelio	Bk
Bismuto	Bi
Boro	B
Bromo	Br
Cadmio	Cd
Calcio	Ca
Californio	Cf
Carbono	C
Cerio	Ce
Cesio	Cs
Cinc	Zn
Circonio	Zr
Cloro	Cl
Cobalto	Co
Cobre	Cu
Cripton	Kr
Cromo	Cr
Curio	Cm
Chumbo	Pb
Disprosio	Dy
Einsteinio	Es
Erbio	Er
Escandio	Sc
Estaño	Sn
Estroncio	Sr

Nome	Símbolo
Europio	Eu
Fermio	Fm
Ferro	Fe
Fluor	F
Fósforo	P
Francio	Fr
Gadolinio	Gd
Galio	Ga
Hafnio	Hf
Helio	He
Hidróxeno	H
Holmio	Ho
Índio	In
Iodo	I
Iridio	Ir
Íterbio	Yb
Ítrio	Y
Lantano	La
Laurencio	Lr
Lítio	Li
Lutécio	Lu
Magnésio	Mg
Manganeso	Mn
Mendelevio	Md
Mercurio	Hg
Molibdeno	Mo
Neodímio	Nd
Neon	Ne
Neptúnio	Np
Nióbio	Nb
Níquel	Ni
Nitrógeno	N
Nobelio	No
Osíxeno	O
Osmio	Os

Nome	Símbolo
Ouro	Au
Paládio	Pd
Platino	Pt
Plutónio	Pu
Polónio	Po
Potásio	K
Praseodímio	Pr
Prata	Ag
Prometio	Pm
Protoactínio	Pa
Rádio	Ra
Radon	Rn
Renio	Re
Ródio	Rh
Rubídio	Rb
Rutenio	Ru
Samarco	Sm
Selenio	Se
Silício	Si
Sódio	Na
Talio	Tl
Tântalo	Ta
Técncio	Tc
Telúrio	Te
Terbio	Tb
Titânio	Ti
Tório	Th
Tulio	Tm
Tungsteno	W
Uranio	U
Vanádio	V
Xenon	Xe
Xermanio	Ge
Xofre	S

6. O SISTEMA PERIÓDICO DOS ELEMENTOS

Algúns elementos químicos como o ouro, a prata, o cobre ou o ferro, son coñecidos desde a antigüidade. A comezos do século XIX apenas se coñecían uns 30 elementos químicos. Ao longo do século este número duplicouse sorprendendo aos investigadores polo número de elementos que se estaban a descubrir e pola relación que aparentemente tiñan entre si.

A medida que se foron descubrindo novos elementos tamén se puideron observar certas semellanzas entre eles, polo que decidiron clasificalos en grupos segundo as características físicas e químicas que presentaban. Así, o científico ruso Dimitri Mendeleiev elaborou unha **táboa** na que aparecían todos os elementos químicos coñecidos daquela, *ordenados pola súa masa atómica* e clasificados segundo as súas *propiedades*, táboa que denominou táboa periódica dos elementos, e que aínda se utiliza na actualidade. Na táboa aparecían algúns ocos que deberían corresponder a elementos que no seu tempo aínda non se coñecían e que foron descubertos posteriormente.

As modernas táboas periódicas están baseadas na orixinal de Mendeleiev pero, *en lugar de ordenar os elementos segundo a súa masa atómica, fano segundo o seu número atómico*. Cando os elementos químicos se ordenan deste xeito obtense unha táboa coñecida como **sistema periódico dos elementos**.

6.1. Interpretación do sistema periódico

No sistema periódico actual os elementos químicos están ordenados en 7 ringleiras e 18 columnas.

Cada **ringleira** recibe o nome de **período** e cada **columna** chámase un **grupo**.

6.1.1. Grupos ou familias

Represéntanse nas columnas do sistema periódico, numerados con números romanos (I, II, III, ...)

Os electróns dos átomos están distribuídos en capas, sendo *o número de electróns da última capa o que determina as propiedades químicas do átomo*.

Como *os átomos dos elementos do mesmo grupo teñen*, en xeral, *o mesmo número de electróns na súa última capa*, todos os elementos do grupo son quimicamente semellantes, é dicir, teñen propiedades químicas parecidas, reaccionando do mesmo xeito fronte ao resto das substancias.

Por exemplo, o fluor, o cloro, o bromo e o yodo pertencen ao grupo VII xa que os átomos destes elementos teñen 7 electróns na última capa, polo que manifestan o mesmo comportamento químico.

Algúns grupos do sistema periódico teñen especial interese en Química, xa que os elementos que os forman interveñen nun gran número de procesos químicos. Estes grupos **reciben nomes especiais**, entre os que cabe citar:

- Grupo I A (**alcalinos**): litio, sodio, potasio...
- Grupo VII A (**halóxenos**): fluor, cloro, bromo, iodo e astato.
- Grupo VI A (**anfíxenos**): osíxeno, xofre, selenio...
- **Gases nobres**: helio, neon, argon...
- **Elementos de transición**: situados no centro da táboa, ao que pertencen a maioría dos metais: ferro, cobre, cinc, níquel, prata, ouro, etc.

6.1.2. Períodos

Cada ringleira da táboa é un período que comeza sempre cun metal alcalino (agás o primeiro) e remata nun gas nobre. Numéranse con números arábigos (1, 2, 3, ...)

- O primeiro período é moi curto xa que só ten 2 elementos, hidróxeno e helio.
- O segundo e o terceiro períodos son curtos e conteñen 8 elementos.
- O cuarto e o quinto períodos son longos e conteñen 18 elementos cada un.
- O sexto período é moi longo pois contén 32 elementos.
- O sétimo período está incompleto xa que nel terán cabida os novos elementos que posiblemente sexan descubertos ou se obteñan artificialmente.

- # SISTEMA PERIÓDICO DOS ELEMENTOS

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Metais	I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII		IB	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A		Gases nobres
	Número atômico → 1 H 1,008 hidrógeno → Símbolo Negro - sólido Azul - líquido Vermelho - gás Violeta - artificial																	
	Atoma atômica * 1,008 Nome hidrógeno																	
	* Um número entre parênteses indica o número de massa atômica do isótopo coloidal de cada metal mais leve.																	
	Metais Semimetálicos Nonmetálicos Inertes																	
1																		
2																		
3																		
4																		
5																		
6																		
7																		

	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Lantánidos ó	Ce Lanthano 140,12	Pr Praseodimio 140,91	Nd Neodimio 144,24	Pm (145)	Sm Samarium 150,35	Eu Europio 151,96	Gd Gadolino 157,25	Tb Terbio 158,93	Dy Dysprosio 162,50	Ho Holmio 164,93	Er Erbio 167,26	Tm Tulio 168,93	Yb Ytterbio 173,04	Lu Lutecio 174,97
Actínidos 7	Th Torio 232,04	Pa Protactinio 231	U Uranio 238,03	Np Neptunio 237	Pu Plutonio 244	Am Americio 243	Cm Curio 247	Bk Berkelio 247	Cf Californio 251	Es Einstenio 252	Fm Fermio 257	Md Mendelevio 258	No Nobelio 259	Lr Lawrencio 260

6.2. Metais e non metais

As propiedades físicas e químicas dos elementos son moi variadas. A maioría deles son sólidos a temperatura ambiente, algúns encóntranse en estado líquido como o mercurio e outros en estado gasoso como o nitróxeno ou o cloro; uns son duros como o cromo e outros son brandos como o sodio; algúns son moi densos como o platino e outros son lixeiros como o hidróxeno, etc.

A pesar desta gran diversidade que presentan as súas propiedades, os elementos pódense clasificar en dous grandes grupos: os *metais* e os *non metais*.

- **Metais**, situados á esquerda da táboa periódica,
- **Non metais**, situados á dereita da táboa e separados dos metais por unha liña quebrada en forma de escaleira.

A maioría dos elementos son metais.

Algúns pódense encontrar libres na natureza como a prata e o ouro, pero a maioría están combinados formando compostos.

Estas son, entre outras, algunhas **propiedades dos metais**:

- Son sólidos a temperatura ordinaria, agás o mercurio que é líquido.
- Teñen brillo e unha cor especial agrisada, agás o ouro que é amarelo e o cobre que é avermellado.
- Conducen ben a calor e a electricidade.
- Son reciclables, é dicir, poden ser utilizados de novo para a elaboración de novos materiais.
- A maior parte son dúctiles e maleables.
- En xeral teñen densidades bastantes altas.

Algúns elementos moi coñecidos	
Metais	Non metais
Aluminio (s)	Argon (g)
Bario (s)	Bromo (l)
Calcio (s)	Carbono (s)
Cinc (s)	Cloro (g)
Cobre (s)	Fluor (g)
Cromo (s)	Fósforo (s)
Chumbo (s)	Helio (g)
Estaño (s)	Hidróxeno (g)
Ferro (s)	Iodo (s)
Magnesio (s)	Neon (g)
Mercurio (l)	Nitróxeno (g)
Níquel (s)	Osíxeno (g)
Ouro (s)	Silicio (s)
Prata (s)	Xofre (s)
(s) sólido (l) líquido (g) gas	

Os metais que se utilizan en estado puro son escasos, utilizándose xeralmente aliaxes metálicas.⁴

Algunhas **propiedades dos non metais** son as seguintes:

- Non posúen brillo.
- Son malos condutores da calor e da electricidade.
- Pódense presentar en estado sólido ou gasoso a temperatura ambiente, agás o bromo que é líquido.
- Non son maleables nin dúctiles.

⁴ Unha **alíaxe** é o resultado da solidificación dunha disolución líquida de dous ou máis metais fundidos a temperatura elevada.

As aliaxes máis utilizadas na industria son as seguintes:

- Os aceiros, constituídos a base de ferro e pequenas cantidades de carbono e outros elementos.
- O latón, formado por cobre e cinc.
- O bronce, formado por cobre e estaño.

Os metais son sometidos a procesos e tratamentos moi variados para producir novas aliaxes que lles proporcionen máis resistencia ao desgaste, á corrosión e ás temperaturas elevadas.

Os tres metais máis utilizados a escala mundial son, por esta orde, ferro, cobre e aluminio.

Son exemplos de non metais, o carbono, nitróxeno, osíxeno, xofre, cloro, fósforo, carbono...

7. O ENLACE QUÍMICO

Os átomos dun elemento pódense unir con outros átomos do mesmo ou de distintos elementos para formar moléculas. A **forza que mantén unidos os átomos entre si** recibe o nome de **enlace químico**. Esta unión ten lugar entre un certo número de electróns que se atopan na envoltura dos átomos.

Esta unión pode realizarse de tres formas distintas, o que dá lugar a tres **tipos** de enlace químico diferente: **enlace iónico**, **enlace covalente** e **enlace metálico**.

7.1. Ións

Sabemos que os átomos son electricamente neutros, é dicir, que o número de protóns do núcleo é igual ao número de electróns da envoltura. Pero pode suceder que un átomo perda ou gaña electróns da súa envoltura, converténdose nun **átomo do mesmo elemento** pero **cargado electricamente** que recibe o nome de **ión**.

Se un átomo perde un ou varios electróns convértese nun **ión con carga eléctrica positiva** chamado **cación**.

Por exemplo, un átomo de sodio, elemento representado polo símbolo Na e que ten de número atómico 11, posúe 11 protóns con carga positiva no núcleo e 11 electróns con carga negativa na envoltura. Se perde un electrón queda cargado positivamente xa que agora o número de partículas positivas (protóns) é superior nunha unidade ao número de partículas negativas (electróns), polo que se converte nun ión positivo, un cación que se simboliza por Na^+ . De igual modo, se un átomo de aluminio perde tres electróns, o cación resultante simbolízase por Al^{+++} ou Al^{3+} .

Cando un átomo gaña un ou varios electróns convértese nun **ión con carga negativa** chamado **anión**. Por exemplo, un átomo de xofre, representado polo símbolo S, que gaña dous electróns convértese no anión S^{2-} ou S^{2-} .

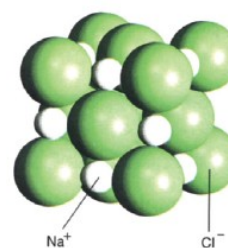
7.2. Enlace iónico

Únense ións con cargas contrarias, por medio de forzas de natureza eléctrica.

Para que se estableza entre dous átomos un enlace iónico é preciso que un átomo poida gañar electróns e o outro perdelos.

No sistema periódico hai dous grupos de elementos que cumpren estes requisitos, os metais e os non metais: os metais tenden a perder electróns e os non metais a gañalos.

Por exemplo, se un átomo de sodio (metal) perde un electrón que é capturado por un átomo de cloro (non metal) que o gaña, formaranse dous ións Na^+ e Cl^- .



O cloruro de sodio é un composto químico formado por ións, é un composto iónico.

Cando isto sucede cun gran número de átomos de ambos elementos, fórmase unha estrutura ordenada que recibe o nome de rede cristalina na que cada ión está rodeado de ións de signo contrario.

O composto formado neste caso corresponde ao sal común e a súa fórmula, NaCl , indícanos a proporción de ións de cada tipo presentes na súa composición. Polo tanto, nun cristal de sal común existen alternativamente ións sodio e ións cloro unidos entre si por medio de forzas de natureza eléctrica.

7.2. Enlace covalente

Non todos os átomos se unen perdendo ou gañando electróns. No enlace covalente non existe perda nin ganancia de electróns, senón que **os átomos comparten pares de electróns**. Este tipo de enlace prodúcese, por exemplo, cando se combinan elementos non metálicos consigo mesmo ou con outros elementos non metálicos.

Por exemplo, os átomos de hidróxeno formados por un protón e un electrón únense con outros átomos de hidróxeno para formar moléculas de dous átomos, que representamos por H_2 , nas que ambos átomos comparten un par de electróns.

7.3. Enlace metálico

Os átomos dos metais teñen tendencia a ceder electróns formando ións positivos.

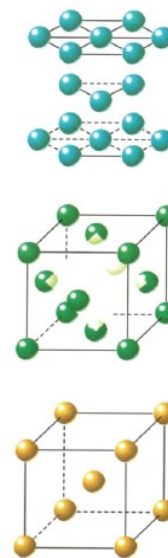
No enlace metálico **os ións positivos están dispostos nunha estrutura ordenada de ións positivos chamada rede metálica, entre a que se move libremente o conxunto de electróns cedidos formando unha nube electrónica**.

Os electróns libres manteñen unidos os ións metálicos en posicións fixas.

A facilidade coa que se moven os electróns libres é a causa de que os metais sexan bos condutores da electricidade.

7.4. O enlace e as propiedades das substancias

As propiedades das substancias dependen en gran parte do seu tipo de enlace químico o que explica, por exemplo, que a auga sexa líquida, o sal sólido e os metais bos condutores da corrente eléctrica.



Redes metálicas.

➔ As **substancias iónicas:**

- Teñen os seus átomos firmemente unidos. Por iso forman case sempre sólidos que se funden a altas temperaturas.
- Cando están fundidos conducen a corrente eléctrica, pero en estado sólido son illantes.
- En xeral son solubles en auga e as disolucións de compostos iónicos en auga conducen a electricidade.
- Tamén son duros e fráxiles.

Son exemplos de compostos iónicos: o cal vivo (CaO), o óxido ferroso (FeO), o cloruro sódico ou sal común ($NaCl$), ...

➔ As **substancias covalentes:**

- Poden ser sólidos, líquidos ou gases a temperatura ambiente.
- Non conducen a calor nin a electricidade.
- Algunhas son solubles en auga pero a maioría son insolubles nela.

Son exemplos de substancias nas que se forman enlaces covalentes. O osíxeno (O_2), o flúor, o amoníaco (NH_3) ou o dióxido de carbono (CO_2).

+ Os metais:

- Son sólidos a temperatura ambiente, agás o mercurio, que é líquido.
- En xeral teñen elevadas temperaturas de fusión e de ebulición.
- Son bos condutores da calor e da electricidade debido á existencia de electróns libres que se poden mover pola rede.
- A maioría son duros, dúctiles e maleables e presentan un brillo especial chamado brillo metálico.
- Tamén son insolubles na auga e en todos os demais disolventes; só se disolven noutros metais en estado líquido formando aliaxes.