

## Tema 1. CONCEPTOS BÁSICOS

### Que é a Química?

A química é a ciencia que estuda tanto a composición, estrutura e as propiedades da materia, coma as transformacións que ocorren nesta.

Dende os tempos máis remotos as persoas usaron procesos químicos para obter metais a partir das súas menas, colorantes para tinxir os textiles, fabricar materiais coma o vidro.

Porén, a química coma ciencia xorde no século XVIII, ao desbotar certos dogmas (algúns deles relixiosos) e seguir o método científico.

A química moderna componse dunha serie de feitos trascendentes para a propia historia da humanidade e que calquera estudante debería coñecer en certa medida.

A cronoloxía dalgúns destes feitos máis subliñables (a nivel galego e mundial) poden ser consultados no enlace [SABER MÁIS](#) correspondente a este tema.

### Materia: Substancias puras e mesturas

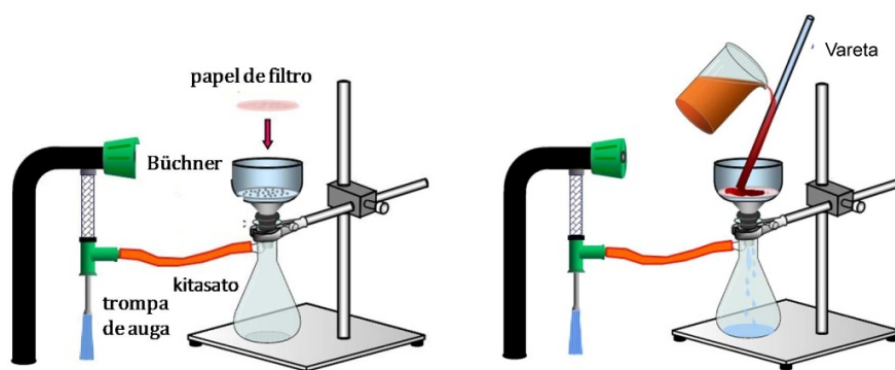
A materia é todo aquilo que ocupa lugar e posúe masa, abrangendo, polo tanto, os tres estados físicos: sólido, líquido e gasoso. Esta podería ser xa unha clasificación sinxela da materia, pero en química sóese comezar clasificándoa en substancias puras e mesturas. Unha substancia pura é unha forma da materia que ten unha composición definida e unhas propiedades distintivas, e engloba tanto ás especies químicas simples ou elementos (p. ex., ouro) como aos compostos (p. ex., auga ou amoníaco). As mesturas conteñen dúas ou máis substancias combinadas de xeito que cada unha conserva a súa identidade química; podemos ter mesturas homoxéneas ou uniformes nas que a composición é a mesma en toda a mostra (denominarémolas tamén disolucións e un exemplo é o sal común en auga), e podemos atopármolos con mesturas heteroxéneas nas que a composición da mostra varía dun punto a outro (o leite ou a gaseosa son exemplos de mesturas heteroxéneas).

### Métodos de separación e purificación

Pódense empregar distintos métodos para separar os compoñentes dunha mestura, os cales podemos clasificar en función da natureza dos seus compoñentes en métodos sólido-líquido ou líquido-líquido, que ensaiaremos en distintas experiencias neste curso nos sucesivos vídeos demostrativos.

### Separación sólido- líquido

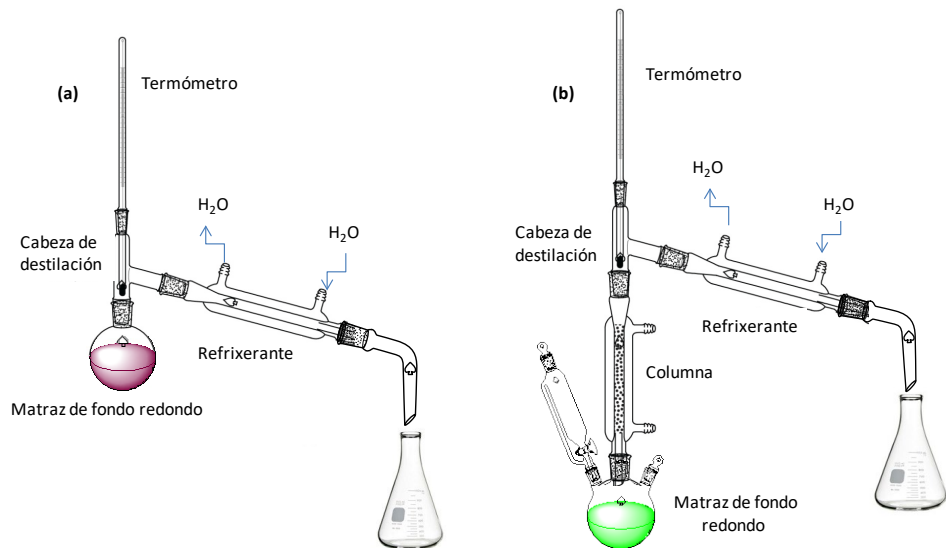
Pódese realizar mediante filtración (p. ex. na preparación de carbonato cálcico), centrifugación (p. ex., na práctica de separación de compoñentes do leite, íllase a graxa mediante esta técnica) ou por decantación cando o sólido é moito máis denso que o líquido.



**Figura 1.1.** Esquema dunha filtración ao baleiro co uso dun funil Büchner no que queda retido o sólido ó poñerlle un papel de filtro que actúa como barreira.

## Separación líquido-líquido

Se os líquidos son inmiscibles pódense separar por decantación nun funil (se as densidades son moi distintas) ou por extracción líquido-líquido (se posúen coeficientes de reparto distintos). As mesturas de líquido miscibles pódense separar por destilación cando a diferenza de puntos de ebulición o permita.

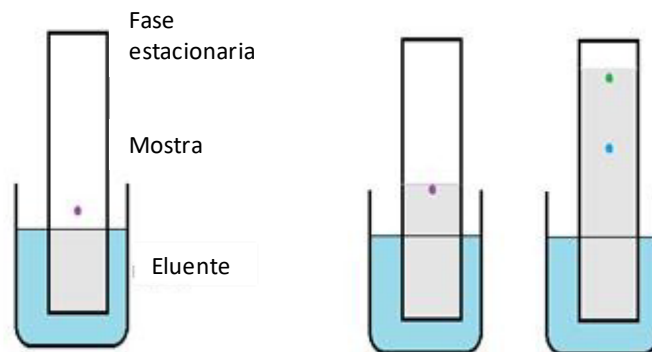


**Figura 1.2.** (a) Montaxe dunha destilación simple e (b) Montaxe dunha destilación fraccionada.

## Purificación de substancias

Entre os métodos de purificación de substancias imos nomear a cristalización, a desecación e a cromatografía.

A cristalización consiste na disolución dun sólido impurificado e posterior evaporación lenta do disolvente para obter cristais puros da substancia orixinal, que se poden illar por filtración pois as impurezas se manterán disoltas. A desecación implica a eliminación de auga (disolvente máis habitual) co uso dun axente desecante (p. ex., silicaxel). Pola súa banda, a cromatografía (que se pode considerar por si mesma un método de separación de substancias) baséase na diferente capacidade das substancias para disolverse ou adsorberse entre unha fase fixa (adsorbente) e unha fase móbil (eluínte); podemos realizala empregando unha columna cromatográfica onde unha molécula A baixaría máis despacio que outra B se a primeira ten máis afinidade pola fase estacionaria ou fixa; outros tipos de cromatografías son a líquido-gas ou en capa fina.



**Figura 1.3.** Esquema da cromatografía en capa fina na cal se pode utilizar como fase estacionaria papel ou xel de silicato sobre unha placa de aluminio ou vidro. A substancia de interese adherirase á fase estacionaria ou se moverá coa fase móbil, viaxando unha distancia que é inversamente proporcional á afinidade pola fase estacionaria.

## Masa atómica e molecular

Dalton comezou a desenvolver o modelo atómico da materia que serve de base para a química moderna, deste xeito, un átomo pode definirse como a partícula máis pequena que intervén nunha reacción química.

Os átomos, á súa vez, están compostos de electróns (con carga negativa), protóns (carga positiva) e neutróns (sen carga). O número atómico dun elemento (Z) vén determinado polo número de protóns que ten, mentres que o número de masa engloba ao número de protóns e neutróns. Podemos atopar un mesmo elemento con diferente masa debido á variación de neutróns, trataríase dos isótopos dese elemento; tamén un mesmo elemento pode aparecer cun número diferente de electróns, dando lugar aos ions, que chamamos catións cando o número de electróns é menor que o de protóns, ou anións cando hai máis electróns que protóns. Sen embargo o número de protóns é invariable para un determinado elemento.

A masa atómica (comunmente denominada en química peso atómico) é a masa relativa dos átomos dos diferentes elementos. A escala de masas atómicas defínese a partir dun valor estándar para unha determinada especie: o isótopo máis común do carbono, o  $^{12}\text{C}$ , ao que se lle asigna 12 unidades de masa atómica (uma).

As moléculas están formadas por dous ou máis átomos (habitualmente de non metais) combinados entre si, e constitúen a unidade máis pequena dun elemento ou composto que manteñen as propiedades químicas do elemento ou composto (p. ex.  $\text{H}_2$  ou  $\text{H}_2\text{O}$  son moléculas). A masa molecular é a suma das masas atómicas de todos os átomos que compoñen a molécula.

## Número de Avogadro: concepto de mol

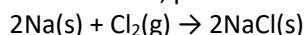
Dende o punto de vista macroscópico ou experimental resulta problemático traballar con átomos ou medir o seu peso en uma. Por esta razón o Sistema Internacional (SI) introduce a unidade de mol para medir a cantidade de substancia. Un mol de calquera substancia é un peso, en gramos, igual ó do peso fórmula da mesma expresado en unidades de masa atómica. A cantidade de unidades (átomos ou moléculas ou ions) contidas nun mol é de  $6.022 \times 10^{23}$ , que corresponde co número de Avogadro. En forma oficial, un mol defínese como a cantidade de substancia nunha mostra que contén tantas unidades como átomos hai en exactamente 12 g de carbono 12, isto supón que un mol de átomos de hidróxeno pese aproximadamente 1 g ou un mol de átomos de osíxeno sexan ao redor de 16 g, e, en consecuencia, un mol de moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  teña un peso aproximado de 18 g.

## Fórmulas químicas

Unha fórmula química é unha notación onde se usan os símbolos atómicos con números subíndices que indican a proporción relativa dos diferentes elementos na substancia. Por exemplo  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$  representan fórmulas químicas. Podemos diferenciar a fórmula empírica, que nos sinala a proporción dun elemento dentro dun composto con respecto ó outro, e así no peróxido de hidróxeno temos unha fórmula empírica  $\text{HO}$ ; da fórmula molecular, que nos dá a cantidade en que un e outro elemento entran a formar parte no composto, que no caso do exemplo anterior implica unha fórmula  $\text{H}_2\text{O}_2$ .

## Ecuacións químicas

A ecuación química é a representación simbólica dunha reacción química, en termos de fórmulas químicas. Ex:  $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$ ; onde se produce a transformación de reactivos  $\rightarrow$  produtos, que implica a rotura duns enlaces e a formación doutros novos, conservándose a masa total segundo o principio de Lavoisier. A relación entre masas vén dada na propia ecuación química, co mesmo número de átomos dun elemento nos reactivos e nos produtos, para o que teremos que incluír os coeficientes estequiométricos, que representan o número de moles de cada substancia. No exemplo anterior o coeficiente estequiométrico de Na e NaCl coincide que é 2, e o de  $\text{Cl}_2$  é 1 (o cal se omite). O proceso de igualar o número de átomos en reactivos e produtos ó introducir os coeficientes estequiométricos denomínase axuste da ecuación química. Para completar a ecuación química débese indicar o estado físico de cada reactivo e produto, escribindo trala súa fórmula (s) se é sólido, (l) cando é líquido, (g) para unha substancia gasosa ou (ac) no caso dun ion ou molécula en disolución acuosa. Deste xeito, para o exemplo anterior:



**Cálculos  
estequiométricos:  
Reactivo limitante  
e Rendementos  
teórico e práctico.**

A estequiometría estuda as relacións cuantitativas que actúan nunha reacción química. Calquera cálculo que se faga nunha reacción debe estar baseado na ecuación axustada para esa reacción. Aínda que nese axuste a cantidade de materia está presentada en número de moles, éste pódese relacionar coa masa en gramos de cada substancia, pois é esta unidade coa que se fan as medidas experimentais, pero tendo sempre en conta que a relación estequiométrica entre substancias é molar, ou sexa, dous moles de Na poden reaccionar con un mol de  $\text{Cl}_2$  para dar dous moles de NaCl, e, polo tanto isto significa que 46 g de Na poden reaccionar con 71 g de  $\text{Cl}_2$  para dar 117 g de NaCl.

Segundo a estequiometría dunha reacción podemos calcular o seu rendimento teórico ou cantidade máxima que podemos obter dun produto en función das cantidades iniciais dos reactivos de que partimos. En moitas ocasións non obtemos nun proceso a cantidade de produto esperado (perda de substancia no manexo, reactivos impurificados, reaccións non completadas, etc.), senón unha cantidade inferior chamada rendimento práctico ou real, que habitualmente se expresa porcentualmente ( $\eta$ ) como a relación entre a cantidade de produto obtida experimentalmente e o rendimento teórico, multiplicada por 100.

$$\eta = (\text{cantidade de produto obtido} / \text{cantidade de produto esperado ou teórica}) \times 100$$
Ás veces podemos ter dentro dos reactivos unha certa cantidade dun eles e un exceso do outro (p. ex. 23 g de Na e 71 g de  $\text{Cl}_2$ , o  $\text{Cl}_2$  está en exceso), ao reactivo que aparece con esta cantidade determinada chámasele reactivo limitante (o Na no exemplo exposto), pois limita e extensión da reacción e, en consecuencia, a cantidade de produto que obteñamos. Cando en vez de exceso do outro reactivo temos a cantidade xusta e necesaria para facer reaccionar todo o reactivo limitante, denomínasele cantidade estequiométrica.