

UNIDADE 1. NATUREZA DA MATERIA

ÍNDICE

1. ESTADOS DE AGREGACIÓN DA MATERIA
 - 1.1. Estados da materia
 - 1.2. Cambios de estado
2. CLASIFICACIÓN DA MATERIA
 - 2.1. Substancias puras: elementos e compostos
 - 2.2. Mesturas: homoxéneas e heteroxéneas
 - 2.3. Separación dos compoñentes dunha mestura
3. CAMBIOS NA MATERIA
 - 3.1. Cambios físicos
 - 3.2. Cambios químicos
4. LEIS PONDERAIS
 - 4.1. Lei de conservación da masa
 - 4.2. Lei das proporcións definidas
 - 4.3. Teoría atómica de Dalton
5. LEIS VOLUMÉTRICAS
 - 5.1. Lei dos volumes de combinación
 - 5.2. Hipótese de Avogadro
6. MASAS ATÓMICAS E MOLECULARES
7. MOL
 - 7.1. Mol e masa
 - 7.2. Mol e volume de gases
8. DISOLUCIÓN
 - 8.1. Compoñentes dunha disolución
 - 8.2. Tipos de disolucións
 - 8.3. Concentración das disolucións

1. Estados de agregación da materia

Enténdese como **materia** todo aquilo que ocupa un lugar no espazo e que ten masa.

1.1. Estados da materia

A materia podémola atopar en tres estados físicos diferentes: sólido, líquido e gas. Estes estados físicos identificarémolos a partir dunha serie de propiedades doadamente observables:

- **Sólido:** forma e volume fixos. P.ex. a madeira, unha pedra.
- **Líquido:** volume fixo e forma variable. P.ex. a auga, o aceite.
- **Gas:** forma e volume variables. P. ex. o aire, o butano.

A nivel microscópico, o que diferencia os tres estados é a separación e a mobilidade das pequenas partículas que forman a materia:

- Sólido: as partículas están unidas de forma organizada e apenas teñen mobilidade, tan só un pequeno movemento vibratorio, en torno á súa posición fixa, relacionado coa temperatura e que se coñece como vibración térmica.
- Líquido: as partículas están unidas pero non teñen posicións ríxidas, teñen mobilidade.
- Gas: as partículas están separadas e gozan de total liberdade de movementos.

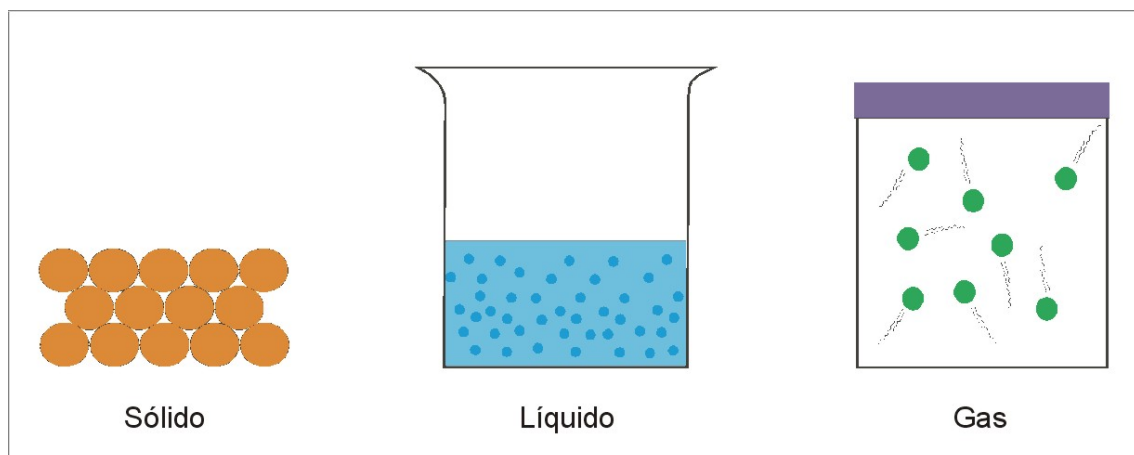


Figura 1: Estados da materia a nivel microscópico

1.2. Cambios de estado

Pódese pasar dun estado físico a outro sen que cambie a composición da materia. En xeral, calquera substancia pódese atopar en calquera dos tres estados físicos. Que se atope nun ou noutro vai depender das condicións de presión e temperatura. Un exemplo que seguramente coñeces é o caso da auga.

Para temperaturas inferiores a 0 °C e á presión atmosférica habitual, a auga preséntase en estado sólido e chamámoslle xeo. Cando aumenta a temperatura, as partículas axítanse máis e sepáranse, polo que a temperaturas superiores a 0 °C o xeo pasa a auga líquida (desxeo da neve), que é como coñecemos a auga á temperatura na que adoitamos estar. Pero se seguise aumentando a temperatura, as partículas axitaríanse máis e separaríanse totalmente co que a auga líquida pasaría a gas, obténdose vapor de auga.

Tamén coñecemos os cambios inversos. O vapor de auga condénsase cando se arrefría e pasa a líquido (cando se embazan os cristais). Se baixa moito a temperatura a auga solidifícase (formación de xeo nas pozas en inverno).

Cando na linguaxe cotiá dicimos "o cobre é sólido", "o osíxeno é un gas" ou "o alcohol é un líquido", estémonos a expresar incorrectamente dende o punto de vista científico. Para que fose correcto deberíamos engadir "a temperatura ambiente".

No seguinte esquema indícase o nome que reciben os cambios de estado.

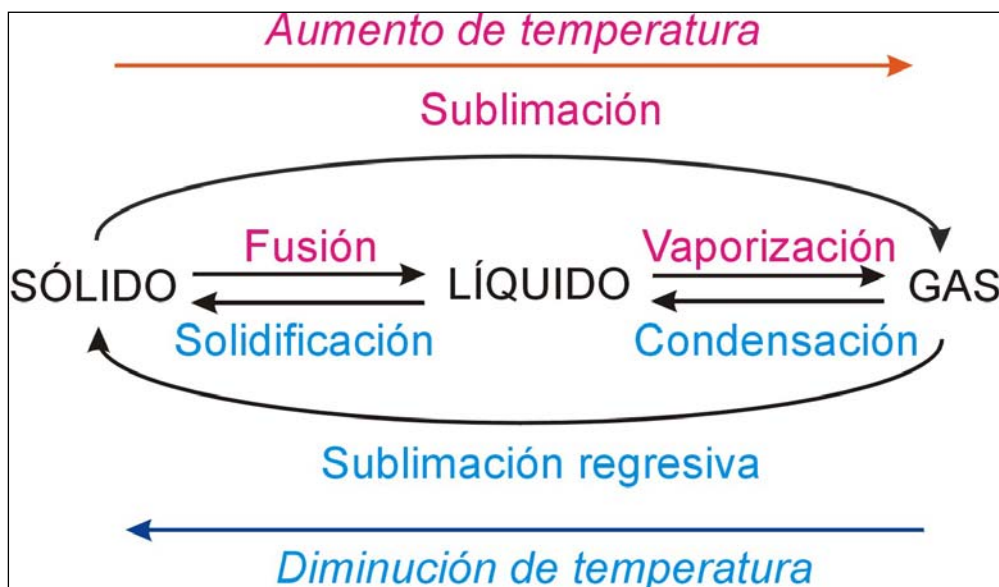


Figura 2: Cambios de estado

2. Clasificación da materia

Segundo a súa composición e propiedades distínguense diferentes tipos de materia. Unha primeira clasificación permítenos distinguir entre substancias puras e mesturas.

2.1. Substancias puras: elementos e compostos

A palabra substancia na linguaxe cotiá utilízase como sinónimo de materia pero en linguaxe científica ten un significado moi concreto, como se indica a continuación.

As substancias puras teñen unha composición constante que se pode representar por unha fórmula ou un símbolo e teñen unha serie de **propiedades características** que permite identificalas, como a densidade, os puntos de fusión e de ebulición, a calor específica, a condutividade eléctrica, o carácter oxidante...

Unha substancia pura como o cobre pódese identificar pola súa densidade, 8,96 g/cm³; polo seu punto de fusión, 1083 ° C, e polo seu punto de ebulición, 2567 °C.

Outra substancia pura, a auga, pódese identificar pola súa densidade, 0,998 g/cm³; polo seu punto de fusión, 0 ° C, e polo seu punto de ebulición, 100 ° C.

Á súa vez, as substancias puras pódense clasificar en elementos e compostos:

- **Elementos:** están **formados por un só tipo de átomos, non se poden descompoñer en substancias máis simples**. Exemplos: a prata (Ag), o aluminio (Al.)... Os elementos **representáanse mediante** unha ou dúas letras (a primeira maiúscula e a segunda minúscula) que reciben o nome de **símbolo** do elemento. Todos os elementos coñecidos están clasificados na Táboa Periódica que tes no APÉNDICE xunto cun listado do seu nome e símbolo.
- **Compostos:** están **formados por dous ou máis elementos**. Por métodos químicos pódense descompoñer nos elementos que os forman. Exemplos: a auga (H₂O), que se pode descompoñer en hidróxeno (H₂) e osíxeno (O₂); o sal común ou cloruro sódico (NaCl) que se pode descompoñer en cloro (Cl₂) e sodio (Na). **A partícula máis pequena dun composto chámase molécula** e está formada pola unión dos átomos dos elementos que forman o composto. Os compostos **representáanse mediante unha fórmula**, que indica que elementos forman o composto e cantos átomos de cada un forman unha molécula de composto. P. ex. a fórmula do butano é C₄H₁₀, o que indica que o butano está formado por carbono e hidróxeno e que cada molécula está formada por 4 átomos de carbono e 10 de hidróxeno.

2.2. Mesturas: homoxéneas e heteroxéneas

Están **formadas por dúas ou máis substancias puras** que conservan as súas propiedades características, é dicir, as propiedades das mesturas participan das propiedades das substancias que as forman. Unha mestura de auga e azucre conserva o estado físico da auga e o sabor doce do azucre.

A diferenza das substancias puras, as mesturas non teñen unha composición fixa, polo que tampouco as súas propiedades son constantes. Non teñen unha densidade constante senón que esta depende das densidades dos seus compoñentes e da proporción en que estes se atopen. Tampouco teñen, como teñen as substancias puras, puntos de fusión e de ebulición característicos.

As mesturas, á súa vez, poden ser homoxéneas ou heteroxéneas:

- Mesturas homoxéneas: teñen aspecto uniforme e a súa composición é a mesma en toda a mestura. Chámaselles **disolucións**. Exemplos: a auga do mar, o viño, o aire, o aceiro inoxidable...
- Mesturas heteroxéneas: a simple vista pódense apreciar partes diferenciadas. A composición non é igual en toda a mestura. Exemplos: area con azucre, o granito...

2.3. Separación dos compoñentes dunha mestura

En calquera mestura se poden separar as substancias que a forman utilizando procedementos físicos, baseándonos en propiedades que son diferentes para os distintos compoñentes da mestura.

Para separar unha mestura de area e azucre baseariámonos na diferente solubilidade destas substancias en auga. Engadiríamos auga á mestura e o azucre disolveríase, pero a area non. Filtrando teríamos a area e se queremos recuperar o azucre, separariámola da auga baseándonos en que estas substancias pasan a estado gasoso a diferentes temperaturas. Deixariamos que se evaporase a auga e quedaríanos o azucre no fondo do recipiente.

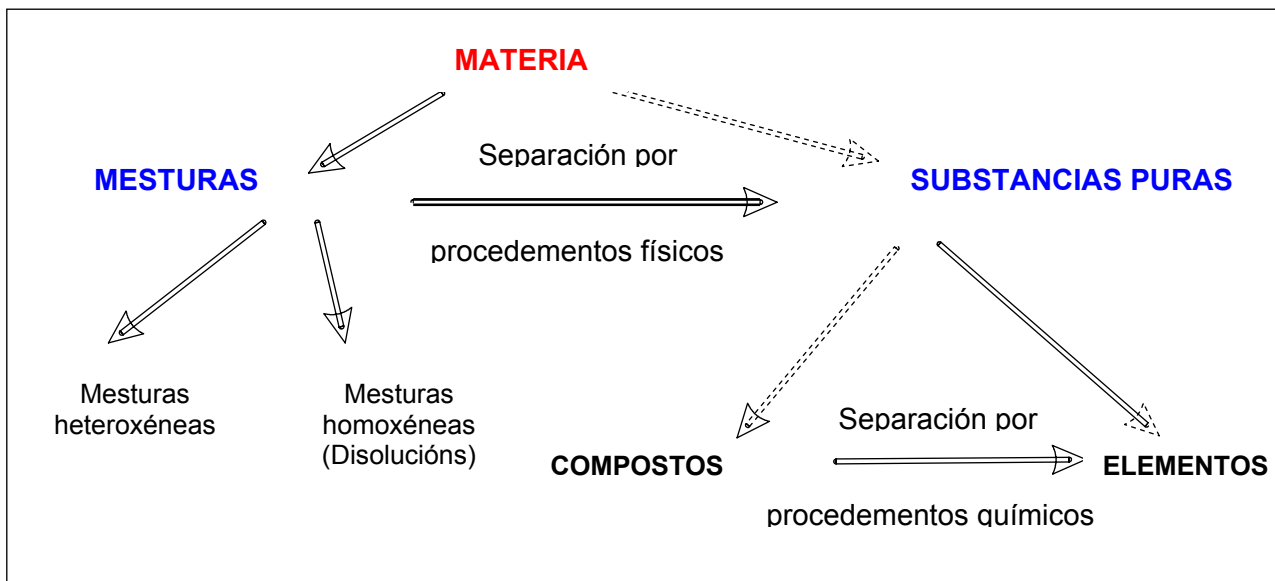


Figura 3: Clasificación da materia

3. Cambios na materia

Coa materia podemos facer dous tipos de transformacións: cambios físicos e químicos.

3.1. Cambios físicos

Se temos café en gran e o moemos seguimos tendo café, agora en po. Se temos auga sólida e a quentamos teremos auga líquida. Cando disolvemos azucre en auga seguimos tendo azucre e auga que podemos separar doadamente segundo vimos anteriormente.

Cando a materia se somete a un cambio físico **non cambian as substancias que forman esa materia**. En moitos casos pódese volver doadamente, por procedementos físicos, á situación inicial.

3.2. Cambios químicos

Cando o viño se avinagra ou un anaco de madeira se queima, si cambian as substancias. O etanol do viño desaparece e fórmase o ácido acético do vinagre. Os compoñentes da madeira desaparecen, fórmanse gases e queda un resto carbonoso sólido que chamamos cinza.

Cando se altera a composición da materia que experimenta o cambio, cando se altera **a natureza das substancias que a forman**, atopámonos ante un cambio químico. Son sinxelos de recoñecer pois fórmanse novas substancias e desaparecen as que tiñamos ao principio.

Estes cambios químicos chámanse reaccións químicas e serán obxecto dun estudo detido noutros capítulos.

4. Leis ponderais

As leis ponderais correspóndense cos primeiros estudos científicos sobre os cambios químicos, realizados na segunda metade do século XVIII. Para comprender a dificultade destes primeiros pasos da química como ciencia hai que ter en conta que entón non se coñecía, como coñecemos agora, a natureza atómica da materia. Para xustificar estas leis Dalton elaborou a principios do século XIX a primeira teoría atómica de carácter científico.

4.1. Lei de conservación da masa

Os primeiros químicos compartiron un interese especial por coñecer a relación entre as cantidades das substancias iniciais e finais que interveñen nun cambio químico. Foi Lavoisier, considerado o pai da Química, quen, tras unha utilización sistemática da balanza, establece a finais do século XVIII a primeira lei das combinacións químicas, a lei de conservación da masa:

Durante un cambio químico a masa do sistema permanece invariable ou, dito doutra forma, a masa dos corpos reaccionantes (substancias iniciais) é igual á masa dos produtos da reacción (substancias finais).

Así, cando reaccionan 2 g de hidróxeno con 16 g de osíxeno, dan 18 g de auga ($2 + 16 = 18$ g).

4.2. Lei das proporcións definidas

Proust, ao igual que Lavoisier, utilizando sistematicamente a balanza e o método científico, chegou á conclusión de que todo composto contén sempre os mesmos elementos nas mesmas proporcións. En 1801 deu a coñecer a lei das proporcións definidas:

Cando dous ou máis elementos se combinan para formar un determinado composto fano nunha relación de peso constante.

Así, sempre que o hidróxeno e o osíxeno se combinan para formar auga, fano nunha relación masa de osíxeno por masa de hidróxeno igual a 8. Isto permítenos saber, p. ex., que cantidade de osíxeno se combinará con 50 g de hidróxeno para formar auga, pois $m\text{ O} / 50 = 8$, logo a masa de osíxeno será 400 g.

4.3. Teoría atómica de Dalton

As leis anteriores non se puideron xustificar ata que Dalton formulou, en 1803, a súa teoría atómica, cos seguintes postulados:

1. Os elementos químicos están constituídos por partículas moi pequenas e indestrutibles chamadas átomos.
2. Todos os átomos dun elemento químico son iguais en masa e demais propiedades.
3. Os átomos de diferentes elementos teñen diferente masa e propiedades.
4. Os compostos fórmanse pola unión de átomos de diferentes elementos, nunha relación numérica sinxela.

Dalton utilizou símbolos para representar os átomos, algúns dos cales se reproducen a continuación:

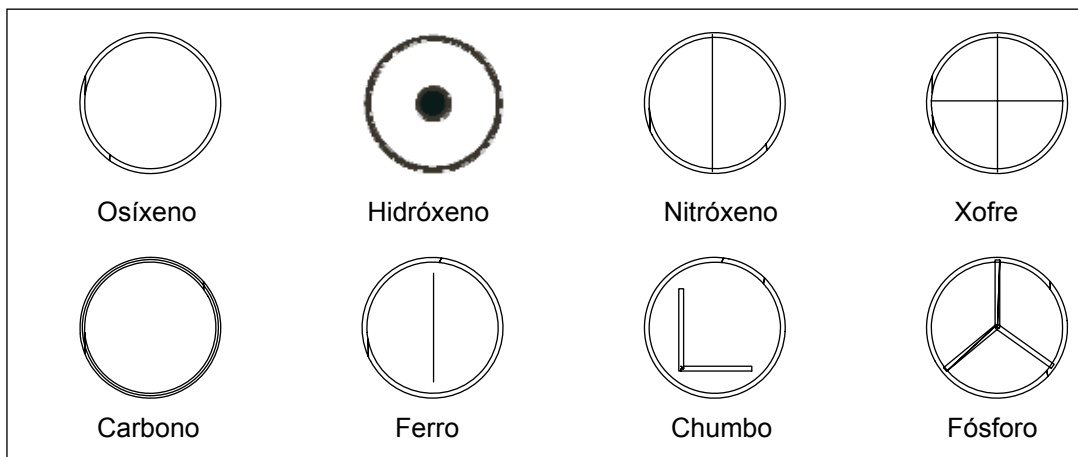


Figura 4: Símbolos atómicos de Dalton

Os postulados da teoría de Dalton permiten explicar doadamente, por exemplo, a lei de conservación da masa: Ao ser os átomos indivisibles, unha reacción química non cambia nin a cantidade nin o tipo de átomos, simplemente estes agrúpanse de forma diferente. Polo tanto ao non desaparecer átomos non cambia a masa.

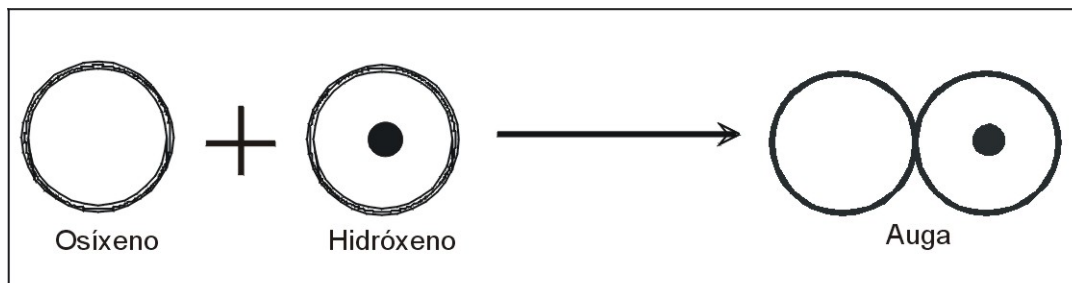


Figura 5: Conservación da masa nunha reacción, segundo Dalton

A teoría atómica de Dalton, aínda que supuxo un grande avance ao permitir xustificar o que acontecía nas reaccións químicas, contén algúns erros como veremos despois.

5. Leis volumétricas

Moitos elementos e compostos son gases e nun gas resulta máis doado medir o volume que a masa, polo que para os mesmos foron atopándose as seguintes leis:

5.1. Lei dos volumes de combinación

Gay Lussac estudou as relacións entre os volumes dos gases iniciais e finais dun cambio químico e, en 1808, formulou a lei dos volumes de combinación:

En calquera reacción química os volumes de todas as substancias gasosas que interveñen na reacción gardan unha relación de números sinxelos.

Exemplos:

1 litro de osíxeno e 2 litros de hidróxeno dan 2 litros de auga
1 litro de nitróxeno e 3 litros de hidróxeno dan 2 litros de amoníaco

Isto non se podía xustificar a partir da teoría de Dalton.

5.2. Hipótese de Avogadro

Foi Avogadro quen introduciu, en 1811, o concepto de molécula, suxerindo que as últimas partículas de gases elementais (hidróxeno, osíxeno, nitróxeno) non son átomos senón agrupacións de átomos ás que chamou moléculas. Ademais, para xustificar o comportamento dos volumes dos gases nas reaccións químicas introduce a súa hipótese, que di así:

En volumes iguais de gases diferentes, medidos coas mesmas condicións de presión e de temperatura, existe o mesmo número de moléculas.

Polo tanto, en tres litros de gas anhídrido carbónico (CO_2) hai o mesmo número de moléculas que en tres litros de gas amoníaco (NH_3), sempre que midamos estes volumes nas mesmas condicións de presión e temperatura.

Se aplicamos a hipótese de Avogadro a unha reacción entre gases, podemos xustificar a Lei dos volumes de combinación, como por exemplo en 2 litros de hidróxeno e 1 litro de osíxeno para dar 2 litros de auga. Segundo Avogadro, ambos gases están formados por moléculas diatómicas, que ao reaccionar chocan entre si, rompéndose e liberándose os átomos, que se reordenan e combinan formando dúas moléculas de auga, compostas, cada unha, por dous átomos de hidróxeno e un de osíxeno.

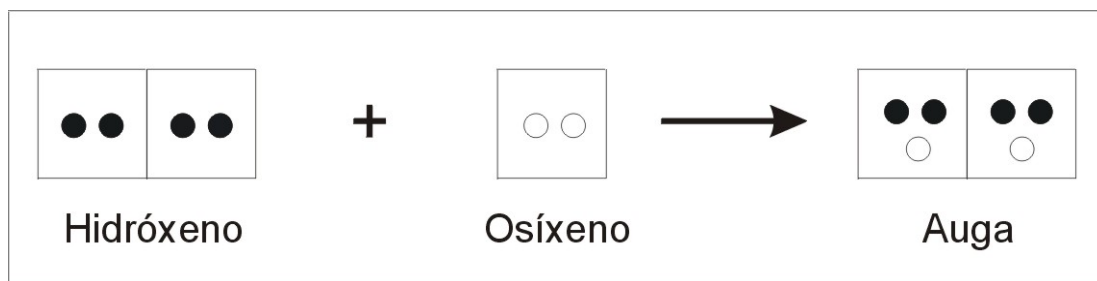


Figura 6: Comprobación da Lei dos volumes de combinación

Máis adiante, ao estudar o concepto de mol, veremos máis consecuencias da hipótese de Avogadro.

6. Masas atómicas e moleculares

Como os átomos son extremadamente pequenos (unha mouta de po pode conter 10^{18} átomos), non se dispón de balanzas que midan a masa dun átomo e non son apropiadas as unidades de masa habituais (g, Kg). O que se fai é comparar a masa dun átomo coa masa doutro átomo (medir é comparar). Establécese como unidade de medida das masas dos átomos a unidade de masa atómica (u.m.a.), que é a doceava parte da masa dun átomo de carbono¹².

Se dicimos que a masa atómica do sodio Na é 23 u.m.a., isto quere dicir que a masa dun átomo de sodio é 23 veces a doceava parte da masa dun átomo de carbono¹².

Na Táboa Periódica entregada no APÉNDICE téns as masas atómicas de todos os elementos.

No caso dos compostos deberemos calcular a súa masa molecular, sumando as masas atómicas dos elementos que os forman e tendo en conta cantos átomos de cada elemento forman unha molécula

P. ex. a masa molecular do nitrato amónico (NH_4NO_3) será:

(Cada molécula está formada por 4 átomos de hidróxeno, 2 átomos de nitróxeno e 3 de osíxeno; masas atómicas do H = 1, do N = 14 e do O = 16)

$$\begin{aligned} H: 1 \times 4 &= 4 \\ N: 14 \times 2 &= 28 \\ O: 16 \times 3 &= 48 \\ &80 \text{ uma} \end{aligned}$$

7. Mol

Como os átomos e as moléculas son pequenos, no laboratorio nunca imos traballar cun átomo ou unha molécula ou uns poucos átomos ou moléculas, senón que traballaremos sempre con millóns destas partículas, polo tanto, teremos que contar cunha unidade especial para describir unha cantidade tan grande de partículas. Igual que para contar cantidades de cousas pequenas manexamos conceptos como ducia (unha ducia de ovos), cento (un cento de pementos)...., en química utilizaremos o mol.

Un mol é a cantidade de materia que contén $6,022 \cdot 10^{23}$ partículas.

Así, un mol de electróns representa a $6,022 \cdot 10^{23}$ electróns, 1 mol de ferro a $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de Fe (porque os átomos son as partículas dun elemento como o ferro), 1 mol de auga a $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2O (porque as moléculas son as partículas dun composto como a auga).

O mol, como irás vendo, é unha unidade básica para realizar cálculos en química, aínda que serviría para medir calquera tipo de materia e así 1 mol de persoas serían $6,022 \cdot 10^{23}$ persoas ou 1 mol de euros serían $6,022 \cdot 10^{23}$ euros. Este número é tan grande (602 200 000 000 000 000 000 000) que aínda non foi emitida esa cantidade de euros.

O número $6,022 \cdot 10^{23}$, que indica as unidades que contén un mol, chámase Número de Avogadro e adóitase representar pola letra N.

7.1. Mol e masa

Non é un número arbitrario posto que nos vai facilitar o noso traballo con masas no laboratorio, xa que o número que nos indica a masa dun átomo en u.m.a. vai coincidir co número que nos indica a masa dun mol en gramos. Polo tanto, se a masa dun átomo de calcio é 40 u.m.a., a masa dun mol de átomos de calcio é 40 gramos.

Un mol de calquera substancia pura ten unha masa en gramos igual á súa masa atómica ou molecular.

$$\begin{aligned} 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Ca} &= 1 \text{ mol de Ca} = 40 \text{ g de Ca} \\ 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de NH}_4\text{NO}_3 &= 1 \text{ mol de NH}_4\text{NO}_3 = 80 \text{ g de NH}_4\text{NO}_3 \end{aligned}$$

Agora poderemos relacionar a masa dunha substancia pura co número de moles da mesma:

P.ex. ¿Cantos moles son 200 g de auga?

1 mol de auga (H_2O) ten unha masa de 18 g (ver cálculo masa molecular)

X mol de auga serán 200 g de auga. $X = 1 \times 200 / 18 = 11,1$ mol de auga.

Fíxate no cálculo final: obtivemos o número de moles dividindo a masa da auga (200) entre a súa masa molecular (18). Entón podemos establecer como norma, que para calcular o número de moles dunha substancia pura, basta dividir a súa masa en gramos pola masa molecular:

$$n = m/Mm \quad [1]$$

P. ex.: A) ¿Cantos moles son 500 g de nitrato amónico?. B) ¿Cantos gramos son 0,025 mol de nitrato amónico?.

(Xa temos calculada a masa molecular do nitrato amónico: 80 g/mol)

A) Dato: $m = 500 \text{ g}$

$$n = m/Mm \Rightarrow n = 500/80 = 6,25 \text{ mol de nitrato amónico.}$$

B) Dato: $n = 0,025 \text{ mol}$

$$n = m/Mm \Rightarrow m = n \cdot Mm \Rightarrow m = 0,025 \times 80 = 2 \text{ g de nitrato amónico.}$$

7.2. Mol e volume de gases

No caso dos gases, como consecuencia da Hipótese de Avogadro, (volumes iguais de gases teñen o mesmo número de moléculas) un mol de calquera gas ten que ocupar sempre o mesmo volume, pois un mol sempre ten o mesmo número de moléculas.

Un mol de calquera gas, en condicións normais, ocupa 22,4 litros.

Fíxanse como "condicións normais" para a temperatura o valor de 0°C ($= 273 \text{ K}$) e para a presión 1 atmosfera ($= 760 \text{ mm Hg}$).

Entón, 1 mol de hidróxeno en condicións normais ocupa 22,4 l, un mol de helio ou de butano, nas mesmas condicións, tamén ocupan 22,4 l. Sen embargo 1 mol de ouro ou de alcohol etílico, en condicións normais, non ocupan 22,4 l porque non son gases nesas condicións.

Resumindo o visto ata agora:

$$6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de helio} = 1 \text{ mol de He} = 4 \text{ g de He} = 22,4 \text{ l en cond. nor.}$$

$$6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de aluminio} = 1 \text{ mol de Al} = 27 \text{ g de Al} \neq 22,4 \text{ l en condic. norm.}$$

$$6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de metano} = 1 \text{ mol de CH}_4 = 16 \text{ g de CH}_4 = 22,4 \text{ l en cond. nor.}$$

$$6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de octano} = 1 \text{ mol de C}_8\text{H}_{18} = 114 \text{ g de C}_8\text{H}_{18} \neq 22,4 \text{ l en cond. nor.}$$

Se o gas non está en condicións normais, poderemos medir o volume que ocupan "n" moles de gas, mediante a ecuación de estado dos gases ideais:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad [2]$$

onde "P" é a presión, medida en atmosferas, "V" o volume, medido en litros, "T" a temperatura, medida en Kelvins, e $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{l} / \text{K} \cdot \text{mol}$, é unha constante que se coñece como constante dos gases.

Un gas ideal é un gas hipotético no que as moléculas non exercen entre si ningunha interacción e o volume destas moléculas é desprezable fronte ao volume do recipiente. Aínda que na natureza non existen gases ideais, o comportamento dos gases reais

describítese ben con esta ecuación, sen apenas erro, para unhas marxes amplas de temperatura e presión.

Exemplo: ¿Que volume ocupan 25 moles de monóxido de carbono, a 27° C e 950 mm de Hg?

$$\begin{aligned} \text{Datos: } n &= 25 \text{ mol}; & T &= 27^\circ \text{C} = 27+273 \text{ K} = 300 \text{ K}; & P &= 950 \text{ mm} \\ Hg &= 950/760 \text{ atm} = 1,25 \text{ atm}. \\ P.V &= T.R.n \Rightarrow V = T.R.n/P \Rightarrow V = 300 \times 0,082 \times 25 / 1,25 \Rightarrow V = 492 \text{ litros}. \end{aligned}$$

A modo de resumo, para o mol podemos establecer as seguintes equivalencias:

$$\begin{aligned} 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos ou moléculas} &= 1 \text{ mol} = \text{Masa atómica ou molecular en g} \\ &\text{II} \\ 22,4 \text{ L (gas en condicións normais)} \end{aligned}$$

Aplicaremos estas equivalencias no seguinte exercicio: ¿En que mostra hai máis cantidade do gas dióxido de xofre (SO₂): a) 8 g; b) 2 mol; c) 5,6 L en condicións normais; d) 3,01·10²⁵ moléculas?

Para poder comparar as cantidades pasarémolas a moles.

a) Dato: $m = 8 \text{ g de SO}_2$.

$M_m \text{ SO}_2$.: S: $32 \times 1 = 32$

O: $16 \times 2 = 32$

64 g/mol

$n = m/M_m \Rightarrow n = 8/64 = 0,125 \text{ mol de SO}_2$.

b) Este dato xa está en mol: 2 mol de SO₂.

c) Dato: $V = 5,6 \text{ L en condic. normais}$.

1 mol equivale a 22,4 L en condic. normais

X mol equivalen a 5,6 L en condic. normais

$X = 1 \times 5,6 / 22,4 = 0,25 \text{ mol de SO}_2$.

d) Dato: $3,01 \cdot 10^{25} \text{ moléculas}$.

1 mol equivale a $6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$

Y mol equivalen a $3,01 \cdot 10^{25} \text{ moléculas}$

$Y = 1 \times 3,01 \cdot 10^{25} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} = 49,97 \text{ mol de SO}_2$.

Así pois, comparando as mostras: $d > b > c > a$.

8. Disolucións

As mesturas homoxéneas prodúcese a nivel microscópico, polo que non se distinguen partes diferentes. Na auga do mar sabemos que hai sales pero non as vemos. Son tan importantes estas mesturas en química que merecen un estudo detido e teñen un nome especial, disolucións.

8.1. Compoñentes dunha disolución

Un dos compoñentes dunha disolución, **o que se atopa en maior proporción** e que conserva o seu estado físico ao producirse a mestura, **chámase disolvente**. Os demais compoñentes que están **en menor proporción** chámanse **solutos**. P. ex. ao disolver azucre en café, o disolvente é o café e o soluto o azucre.

Posto que as disolucións son mesturas, os seus compoñentes pódense atopar en diferentes proporcións. A cantidade de soluto que admite unha determinada cantidade de disolvente é limitada. Dise que unha disolución está saturada cando contén a máxima cantidade posible de soluto. Por enriba deste límite, se engadimos máis soluto, este non se dissolve, non se mestura, queda separado do resto da disolución.

8.2. Tipos de disolucións

Hai diferentes tipos de disolucións en función dos estados físicos iniciais dos compoñentes da disolución e do estado físico da disolución. Aquí tes algúns exemplos:

Aliaxes. Son sólidas (a temperatura ambiente) e os seus compoñentes son tamén sólidos. O bronce é unha disolución de estaño e cobre e o latón é unha disolución de cobre e cinc.

Aire. É un gas e os seus compoñentes tamén son gases, nitróxeno, osíxeno, dióxido de carbono...

Viño. É líquido e os seus compoñentes son líquidos e sólidos, como auga, alcohol, sales...

As disolucións máis utilizadas son as disolucións acuosas nas que o disolvente é a auga. A disolución é líquida e o soluto pode ser sólido, líquido ou gas. Se non se indica o contrario, referirémonos sempre disolucións acuosas.

8.3. Concentración das disolucións

As propiedades das disolucións dependen das propiedades dos seus compoñentes e da proporción en que estes se atopan. **A concentración dunha disolución indícanos a proporción de soluto nunha disolución. Chámase solubilidad a concentración dunha disolución saturada.**

A concentración dunha disolución pódese expresar utilizando unidades físicas (masa e volume) ou unidades químicas (nº de moles e volume).

1. **Porcentaxe en masa (%): Indica os gramos de soluto que hai en 100 gramos de disolución.** Unha disolución de hidróxido sódico ao 40% en masa terá 40 g de soluto -hidróxido sódico- en 100 g de disolución (polo tanto de auga* terá $100-40=60$ g)

Exemplo: Canto cloruro sódico e auga necesitaremos para obter 2 kg de disolución de concentración 15 % en masa?

*Datos: m disolución= 2 kg= 2000 g; C disolución= 15% masa, logo:
100 g disolución teñen 15 g de soluto (cloruro sódico)
2000 g disolución necesitarán X g de soluto*

* Como non se indica o contrario, a disolución é acuosa

$X = 2000 \times 15 / 100 = 300$ g de cloruro sódico.

Para completar os 2000 g de disolución, necesitaremos: $2000 - 300 = 1700$ g de auga.

2. **Porcentaxe en volume (%): Indica os cm^3 de soluto que hai en 100 cm^3 de disolución.** Así unha disolución de alcohol etílico (ou etanol) ao 20% en volume ten 20 cm^3 de soluto -etanol- en 100 cm^3 de disolución (polo tanto de auga terá $100 - 20 = 80 \text{ cm}^3$)

Exemplo: Se mesturamos 30 ml de auga osixenada e 170 ml de auga, cal é a concentración en porcentaxe en volume?

Datos: $V \text{ soluto} = 30 \text{ ml}$; $V \text{ disolvente} = 170 \text{ ml}$, logo $V \text{ disolución} = 30 + 170 = 200 \text{ ml}$.

Se 200 ml de disolución teñen 30 ml de soluto

100 ml de disolución terán Y ml de soluto

$Y = 100 \times 30 / 200 = 15\%$ en volume.

3. **Gramos por litro (g/l). Indica os gramos de soluto que hai nun litro de disolución.** Unha disolución de bicarbonato sódico de 12 g/L, terá 12 g de bicarbonato sódico por cada litro de disolución.
4. **Molaridade (M ou mol/l). Indica o número de moles de soluto que hai nun litro de disolución.** Unha disolución que contén 2,5 mol/l de NaCl dise que é 2,5 molar, que a súa molaridade é 2,5 ou simplemente escríbese 2,5 M.

Para calcular a molaridade podemos utilizar a expresión:

$$M = n s / V D \quad [3]$$

onde “n s” é o número de moles de soluto e “V D” o volume en litros de disolución.

Exemplo: Cal é a molaridade dunha disolución que en 250 ml ten 5,26 g de bromuro potásico (KBr)?

Datos: $V D = 250 \text{ mL} = 0,250 \text{ L}$; $m \text{ soluto} = 5,26 \text{ g KBr}$

Masa molecular do KBr: $K: 39 \times 1 = 39$

$Br: 80 \times 1 = 80$
119

O número de moles de soluto será*: $n = m / M_m \Rightarrow n = 5,26 / 119 = 0,0442$
mol de KBr

Logo a molaridade: $M = n s / V D = 0,0442 / 0,250 = 0,177 \text{ mol/l}$ ou 0,177 M

Exemplo: Canto sulfato cúprico (CuSO_4) necesitaremos para preparar 500 cm^3 de disolución 0,125 M?

Datos: $V D = 500 \text{ cm}^3 = 0,500 \text{ L}$; $M = 0,125 \text{ M}$

Como $M = n s / V D \Rightarrow n s = M \times V D \Rightarrow n s = 0,125 \times 0,500 = 0,0625$
mol de soluto

* Ver ecuación [1] na páxina 10

A masa molecular do CuSO_4 é:

$$\text{Cu: } 63,5 \times 1 = 63,5$$

$$\text{S: } 32 \times 1 = 32$$

$$\text{O: } 16 \times 4 = \underline{64}$$

$$159,5$$

$$\text{Xa que } n = m/Mm \Rightarrow m = n \times Mm = 0,0625 \times 159,5 = 9,97 \text{ g de } \text{CuSO}_4$$