

FQ1 - Tema 1.3: La teoría cinético-molecular: La cantidad de sustancia



La teoría atómico-molecular: La cantidad de sustancia

Física y Química

1.º Bachillerato

Contenidos

La teoría atómico-molecular

La cantidad de sustancia

1. Introducción

Al trabajar con una sustancia cualquiera, habitualmente necesitamos medir una determinada cantidad para disolverla, hacerla reaccionar, etc. En el caso de sólidos, lo más sencillo es pesarlos, mientras que en el caso de líquidos o disoluciones se suele medir volúmenes. Si se trata de gases, se miden volúmenes en unas determinadas condiciones de presión y temperatura. Es decir, desde el punto de vista práctico se trabaja con magnitudes a **escala macroscópica**: masas y volúmenes.

Por otro lado, el modelo de materia que has visto utiliza partículas extraordinariamente pequeñas, que sirven para explicar tanto procesos físicos como reacciones químicas. Por ejemplo, decimos con naturalidad que "una partícula de la sustancia X reacciona con dos partículas de la sustancia Y". Para interpretar lo que sucede en los procesos se trabaja a **escala microscópica**, a escala de partículas.

¿Cuántos átomos de cobre hay?



[Imagen](#) de intef, [CC](#)

El problema es que **no es posible contar partículas**: el tamaño de los átomos es del orden del amstrong (10^{-10} metros, de forma que diez mil millones de átomos en fila alcanzarían un metro).

Para poder saber cuántas partículas hay en una cantidad determinada de una sustancia concreta, se utiliza la única magnitud química fundamental del Sistema Internacional de unidades, **la cantidad de sustancia**.

2. Modelo clips de la materia

Para entender cómo se razona a escala de partículas, en primer lugar vas a trabajar con un modelo en el que los clips de diferente tamaño simulan los diferentes tipos de átomos. En lugar de los más de 100 elementos conocidos actualmente, solamente considerarás 4 tipos de clips: A, B, C y D.

También vas a suponer que los clips se comportan como las partículas de un gas; es decir, si hay dos recipientes idénticos que contienen clips, el número de clips será el mismo en ambos (de acuerdo con el principio de Avogadro).

De esta forma, vas a deducir cómo se estableció la escala de masas relativas que aparece en la Tabla Periódica de los elementos, e identificarás sustancias a partir de la medida de sus masas relativas.



Imagen de elaboración propia

2.1 Una escala de masas relativas

Fíjate en la fotografía: hay cuatro recipientes (cajas de carretes fotográficos), etiquetados como A, B, C y D para indicar el tipo de clips que contienen. Las cuatro cajas vacías tienen la misma masa, 6,0 g, y cada una contiene el mismo número de clips (recipientes idénticos).

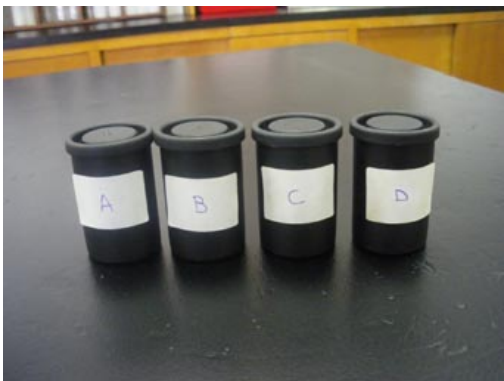


Imagen de elaboración propia

Al pesarlas con clips, se obtienen los datos de la tabla. Fíjate en que la balanza utilizada aprecia hasta décimas de gramo.

Tipo de clip	masa de N clips y caja (g)	masa de N clips (g)
A	8,5	2,5
B	10,1	4,1
C	12,3	6,3
D	15,5	9,5



Reflexiona

¿A qué se debe la diferencia de masas en los cuatro casos?

A que los cuatro tipos de clips tienen masas distintas cada uno: hay el mismo número en cada caja, luego la diferencia no se debe a la cantidad de clips, sino a la masa que tiene cada uno.



Reflexiona

¿Puedes ordenar los clips por masa?

Donde más masa haya en total significa que cada clip tiene más masa, ya que la cantidad de clips en cada caja es la misma:

$$\text{masa total} = \text{masa de cada clip} \times \text{número de clips}$$

Luego el de menor tamaño es el A, el B es un poco mayor, el C todavía más grande y el D es el mayor y el que tiene más masa.

Por último, ¿puedes saber la **masa de cada tipo de clip**? No, porque:

- a) no puedes abrir las cajas para sacar un clip de cada una y pesarlos.
- b) no sabes cuántos clips hay en cada caja. Si lo supieras, podrías determinar la masa de cada tipo de clip sin más que dividir la masa total de los N clips por el número N de clips.

¿Qué sucede con las partículas que forman las sustancias?: son tan pequeñas que no es posible contarlas ni medir su masa (en el caso de los clips podrías hacer ambas cosas, pero es que se trata de un **modelo**).



Ejercicio Resuelto

Vas a elaborar una escala de masas relativas, añadiendo una columna a la tabla. Solamente tienes que considerar que tomas como unidad de masa la del clip más pequeño: divide la masa de cada tipo de clip por la del más pequeño, expresando el resultado con una cifra decimal.

--	--	--	--	--

Tipo de clip	masa de N clips (g)	masa relativa
A	2.5	1.0
B	4.1	1.6
C	6.3	2.5
D	9.5	3.8



Reflexiona

Si dispusieras de un quinto tipo de clip E y su masa relativa experimental fuese de 7,6 ¿qué significaría ese valor?

Que tendría una masa 7,6 veces mayor que la de un clip A (y el doble que la de un clip D).



Reflexiona

Si en un momento determinado te dicen que la masa del clip A, medida con una balanza que aprecia centésimas de gramo, es de 0,25 g ¿cómo puedes saber la masa real de los clips B, C y D sin necesidad de medirlas?

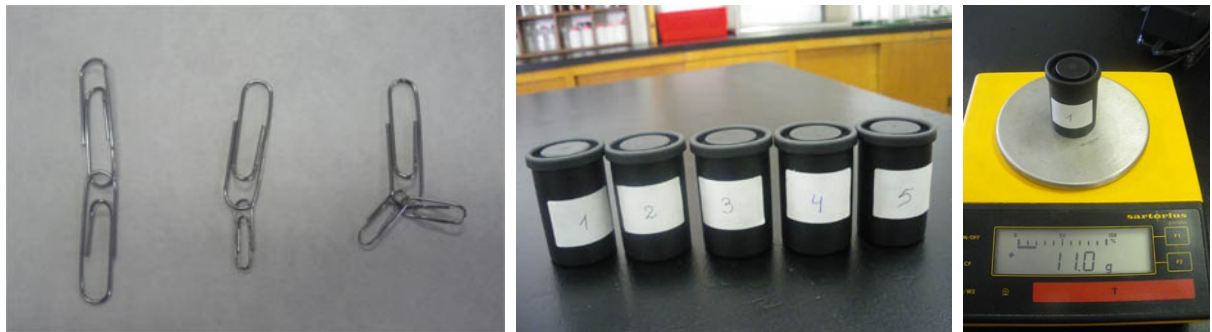
Es sencillo: como sabes que un clip B tiene una masa relativa de 1,6 significa que tiene 1,6 veces más masa que un clip A. Es decir, $m(B) = 1,6 \times m(A) = 1,6 \times 0,25 \text{ g} = 0,40 \text{ g}$

De la misma forma procederías con los clips C y D.

2.2 Identificando grupos de clips

Ahora tienes cinco cajas numeradas de 1 a 5, en las que hay diferentes grupos de clips del tipo X_2 (A_2 , B_2 , C_2 , D_2), XY (AB , AC , BD , ...) o X_2Y (A_2B , B_2D , ...); es decir, hay dos clip iguales unidos entre sí, o bien un clip de un tipo y un clip de otro, o bien dos clips de un tipo y un clip de otro, como puedes ver en la imagen.

El número de grupos en cada caja es el mismo que antes: los recipientes están en las mismas condiciones, son idénticos.



Imágenes de elaboración propia

En la tabla se indican los valores experimentales en gramos obtenidos para las cinco cajas. Recuerda que el recipiente tiene una masa de 6,0 g.

Tipo de clip	masa con la caja	masa de N clips	masa relativa	grupo de clips
1	11,0			
2	12,2			
3	14,9			
4	16,2			
5	31,3			



Reflexiona

Completa la tabla para **identificar el tipo de clips** que hay en cada una de las cinco cajas ¡sin abrirlas ni ver su contenido!

¿Cómo lo haces? Imagina que te dicen que tienes una caja con clips con el número 6, cuya masa total es de 22,5 g. Descontada la caja, los clips tienen una masa de 16,5 g.

La masa relativa es $16,5 \text{ g} / 2,5 \text{ g} = 6,6$ (dividiendo por la masa del clip A, que es el que tomamos como referencia).

¿Qué grupo de clips tiene 6,6 como masa relativa? Es cuestión de hacer unas cuantas pruebas, sabiendo las masas relativas: de A es 1, de B es 1,6; de C es 2,5 y de D es 3,8.

¡BC₂ es la respuesta!: su masa relativa es la de B más dos veces la de C ($1,6 + 2 \times 2,5 = 6,6$)

Teniendo en cuenta que dado que los datos son experimentales puede haber pequeños errores, la tabla completa queda como sigue.

Tipo de clip	masa con la caja	masa de N clips	masa relativa	grupo de clips
1	11.0	5.0	2.0	A ₂ (1+1)
2	12.2	6.2	2.5	AB (1+1,5)
3	14.9	8.9	3.6	A ₂ B (2x1+1,6) AC (1+2,5)
4	16.2	10.2	4.1	BC (1,6+2,5)
5	31.3	25.3	10.1	CD ₂ (2,5+3,8x2)

3. Medida de la masa a escala atómica

El proceso que se siguió históricamente para determinar las masas reales de los átomos de los diferentes elementos fue similar al seguido en el modelo clips, trabajando inicialmente con gases y comparando las masas de gases situados en recipientes con las mismas condiciones de presión, volumen y temperatura: como las masas eran distintas, pero había el mismo número de partículas (de acuerdo con el modelo de materia y el principio de Avogadro), se debía a que las partículas tenían masas reales diferentes.

El gas que tenía menor masa era el hidrógeno, y por esa razón se tomó como referencia de masas, tal y como has hecho con el clip A en el modelo de clips.

La imagen muestra una tabla periódica de los elementos con sus respectivos símbolos, números atómicos y masas atómicas relativas. La tabla está organizada en 18 columnas y 7 filas principales, con una fila adicional para los elementos de la serie de los actínidos. Los elementos están coloreados por grupos: los gases nobles son azules, los halógenos son verdes, los metales alcalinos son amarillos, los metales de transición son grises, y los no metales son verdes. Las masas atómicas se indican en la parte inferior de cada casilla.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 H Hidrógeno 1,008																	2 He Helio 4,0026...
3 Li Litio 6,94	4 Be Berilio 9,0121...											5 B Boro 10,81	6 C Carbono 12,011	7 N Nitrógeno 14,007	8 O Oxígeno 15,999	9 F Flúor 18,998	10 Ne Neón 20,1797
11 Na Sodio 22,989	12 Mg Magnesio 24,305											13 Al Aluminio 26,981...	14 Si Silicio 28,085	15 P Fósforo 30,973	16 S Azufre 32,06	17 Cl Cloro 35,45	18 Ar Argón 39,948
19 K Potasio 39,0983	20 Ca Calcio 40,078	21 Sc Escandio 44,955...	22 Ti Titanio 47,887	23 V Vanadio 50,9415	24 Cr Cromo 51,9961	25 Mn Manganeso 54,938...	26 Fe Hierro 55,845	27 Co Cobalto 58,933...	28 Ni Níquel 58,6934	29 Cu Cobre 63,546	30 Zn Zinc 65,38	31 Ga Galio 69,723	32 Ge Germanio 72,63	33 As Arsénico 74,921...	34 Se Selenio 78,971	35 Br Bromo 79,904	36 Kr Kriptón 83,798
37 Rb Rubidio 85,4678	38 Sr Estroncio 87,62	39 Y Itrio 88,905...	40 Zr Zirconio 91,224	41 Nb Niobio 92,906...	42 Mo Molibdeno 95,95	43 Tc Tecnecio (98)	44 Ru Rutenio 101,07	45 Rh Rodio 102,90...	46 Pd Paladio 106,42	47 Ag Plata 107,86...	48 Cd Cadmio 112,414	49 In Indio 114,818	50 Sn Estañio 118,710	51 Sb Antimonio 121,760	52 Te Telurio 127,60	53 I Yodo 126,90...	54 Xe Xenón 131,293
55 Cs Cesio 132,90	56 Ba Bario 137,327	57-71 Lantánidos	72 Hf Hafnio 178,49	73 Ta Tantalio 180,94...	74 W Wolframio 183,84	75 Re Renio 186,207	76 Os Osmio 190,23	77 Ir Iridio 192,217	78 Pt Platino 195,084	79 Au Oro 196,96...	80 Hg Mercurio 200,59	81 Tl Talio 204,38	82 Pb Plomo 207,2	83 Bi Bismuto 208,98...	84 Po Polonio (209)	85 At Astatina (210)	86 Rn Radón (222)
87 Fr Francio (223)	88 Ra Radio (226)	89-103 Actínidos	104 Rf Rutherfordio (261)	105 Db Dubnio (268)	106 Sg Seaborgio (271)	107 Bh Bohrio (272)	108 Hs Hassio (270)	109 Mt Meitnerio (276)	110 Ds Darmstadtio (281)	111 Rg Roentgenio (280)	112 Cn Copernicio (285)	113 Nh Nihonio (284)	114 Fl Flerovio (289)	115 Mc Moscovio (288)	116 Lv Livermorio (293)	117 Ts Tennessine (294)	118 Og Oganeson (294)
57 La Lantano 138,90...	58 Ce Cerio 140,116	59 Pr Praseodimio 140,90...	60 Nd Neodimio 144,242	61 Pm Prometio (145)	62 Sm Samario 150,36	63 Eu Europio 151,964	64 Gd Gadolinio 157,25	65 Tb Terbio 158,92...	66 Dy Disprosio 162,500	67 Ho Holmio 164,93...	68 Er Erbio 167,259	69 Tm Tercio 168,93...	70 Yb Iterbio 173,054	71 Lu Lutecio 174,96...			
89 Ac Actinio (227)	90 Th Torio 232,03...	91 Pa Protactinio 231,03...	92 U Uranio 238,02...	93 Np Neptunio (237)	94 Pu Plutonio (244)	95 Am Americio (243)	96 Cm Curio (247)	97 Bk Berkelio (247)	98 Cf Californio (251)	99 Es Einstenio (252)	100 Fm Fermio (257)	101 Md Mendelevio (258)	102 No Nobelio (259)	103 Lr Lawrencio (262)			

[Imagen](#) de Tximixt en Wikimedia Commons. [CC](#)

Si te fijas en la tabla periódica, verás que se indica en ella la masa atómica relativa de cada elemento químico. Se ha determinado tomando inicialmente como referencia la masa del hidrógeno, el elemento de menor masa, que toma el valor unidad (actualmente, se toma como referencia la doceava parte de la masa atómica del isótopo 12 del carbono, pero las diferencias numéricas son mínimas).

Puedes imprimir una [tabla periódica](#) para tenerla a mano cuando la necesites para saber las masas atómicas relativas de los diferentes elementos.

3.1 Masas relativas

Resulta sencillo determinar la masa relativa de grupos de átomos: se suman las masas relativas de cada uno de los átomos que los forman. De esta forma, la masa relativa del agua (H_2O) es $2 \times 1 + 16 = 18$. Es decir, una molécula de agua tiene 18 veces más masa que la unidad de masa. Y una de oxígeno (O_2), 32 (2×16).

También hay grupos de átomos que no son moléculas, estando formados por [iones](#), originando estructuras gigantes, como verás en la unidad 5. En esos casos, tan habituales como el NaCl (sal común), se suele utilizar el término **masa fórmula**, pero se determina exactamente igual.

En resumen, se trabaja con masas atómicas relativas, masas moleculares relativas o masas fórmula relativas. En todos los casos, se indica con un subíndice r el carácter relativo de la masa. A continuación tienes un ejemplo de cada uno:

$$m_r(\text{Mg})=24$$

$$m_r(\text{CO}_2)=44$$

$$m_r(\text{NaCl})=58,5$$



Comprueba lo aprendido

Sabiendo que las masas atómicas relativas de C y O son, respectivamente, 12 y 16, indica la fórmula de una sustancia formada por ambos elementos cuya masa relativa es 44.

- ☐ CO
- ☐ C_2O
- ☐ CO_2

¡Incorrecto! Su masa relativa es 28.

¡Incorrecto! Su masa relativa es 40.

¡Correcto!

Solución

1. Incorrecto
2. Incorrecto
3. Opción correcta



Reflexiona

Hay muchos óxidos de nitrógeno. Determina la masa relativa del N_2O_5 e identifica el óxido de nitrógeno de masa molecular relativa 92.

La masa molecular relativa del N_2O_5 es $2 \times 14 + 5 \times 16 = 108$

Un óxido de nitrógeno tiene como fórmula general N_xO_y y su masa molecular relativa es $14x + 16y = 92$, siendo x e y números enteros. Las incógnitas a determinar deben valer como mucho 6, ya que con ese valor se llega ya muy cerca de la masa 92 o se supera. Haciendo unas cuantas pruebas, verás que $x=2$ e $y=4$, siendo la fórmula N_2O_4 .

3.2 Masas reales

¿Qué masa real tiene un átomo de oxígeno? Su masa relativa es 16, por lo que tiene una masa 16 veces mayor que la que se toma como referencia, la unidad atómica de masa (**uma** o **u**).

$$m(\text{O})=16 \text{ uma} = 16 \text{ u}$$

Se ha determinado que $1 \text{ u} = 1,667 \cdot 10^{-24} \text{ g}$. Evidentemente, no se ha pesado en una balanza, porque no hay balanzas que puedan detectar esa masa tan pequeña, sino que se han utilizado métodos indirectos (de la misma forma que la distancia a la Luna no se mide con un metro).

Por tanto, la masa real de un átomo de oxígeno es de

$$m(\text{O}) = 16 \text{ u} = 16 \text{ u} \times 1,667 \cdot 10^{-24} \text{ g/u} = 2,67 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

Es un valor tan pequeño que tiene muy poca utilidad desde el punto de vista de la Química: hace falta un número muy grande de átomos de oxígeno para tener masas del orden del gramo, que se puedan medir con facilidad en el laboratorio.



Ejercicio Resuelto

Calcula la masa real de una molécula de agua (H_2O). Determina también el número de moléculas de agua que hay en una botella de agua mineral de un litro y medio (recuerda que la densidad del agua es de 1 g/mL).

La masa relativa del agua es 18 y su masa real 18 u.

$m(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ u} = 18 \text{ u} \times 1,667 \cdot 10^{-24} \text{ g/u} = 3 \cdot 10^{-23} \text{ g}$ cada molécula de agua

En una botella de agua mineral de litro y medio hay 1500 mL. Su masa es

$$m = 1500 \text{ mL} \times 1 \text{ g/mL} = 1500 \text{ g}$$

Como sabemos la masa total y la masa que tiene cada molécula, se calcula su número de forma inmediata:

$$1500 \text{ g} = N \times 3 \cdot 10^{-23} \text{ g/molécula} \rightarrow N = 1500 \text{ g} / 3 \cdot 10^{-23} \text{ g/molécula} = 5 \cdot 10^{25} \text{ moléculas}$$

4. Cantidad de sustancia y mol

Se define la magnitud *cantidad de sustancia* para poder relacionar masas o volúmenes de sustancias, que se pueden medir a escala macroscópica, con el número de partículas que hay en esa cantidad, que es lo que interesa saber desde el punto de vista de las reacciones químicas y que, como ya hemos visto, no es posible contar.

Su unidad es el **mol**, que se define como "*la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos de carbono hay en 0.012 kg de carbono-12*" (IUPAC 1967, BOE de 3-11-1989). El término entidad elemental se refiere a partículas, que pueden ser átomos, moléculas o iones.

La **magnitud cantidad de sustancia** se simboliza por **n**, mientras que su **unidad mol** no tiene abreviatura, y se escribe mol.

De esta forma, se puede decir **n(agua)= 2 mol**, que significa que **la cantidad de sustancia de agua es de 2 mol** (o 2 moles).

Es incorrecto decir que el número de moles es 2. Por ejemplo, cuando se mide la longitud de una mesa se escribe **l(mesa)= 1,5 m**, que significa que la longitud de la mesa es de 1,5 m, no que el número de metros de la mesa sea 1,5. Sin embargo, es extraordinariamente frecuente encontrar la expresión "el número de moles es" en lugar de "la cantidad de sustancia es".

masa ↔ cantidad de sustancia ↔ número de partículas

Observa las sustancias de las imágenes. ¿En cuál de ellas hay más partículas? ¿Cómo puedes saber cuántas hay en cada una? ¿Puedes afirmar con total seguridad que habrá más partículas en el cristal mayor?



Imagen de elaboración propia



Imagen de elaboración propia

4.1 El número de Avogadro

En un mol hay un número muy grande de partículas, dado el pequeño tamaño y masa de cada una de ellas. Pero ¿cuántas?

El número de partículas que hay en un mol se llama **número de Avogadro, N_A** , y es **$6,023 \cdot 10^{23}$ partículas por mol**. ¿Por qué se ha elegido ese número?

Para determinar la masa que tiene un mol de cualquier sustancia, solamente hay que multiplicar la masa real de una partícula de esa sustancia por el número de partículas que hay en un mol.

Ya has visto en uno de los ejemplos resueltos que la masa de cada molécula de agua es de $3 \cdot 10^{-23}$ g. Para saber la masa de una cantidad de sustancia de agua de un mol, simplemente multiplicas la masa de una molécula de agua por las moléculas que hay en un mol, el número de Avogadro.

$$m (\text{un mol de agua}) = 3 \cdot 10^{-23} \frac{\text{g}}{\text{molécula}} \times 6,023 \cdot 10^{23} \text{moléculas} = 18\text{g}$$

El número de Avogadro es el inverso del valor numérico de la unidad de masa atómica:

$$6,023 \cdot 10^{23} = \frac{1}{1,667 \cdot 10^{-24}}$$

De esta forma, **se mantiene el mismo número para la masa relativa, la masa real y la masa de un mol** (masa molar, M), aunque su significado es diferente.

$$m_r(H_2O) = 18m(H_2O) = 18uM(H_2O) = 18g/mol$$



Curiosidad

¿Es muy grande 10^{23} ?

El número de Avogadro es enorme. Para que te hagas una idea de lo grande que es, supón que cada uno de los 7000 millones de habitantes de la Tierra es capaz de contar una bola por segundo: para que en total lleguen a contar el número Avogadro de bolas, harían falta ¡2.73 millones de años sin detenerse!

4.2 Masas molares

Como en un mol de diferentes sustancias hay el mismo número de partículas, la masa de un mol de cada sustancia (su masa molar M) será distinta en general, ya que las partículas tienen masas diferentes.

Para determinar la masa molar de una sustancia, solamente hay que saber su fórmula y disponer de las masas relativas de los átomos que la forman: se procede como con las masas relativas, pero el resultado se expresa en g/mol.



Importante

Para saber el **número de partículas** que hay en una **masa** determinada de sustancia o la masa que tiene un número concreto de partículas, no hay mas que utilizar que en un mol hay el **número de Avogadro** de partículas y que tienen como masa la **masa molar** de la sustancia.

$$n = \frac{m}{M}$$

$$N = N_A \cdot n$$

n =cantidad de sustancia; m =masa de sustancia; M =masa molar

N =número de partículas; N_A =número de Avogadro

Hay que tener mucho cuidado a la hora de aplicar estas fórmulas, porque si no se tienen las ideas claras, todo se confunde: fíjate en que los símbolos de las magnitudes son letras *ene* y *eme*, mayúsculas o minúsculas y hasta con subíndices.



Ejercicio Resuelto

Calcula la masa real de una molécula de agua (H_2O). Este cálculo ya lo has hecho antes, pero ahora debes utilizar la masa molar, el número de Avogadro, etc.

En primer lugar, ¿cuál es la masa molar del agua?: $M(H_2O) = 18 \text{ g/mol}$. Pero como en un mol hay el número de Avogadro de moléculas, la masa de cada una se determinará dividiendo la masa total por el número de partículas que hay:

$$m(H_2O) = \frac{18 \text{ g/mol}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol}} = 3 \cdot 10^{-23} \text{ g/molécula}$$

Obviamente, el resultado es el mismo que ya habías obtenido.

Es muy importante entender este procedimiento, mucho mejor que aplicar fórmulas de cálculo que quizá no se entienden.

5. Ecuación de los gases ideales

La constante de la ecuación de los gases $\frac{PV}{T} = cte$ es nR , donde n es la cantidad de sustancia de gas y R la constante de los gases, que es $8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ si las unidades son las del Sistema Internacional (S.I.) [es decir: presión en pascuales (Pa o N/m^2) y volumen en m^3] y $0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ si la presión se mide en atmósferas (atm) y el volumen en litros (L), que es lo más habitual.

De esta forma la ecuación de los gases ideales se suele escribir como

$$PV = nRT$$

Si la cantidad de sustancia es de un mol y las condiciones son las llamadas normales ($P=1 \text{ atm}$ y $T=273 \text{ K}$), el volumen que ocupa un mol de gas (su volumen molar) es de aproximadamente $22,4 \text{ L}$.



Importante

Un mol de cualquier sustancia tiene una masa de **M gramos** (M es la masa molar en g/mol), contiene **N_A partículas** (N_A es el número de Avogadro) y, si es un gas, ocupa **$22,4 \text{ L}$ en condiciones normales**.



Ejercicio Resuelto

Comprueba que el volumen molar en condiciones normales es de 22,4 litros.

$$PV = nRT$$

$$1\text{atm} \cdot V_m = 1\text{mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 273$$

$$V_m = 22,386\text{L} \approx 22,4\text{L}$$

5.1 Determinación de masas molares

La determinación de masas molares es muy importante porque permite identificar sustancias, ya que a cada una, con una fórmula concreta, le corresponde una masa molar: el agua es H_2O y su masa molar es de 18 g/mol, mientras que el agua oxigenada es H_2O_2 y su masa molar es 34 g/mol.

Además de utilizando métodos específicos (espectrometría de masas, crioscopia), se pueden determinar masas molares de gases utilizando la ecuación de los gases:

$$PV = nRT$$

$$PV = \frac{m}{M}RT$$

$$M = \frac{mRT}{PV} = \frac{dRT}{P}$$

siendo d la densidad del gas (m/V).



Comprueba lo aprendido

12,03 g de una sustancia gaseosa ocupan un volumen de 6125 mL en condiciones normales. ¿Cuál es la masa molar de la sustancia?

- ☐ 26,2
- ☐ 44,0
- ☐ 52,1

¡Incorrecto!

¡Correcto!

$$\frac{12,03g}{6,125L} = \frac{M}{22,4L}$$

Despejando, $M=44,0 \text{ g/mol}$

¡Incorrecto!

Solución

1. Incorrecto
2. Opción correcta
3. Incorrecto



Reflexiona

Cuando se inyectan 4,27 g de un gas en un recipiente de 250 mL a 27 °C, la presión que genera el gas es de 9,13 atm. ¿Qué masa molar tiene el gas?

$$PV = nRT$$

$$9,13 \text{ atm} \cdot 0,25 \text{ L} = \frac{4,27 \text{ g}}{M} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 300 \text{ K}$$

Sustituyendo en la ecuación de los gases,

$$M = \frac{4,27 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 300 \text{ K}}{9,13 \text{ atm} \cdot 0,25 \text{ L}} = 46,0 \text{ g/mol}$$



Comprueba lo aprendido

¿De qué gas de entre los siguientes puede tratarse, teniendo en cuenta el resultado anterior?

- ☐ NO
- ☐ N₂O
- ☐ NO₂

¡Incorrecto! Su masa molar es 30 g/mol.

¡Incorrecto! Su masa molar es 44 g/mol.

¡Correcto! Su masa molar es 46 g/mol.

Solución

1. Incorrecto
 2. Incorrecto
 3. Opción correcta
-

6. Determinación de las fórmulas de las sustancias

En primer lugar, hay que determinar la **proporción de átomos de cada tipo** en el compuesto; es decir, la **fórmula empírica**. Por ejemplo, $(C_xH_yO_z)_n$ significa que en la sustancia hay x átomos de C por cada y átomos de H por cada z átomos de O. Si es una molécula, su fórmula será $C_xH_yO_z$, $C_{2x}H_{2y}O_{2z}$, $C_{3x}H_{3y}O_{3z}$, etc, ya que en todos esos casos la proporción es la misma; para concretar la fórmula molecular habrá que saber también la masa relativa o la molar.

Para determinar la fórmula empírica se necesita saber la masa de cada elemento que hay en una cantidad determinada de compuesto, que se da directamente o se puede obtener a partir de otros datos. También se puede facilitar la composición centesimal, ya que indica la masa de cada elemento que hay en 100 g de compuesto.

Para pasar del nivel experimental (masas de cada elemento) al atómico (número de átomos de cada tipo), se calcula la cantidad de sustancia de cada elemento.

masa -----> cantidad de sustancia -----> número de átomos

Las proporciones de combinación en masas o cantidades de sustancia se indican con dos puntos (:). Se deben escribir con suficiente número de cifras significativas (tres al menos).

Como la proporción de átomos en el compuesto ha de ser necesariamente de números enteros (no hay fracciones de átomo), es necesario hacer la transformación correspondiente. Para ello, se divide cada número de la proporción por el más pequeño de ellos, y se transforma el resultado a proporción de números enteros.



La composición centesimal del paracetamol es 63.57% de carbono, 5.96% de hidrógeno, 9.27% de nitrógeno y el resto de oxígeno.

Si su masa molecular relativa es 151, determina su fórmula molecular.

A partir de los datos, % oxígeno= 21.20% (diferencia hasta el 100%).

Se determina la proporción de combinación de cada elemento en cantidades de sustancia:

$$\frac{63,57gdeC}{12g/mol} \cdot \frac{5,96gdeH}{1g/mol} \cdot \frac{9,27gdeN}{14g/mol} \cdot \frac{21,20gdeO}{16g/mol}$$

que queda como 5,30 mol de C : 5,96 mol de H : 0,66 mol de N : 1,32 mol de O.

La proporción en mol es la misma que en átomos: si hay 1 mol de A por cada 2 mol de B, significa que en el compuesto hay N_A átomos de A por cada $2N_A$ átomos de B. Dicho de forma más sencilla, 1 átomo de A por cada átomo de B.

Para obtener una proporción en números enteros de átomos, se divide por la cantidad menor en mol, en este caso 0.66, resultando

8 átomos de C : 9 átomos de H: 1 átomo de N : 2 átomos de O

En consecuencia, la **fórmula empírica** es $(C_8H_9NO_2)_z$

Para determinar z y la fórmula molecular, se usa el dato de la

masa molecular relativa.

Por tanto, la **fórmula molecular** es $\text{C}_8\text{H}_9\text{NO}_2$

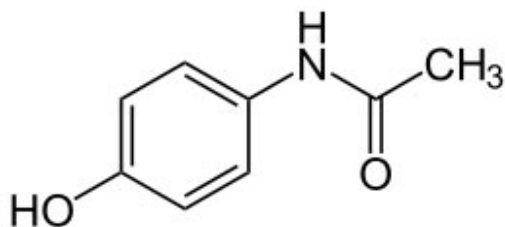


Imagen de NEUROtiker en [Wikimedia](#), dominio público

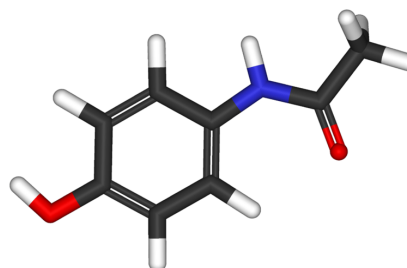


Imagen de Benjah-bmm27 en [Wikimedia](#), dominio público

Observa en el modelo del paracetamol que los átomos de C se representan en negro, los de H en blanco, los de O en rojo y los de N en azul. Se trata de un convenio de colores muy utilizado en los modelos moleculares.



Reflexiona

Observa las imágenes siguientes: en la primera aparece el peso de una cápsula de porcelana, en la segunda el peso de un trozo de cinc colocado dentro de ella y en la tercera, el cloruro de cinc formado por reacción del cinc anterior con ácido clorhídrico. Determina la fórmula del cloruro de cinc.



Imágenes de elaboración propia

En la primera imagen tenemos la masa de la cápsula de porcelana. Restamos esa cantidad en las otras dos medidas para deducir la masa de cinc inicial y de cloruro de cinc obtenido.

$$111,1 \text{ g} - 108,2 \text{ g} = 2,9 \text{ g de cinc}$$

$$114,3 \text{ g} - 108,2 \text{ g} = 6,1 \text{ g de cloruro de cinc}$$

Como el cinc se combina con el cloro para dar cloruro de cinc, restando las dos masas anteriores podemos calcular cuánto cloro ha intervenido.

$$6,1 \text{ g de cloruro de cinc} - 2,9 \text{ g de cinc} = 3,2 \text{ g de cloro}$$

Ya estamos en condiciones de establecer la proporción en que se combinan el cloro y el cinc.

$$2,9 \text{ g de cinc reaccionan con } 3,2 \text{ g de cloro}$$

Como los átomos de cinc y de cloro no pesan igual¹ tendremos que dividir por el peso molar de cada uno de ellos para encontrar en qué proporción reaccionan los átomos de cinc con los de cloro.

$$2,9 \text{ g de cinc} / 65,4 \text{ g/mol} = 0,0444 \text{ moles de cinc}$$

$$3,2 \text{ g de cloro} / 35,5 \text{ g/mol} = 0,0901 \text{ moles de cloro}$$

La proporción de combinación entre ambos elementos es:

0,0444 moles de cinc reaccionan con 0,0901 moles de cloro

Dividiendo por el más pequeño de ambos números encontramos una relación más sencilla:

$$0.0444 \text{ moles de cinc} / 0.0444 = 1 \text{ mol de cinc}$$

$$0.0901 \text{ moles de cloro} / 0.0444 = 2.03 \text{ moles de cinc}$$

Teniendo en cuenta el error experimental, puedes aceptar que la proporción de combinación es aproximadamente:

1 mol de Zn : 2 mol de Cl

Esta sustancia no forma moléculas, sino estructuras gigantes, con lo que su fórmula será directamente ZnCl_2 .

(1) Imagina este ejemplo. Para formar bicicletas necesitamos 2 ruedas, un cuadro de bicicleta y un sillín. Por cada dos ruedas necesitamos un cuadro. La fórmula de la bicicleta sería R_2CS . Sin embargo las ruedas pesan 3 kg cada una, el cuadro 10 kg y el sillín 1kg. Por lo tanto para formar una bici necesito que 6 kg de ruedas se mezclen (“reaccionen”) con 10 kg de cuadros de bicicleta. La proporción o relación entre las masas no coincide con la proporción entre las partículas.



Comprueba lo aprendido

Una sustancia gaseosa tiene una masa relativa de 44. Indica de qué sustancias de entre las siguientes puede tratarse.

☐ CO_2

- ☐ N_2O
- ☐ $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ (etanol)
- ☐ C_3H_8 (propano)

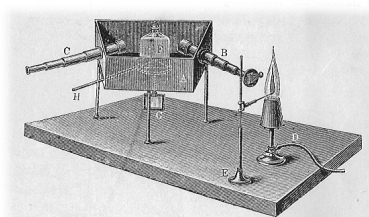
Solución

1. Correcto
 2. Correcto
 3. Incorrecto
 4. Correcto
-

7. Análisis de sustancias: espectroscopia y espectrometría

Uno de las grandes labores de un químico es la de enfrentarse a una muestra y poder conocer su composición.

Las técnicas espectroscópicas permiten el análisis de sustancias y la detección de las mismas en cantidades muy pequeñas de muestras.



[Imagen](#) de Poul la Cour & Jacob Appel en Wikipedia. CC0

Durante el siglo XX, gracias a los avances en el conocimiento de las radiaciones electromagnéticas, se diseñaron técnicas analíticas basadas en la interacción de la luz con la materia. Estas son las técnicas espectroscópicas, entre las que se encuentran: espectroscopía atómica, espectroscopía Raman, colorimetría, resonancia magnética nuclear (RMN), espectroscopía de absorción infrarroja (IR), además de la espectrometría de masas en la que se lleva a cabo un bombardeo de electrones (a diferencia de las anteriores, esta no se basa en la interacción luz-materia).

Se utiliza el espectroscopio, que consta de cuatro elementos: una fuente de radiación (que podrá ser una llama o un tubo de descarga), un prisma óptico (que descompone la radiación), un conjunto de lentes y un registrador (para observar el espectro obtenido y así poder identificar las radiaciones).

El fundamento de estas técnicas experimentales es el estudio de los espectros de la radiación electromagnética que emiten o absorben las sustancias al ser irradiados con una onda.

ESPECTRÓMETRO DE MASAS

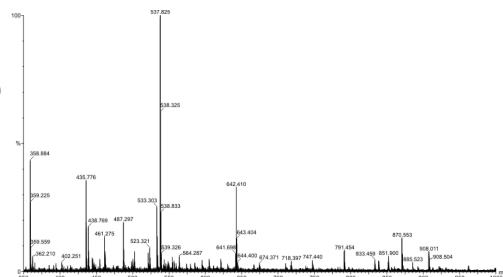
La principal aplicación de la espectrometría de masas es la determinación de masas atómicas y moleculares. Se utiliza para ello el

espectrómetro de masas. Este dispositivo toma una muestra de composición desconocida y la fragmenta e ioniza. Estos fragmentos cargados recorren un tubo donde existe un campo magnético, de forma que los iones describen una trayectoria curva con un radio que dependerá de la relación masa/carga (m/q) de cada ion. Los iones, ya separados, llegan a un detector y se registra así un espectro que indica masas y abundancias relativas.

En el espectrómetro de masas se distinguen tres zonas:

1. **Fuente de ionización:** la muestra introducida en el dispositivo es vaporizada y posteriormente ionizada por bombardeo con electrones.

2. **El analizador de masas:** los iones pasan por una región en la que un campo magnético curva las trayectorias y las separa en función de las respectivas relaciones m/q



[Imagen](#) de Mkotl en Wikipedia. [CC](#)

3. **El detector:** este convierte el haz de iones en una señal eléctrica que posteriormente es procesada. Los resultados obtenidos son mostrados en una gráfica tal como la que se muestra en la imagen.

El siguiente vídeo te ayudará a comprender mejor el funcionamiento del espectrómetro.



[Vídeo](#) de Ernesto Brunet-Romero alojado en Youtube

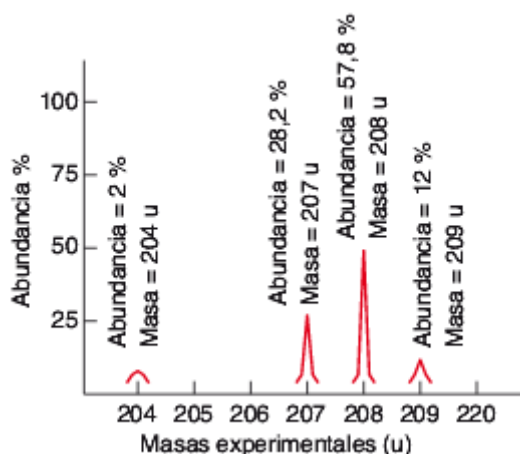


Ejercicio Resuelto

Ya sabemos que la espectrometría de masas es una técnica que se basa en la obtención de iones a partir de una sustancia molecular o atómica en estado gaseoso. Una vez que se obtienen esos iones se separan de acuerdo con su relación masa/carga y se detectan mediante un dispositivo adecuado.

Una de las aplicaciones de la espectrometría es conocer la abundancia relativa de los isótopos de un elemento químico.

Calcula la masa atómica del plomo a partir del espectro de masas de los isótopos de este elemento y su proporción isotópica.



Se determina la contribución isotópica de cada isótopo:

Contribución isotópica del 1º isótopo:

$$204 \times \frac{2}{100} = 4,08u$$

Contribución isotópica del 2º isótopo:

$$207 \times \frac{28,2}{100} = 58,38u$$

Contribución isotópica del 3° isótopo:

$$208 \times \frac{57,8}{100} = 120,22u$$

Contribución isotópica del 4° isótopo:

$$209 \times \frac{12}{100} = 25,082u$$

Sumando las contribuciones isotópicas se obtiene la masa atómica del plomo:

$$4,08+58,38+120,22+25,08=207,76 \text{ u}$$

La espectrometría de masas permite, además de conocer la masa molar de una sustancia, la estructura de esta una vez que se recomponen los fragmentos obtenidos del espectrómetro. Es por ello que se utiliza para estudiar moléculas orgánicas complejas (macromoléculas, polímeros...).

Resumen



Importante

Se define la magnitud cantidad de sustancia:

Su unidad es el **mol**, que se define como "*la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos de carbono hay en 0.012 kg de carbono-12*". El término entidad elemental se refiere a partículas, que pueden ser átomos, moléculas o iones.

La **magnitud cantidad de sustancia** se simboliza por **n**, mientras que su **unidad** que es **mol** no tiene abreviatura, y se escribe mol.



Importante

Masa Molar (M):

Para determinar la masa molar de una sustancia, solamente hay que saber su fórmula y disponer de las masas relativas de los átomos que la forman: se procede como con las masas relativas, pero el resultado se expresa en g/mol. Así:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot A(\text{H}) + 1 \cdot A(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 18 \text{ g/mol}$$



Importante

El número de partículas que hay en un mol se llama **número de Avogadro, N_A** , y es **$6.023 \cdot 10^{23}$** partículas por mol.



Importante

Para saber el **número de partículas** que hay en una **masa** determinada de sustancia o la masa que tiene un número concreto de partículas, no hay mas que utilizar que en un mol hay el **número de Avogadro** de partículas y que tienen como masa la **masa molar** de la sustancia.

$$n = \frac{m}{M}$$

$$N = N_A \cdot n$$

n =cantidad de sustancia; m =masa de sustancia; M =masa molar

N =número de partículas; N_A =número de Avogadro



Importante

La ecuación de los gases ideales es:

$$PV = nRT$$

La constante de la ecuación de los gases, R , es $0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ si la presión se mide en atmósferas (atm) y el volumen en litros (L), que es lo más habitual.



Importante

Un mol de cualquier sustancia, si es un gas, ocupa 22.4 L en condiciones normales.

Imprimible

Descarga aquí la versión imprimible de este tema.




1

2

3

4





Si quieres escuchar el contenido de este archivo, puedes instalar en tu ordenador el lector de pantalla libre y gratuito [NDVA](#).

Aviso legal

Las páginas externas no se muestran en la versión imprimible

Aviso Legal

El presente texto (en adelante, el "**Aviso Legal**") regula el acceso y el uso de los contenidos desde los que se enlaza. La utilización de estos contenidos atribuye la condición de usuario del mismo (en adelante, el "**Usuario**") e implica la aceptación plena y sin reservas de todas y cada una de las disposiciones incluidas en este Aviso Legal publicado en el momento de acceso al sitio web. Tal y como se explica más adelante, la autoría de estos materiales corresponde a un trabajo de la **Comunidad Autónoma Andaluza, Consejería de Educación y Deporte (en adelante Consejería de Educación y Deporte)**.

Con el fin de mejorar las prestaciones de los contenidos ofrecidos. la