Centro de Estudios ILLICE

PRUEBA DE ACCESO A GRADO SUPERIOR

QUÍMICA

Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice

Química · Prueba de acceso a Grado Superior

Primera edición: 2026

© 2026 Juan Marcos Sanmartín. Todos los derechos reservados.

Edita: Juan Marcos Sanmartín (Centro de Estudios Illice) · Pont dels Ortissos, 6, entresuelo · 03203 Elche (Alicante)
contacto@centrodeestudiosillice.com · www.centrodeestudiosillice.com

Este libro es para uso personal de quien lo ha comprado. Queda prohibida su reproducción, distribución, comunicación pública o transformación, total o parcial, por cualquier medio (incluidos WhatsApp, redes sociales y plataformas de apuntes), sin autorización escrita del titular, conforme a la Ley de Propiedad Intelectual.

Si has recibido este libro sin haberlo comprado, puedes conseguir tu propia copia en
www.centrodeestudiosillice.com/libros

ÍNDICE

BLOQUE I. LA MATERIA Y SU ESTRUCTURA

Tema 1 Conceptos elementales: la materia, el mol y la estequiometría 5
Tema 2 Estructura atómica y sistema periódico 25
Tema 3 El enlace químico 53
Tema 4 Formulación y nomenclatura de química inorgánica 75
Tema 5 Estados de agregación: gases, disoluciones y fuerzas intermoleculares 103

BLOQUE II. LAS REACCIONES QUÍMICAS

Tema 6 Termoquímica 127
Tema 7 Velocidad de reacción y equilibrio químico 143
Tema 8 Reacciones ácido-base 161
Tema 9 Reacciones de oxidación-reducción 191

BLOQUE III. INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA DEL CARBONO

Tema 10 Química del carbono: grupos funcionales, nomenclatura e isomería 217

ANEXOS

Anexo A Formulario, constantes y tablas de datos 247
Anexo B Nombres comunes de química orgánica e inorgánica 257
Anexo C Ejercicios resueltos 265
Anexo D La prueba y las convocatorias de 2022 a 2026, resueltas 289

© Juan Marcos Sanmartín · Centro de Estudios Illice · Uso personal · Prohibida su distribución
Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice

Centro de Estudios ILLICE

PRUEBA DE ACCESO A GRADO SUPERIOR

QUÍMICA

CONCEPTOS ELEMENTALES: LA MATERIA, EL MOL Y LA ESTEQUIOMETRÍA

1

Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice

La química se apoya en un puñado de herramientas que se usan en todas sus partes, de la estructura atómica a la electroquímica: distinguir una sustancia de una mezcla, saber de qué elemento se habla cuando aparece un símbolo, manejar las unidades, pasar de gramos a moles y de moles a gramos, leer una ecuación química ajustada y calcular con ella cuánto se gasta y cuánto se forma. Este tema las reúne y las practica una a una, con ejemplos resueltos y ejercicios.

No son un preliminar que se pueda saltar. El pH de una disolución empieza por una molaridad; un equilibrio entre gases se resuelve con la ecuación de los gases; la cantidad de un producto sale de una ecuación ajustada y de una cuenta de moles. El tema empieza por la materia y las unidades, sigue con las leyes que dieron origen a la teoría atómica y con el mol, y termina con la estequiometría: ajuste de ecuaciones, reactivo limitante, pureza y rendimiento, con lo imprescindible de gases y de disoluciones (que el tema 5 completa).

1. La materia

1.1. Sustancias puras y mezclas

La **materia** es todo lo que tiene masa y ocupa un volumen. Se presenta de dos maneras. Una **sustancia pura** tiene una composición fija y unas propiedades características (temperatura de fusión, temperatura de ebullición, densidad) que no cambian de una muestra a otra. Una **mezcla** está formada por varias sustancias puras en proporción variable, y conserva en buena parte las propiedades de sus componentes.

Las sustancias puras son de dos clases. Un **elemento** es una sustancia pura que no puede descomponerse en otras más sencillas por ningún procedimiento químico ordinario: hierro, mercurio, oxígeno, azufre. Un **compuesto** está formado por átomos de dos o más elementos combinados en proporción fija, y solo se descompone en sus elementos mediante reacciones químicas: agua, cloruro de sodio, dióxido de carbono.

La distinción tiene su historia. En su *Tratado elemental de química* (1789), Lavoisier llamó **sustancia simple** a la que ningún análisis químico había conseguido descomponer, y reunió treinta y tres en una lista. En ella figuraban la luz y el calórico, que hoy no se consideran sustancias, y óxidos como la cal o la magnesia, que más tarde se descompusieron. La clasificación era, pues, provisional: «simple» quería decir «que no se sabe descomponer», y el criterio se afina a medida que mejoran los medios de análisis. Lo que permanece es la idea de fondo: elementos y compuestos se distinguen por lo que se obtiene al descomponerlos.

El modelo de partículas explica la diferencia entre un compuesto y una mezcla. En un compuesto molecular, como el agua, todas las partículas son iguales entre sí y cada una contiene los mismos átomos, unidos de la misma manera: de ahí su composición fija y sus propiedades propias. En una mezcla hay partículas de clases distintas, cada una con su identidad, en cualquier proporción; por eso la mezcla se parece a sus componentes y se separa por métodos físicos. El modelo tiene un límite. En el cloruro de sodio no hay moléculas sino una red de iones, y lo que se repite es la proporción (un ion Na^+ por cada Cl^-). Y en una disolución las partículas están mezcladas a escala molecular, de modo que el dibujo no basta: lo que decide es si las sustancias se pueden separar sin una reacción química.

Las mezclas se dividen según su aspecto. En una **mezcla homogénea**, o **disolución**, la composición es la misma en todos los puntos y se ve una sola fase: el aire (casi cuatro quintas partes de dinitrógeno y una quinta de dioxígeno), el latón (cobre y cinc), el agua con sal disuelta. En una **mezcla heterogénea** se distinguen a simple vista o con una lupa varias fases: el agua con aceite, el granito, la arena con limaduras de hierro.

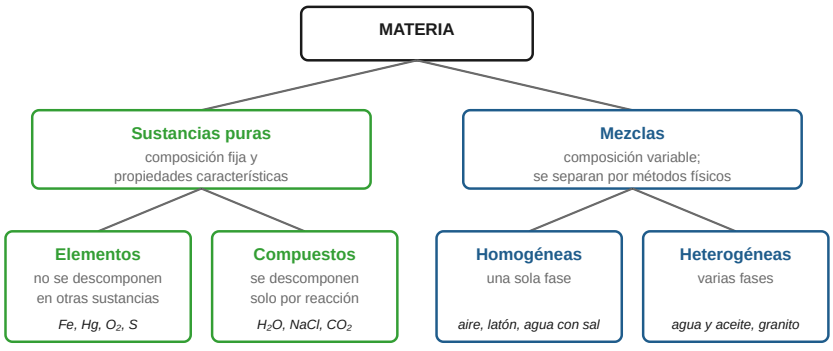


Figura 1.1. Clasificación de la materia. Las mezclas se separan por métodos físicos; los compuestos, solo por reacciones químicas.

© Juan Marcos Sanmartín · Centro de Estudios Illice · Uso personal · Prohibida su distribución
Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice

Diferencias entre un compuesto y una mezcla, con el sulfuro de cinc y una mezcla de cinc en polvo y azufre

Característica	Compuesto (ZnS)	Mezcla (Zn y S)
Composición	Fija: un átomo de Zn por cada átomo de S	Cualquiera: se puede mezclar mucho o poco azufre
Propiedades	Distintas de las del cinc y las del azufre	Conserva las de los componentes (el azufre sigue disolviéndose en ciertos disolventes; el cinc, no)
Separación	Solo con una reacción química	Con un método físico (disolver el azufre en un disolvente adecuado y filtrar)
Formación	Suele ir acompañada de un cambio de energía apreciable	Normalmente, sin cambio de energía apreciable

Los componentes de una mezcla se separan por métodos que aprovechan alguna diferencia de propiedades, sin cambiar la naturaleza de las sustancias: la **filtración** separa un sólido de un líquido; la **decantación**, dos líquidos que no se mezclan; la **destilación**, dos líquidos miscibles con distinta temperatura de ebullición; la **cristalización** recupera un sólido disuelto al evaporar el disolvente; la separación magnética retira el hierro de una mezcla.

1.2. Cambios físicos y cambios químicos

En un **cambio físico** la sustancia sigue siendo la misma: fundir hielo, evaporar agua, disolver sal o romper una roca. En un **cambio químico** o **reacción química** unas sustancias se transforman en otras con propiedades distintas: quemar butano, oxidarse el hierro, descomponerse el agua oxigenada. Los átomos se reordenan, pero no se crean ni se destruyen; de esa idea sale todo lo que sigue.

1.3. Masa, volumen y densidad

Dos propiedades de la materia son la **masa**, m, la cantidad de materia de un cuerpo (se mide con la balanza y no depende del lugar), y el **volumen**, V, el espacio que ocupa. Su cociente es la **densidad**, una propiedad característica de cada sustancia a una temperatura dada:

$$d = \frac{m}{V} \qquad (\mathrm{g{\cdot}mL^{-1}},\ \mathrm{g{\cdot}cm^{-3}},\ \mathrm{g{\cdot}L^{-1}},\ \mathrm{kg{\cdot}m^{-3}})$$

EJEMPLO 1 · DENSIDAD DE UN SÓLIDO

Un cubo de aluminio de 2,00 cm de arista tiene una masa de 21,6 g. Calcule su densidad en g·cm^{-3} y en kg·m^{-3}, y el volumen que ocupan 500 g de aluminio.

Volumen del cubo: $2{,}00^3 = 8{,}00$ cm^3. Densidad: $d = \dfrac{21{,}6}{8{,}00} = 2{,}70$ g·cm^{-3}. Como 1 g·cm^{-3} son 1000 kg·m^{-3}, $d = 2700$ kg·m^{-3}. Para 500 g: $V = \dfrac{m}{d} = \dfrac{500}{2{,}70} = 185$ cm^3.

1.4. Los elementos: símbolo y nombre

La primera herramienta es reconocer de qué sustancia se habla. Un problema puede escribir «Z = 15», «Sb», «el elemento cuya configuración es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$» o «hidróxido de estroncio», y da por hecho que se sabe de quién se trata. La relación entre el número atómico y el elemento se obtiene de la configuración electrónica (tema 2); la relación entre el símbolo y el nombre hay que aprenderla. Hoy se conocen 118 elementos, el último de los cuales es el oganesón (Og); unos ochenta son los que aparecen con cierta frecuencia, de los que la mitad se usan a diario y la otra mitad conviene al menos reconocer. Cada elemento se representa por un **símbolo** de una o dos letras, la primera mayúscula y la segunda, si la hay, minúscula: Co es el cobalto, y CO, el monóxido de carbono.

© Juan Marcos Sanmartín · Centro de Estudios Illice · Uso personal · Prohibida su distribución
Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice

Elementos representativos, por grupos. Entre paréntesis, el nombre del grupo. El hidrógeno se coloca sobre el grupo 1 pero no es un metal alcalino.

1 (alcalinos)	2 (alcalinotérreos)	13 (térreos)	14 (carbonoideos)	15 (nitrogenoideos)	16 (anfígenos o calcógenos)	17 (halógenos)	18 (gases nobles)
H hidrógeno							He helio
Li litio	Be berilio	B boro	C carbono	N nitrógeno	O oxígeno	F flúor	Ne neón
Na sodio	Mg magnesio	Al aluminio	Si silicio	P fósforo	S azufre	Cl cloro	Ar argón
K potasio	Ca calcio	Ga galio	Ge germanio	As arsénico	Se selenio	Br bromo	Kr criptón
Rb rubidio	Sr estroncio	In indio	Sn estaño	Sb antimonio	Te teluro	I yodo	Xe xenón
Cs cesio	Ba bario	Tl talio	Pb plomo	Bi bismuto	Po polonio	At astato	Rn radón
Fr francio	Ra radio						

Metales de transición (grupos 3 a 12) de los periodos 4, 5 y 6. Los lantánidos, los actínidos y los elementos posteriores al 103 quedan fuera de esta lista.

Periodo	Elementos
4	Sc escandio · Ti titanio · V vanadio · Cr cromo · Mn manganeso · Fe hierro · Co cobalto · Ni níquel · Cu cobre · Zn cinc
5	Y itrio · Zr circonio · Nb niobio · Mo molibdeno · Tc tecnecio · Ru rutenio · Rh rodio · Pd paladio · Ag plata · Cd cadmio
6	Hf hafnio · Ta tántalo · W wolframio · Re renio · Os osmio · Ir iridio · Pt platino · Au oro · Hg mercurio

Algunos símbolos no se parecen al nombre castellano porque vienen del latín o del alemán: Na (*natrium*, sodio), K (*kalium*, potasio), Fe (*ferrum*), Cu (*cuprum*), Ag (*argentum*), Sn (*stannum*), Sb (*stibium*), Au (*aurum*), Hg (*hydrargyrum*), Pb (*plumbum*), W (*wolfram*). Son los que más se confunden.

Las masas atómicas no hay que memorizarlas, porque cada problema da las que hay que usar, pero conviene conocer el orden de magnitud de las más frecuentes para detectar un dato mal copiado o una masa molar imposible.

Masas atómicas redondeadas de los elementos más frecuentes (u)

H 1,0	He 4,0	Li 6,9	Be 9,0	B 10,8	C 12,0	N 14,0	O 16,0	F 19,0	Ne 20,2
Na 23,0	Mg 24,3	Al 27,0	Si 28,1	P 31,0	S 32,1	Cl 35,5	Ar 39,9	K 39,1	Ca 40,1
Cr 52,0	Mn 54,9	Fe 55,8	Ni 58,7	Cu 63,5	Zn 65,4	Br 79,9	Ag 107,9	Sn 118,7	I 126,9
Ba 137,3	Hg 200,6	Pb 207,2	Bi 209,0	Cd 112,4	Sr 87,6	Au 197,0	Pt 195,1	Co 58,9	Ti 47,9

LOS DE USO MÁS CORRIENTE

H, C, N, O, F, Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, K, Ca, Fe, Cu, Zn, Br, Ag, Sn, I, Ba, Hg, Pb, Bi, Ni, Cd, Mn, Cr, Be, Se, Te, Kr, Ne, Li, B. Conviene saber el nombre y el símbolo de todos ellos sin pensar y, en el caso de los representativos, además, su grupo y su periodo.

1.5. Átomos, moléculas, iones y fórmulas

Un **átomo** es la unidad más pequeña de un elemento que conserva sus propiedades químicas. En una imagen sencilla, tiene un núcleo con **protones** (carga positiva) y **neutrones** (sin carga), con casi toda la masa, rodeado de **electrones** (carga negativa y masa mucho menor), en número igual al de protones, de modo que el átomo es neutro.

© Juan Marcos Sanmartín · Centro de Estudios Illice · Uso personal · Prohibida su distribución
Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice

Lo que distingue a un elemento de otro es el número de protones (el número atómico); el tema 2 describe la estructura con detalle.

Los átomos se unen de dos maneras que conviene distinguir desde ahora, porque cambian la forma de leer una fórmula. Cuando comparten electrones forman **moléculas**, agrupaciones de un número definido de átomos: H_2O, CO_2, NH_3, $C_6H_{12}O_6$. Cuando uno cede electrones a otro se forman **iones**: el que los pierde queda con carga positiva (**catión**: Na^+, Ca^{2+}, Al^{3+}) y el que los gana, con carga negativa (**anión**: Cl^-, O^{2-}, SO_4^{2-}). Los compuestos iónicos, como el NaCl o el $CaCO_3$, no están hechos de moléculas sino de redes de iones; su fórmula indica la proporción de iones, y se habla de **unidad fórmula** en lugar de molécula.

La **fórmula química** dice cuántos átomos de cada elemento hay en una molécula o en una unidad fórmula. El subíndice afecta al símbolo que tiene delante; el paréntesis agrupa, y su subíndice multiplica todo lo que contiene; el coeficiente que va delante multiplica la fórmula entera. Así, en $Ca(OH)_2$ hay 1 Ca, 2 O y 2 H; en 3 $Al_2(SO_4)_3$ hay $3 \cdot 2 = 6$ Al, $3 \cdot 3 = 9$ S y $3 \cdot 12 = 36$ O.

Muchos elementos gaseosos forman moléculas de dos átomos, y así se escriben en las ecuaciones. Cuando interesa distinguir la sustancia del elemento se usan los nombres con prefijo: *dihidrógeno* (H_2), *dinitrógeno* (N_2), *dioxígeno* (O_2), *diflúor* (F_2), *dicloro* (Cl_2), *dibromo* (Br_2) y *diyodo* (I_2); en el uso corriente se dice simplemente «hidrógeno», «oxígeno», «cloro»…, y el contexto indica si se habla del átomo o de la molécula.

La formulación completa es materia del tema 4, pero estas sustancias conviene reconocerlas desde el primer día, porque aparecen en problemas de todas las partes de la química.

Sustancias de uso corriente que conviene reconocer

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
HCl	ácido clorhídrico	NaOH	hidróxido de sodio	NaCl	cloruro de sodio
H_2SO_4	ácido sulfúrico	$Ca(OH)_2$	hidróxido de calcio	$CaCO_3$	carbonato de calcio
HNO_3	ácido nítrico	NH_3	amoniaco (también *amoníaco*)	$KMnO_4$	permanganato de potasio
CH_3COOH	ácido acético (etanoico)	CH_4	metano	$AgNO_3$	nitrato de plata
H_2O_2	peróxido de hidrógeno	CO_2	dióxido de carbono	Na_2CO_3	carbonato de sodio

2. Magnitudes y unidades

2.1. El Sistema Internacional de Unidades

Una **magnitud** es una propiedad que se puede medir (la masa, la longitud, la temperatura), y se expresa con un número y una unidad. El **Sistema Internacional de Unidades** (SI) elige siete magnitudes básicas, cada una con su unidad, y define las demás a partir de ellas.

Las siete magnitudes básicas del Sistema Internacional

Magnitud	Unidad	Símbolo
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Tiempo	segundo	s
Intensidad de corriente eléctrica	amperio	A
Temperatura termodinámica	kelvin	K
Cantidad de sustancia	mol	mol
Intensidad luminosa	candela	cd

La unidad de temperatura se llama *kelvin* y se escribe K, sin el signo de grado: no son «grados Kelvin». La escala Celsius tiene el mismo tamaño de grado, pero su cero corresponde, aproximadamente, a la temperatura de fusión del hielo, de modo que $T(\mathrm{K}) = t(^\circ\mathrm{C}) + 273$ (273,15 si se necesita más precisión).

© Juan Marcos Sanmartín · Centro de Estudios Illice · Uso personal · Prohibida su distribución
Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice

Algunas unidades derivadas de uso frecuente en química

Magnitud	Unidad	Símbolo	En unidades básicas
Volumen	metro cúbico	m^3	m^3
Densidad	kilogramo por metro cúbico	$kg \cdot m^{-3}$	$kg \cdot m^{-3}$
Fuerza	newton	N	$kg \cdot m \cdot s^{-2}$
Presión	pascal	Pa	$N \cdot m^{-2} = kg \cdot m^{-1} \cdot s^{-2}$
Energía	julio	J	$N \cdot m = kg \cdot m^2 \cdot s^{-2}$
Carga eléctrica	culombio	C	$A \cdot s$
Concentración de cantidad de sustancia	mol por metro cúbico	$mol \cdot m^{-3}$	$mol \cdot m^{-3}$

2.2. Múltiplos y submúltiplos

Para no escribir potencias de diez se anteponen a la unidad unos **prefijos** que la multiplican o la dividen. Se escriben pegados al símbolo (mL, kJ, nm) y se combinan con cualquier unidad, salvo que el kilogramo, la unidad básica de masa, ya lleva un prefijo: los múltiplos y submúltiplos de la masa se forman sobre el gramo (mg, µg).

Prefijos del Sistema Internacional más usados

Prefijo	Símbolo	Factor	Prefijo	Símbolo	Factor
tera	T	10^{12}	deci	d	10^{-1}
giga	G	10^{9}	centi	c	10^{-2}
mega	M	10^{6}	mili	m	10^{-3}
kilo	k	10^{3}	micro	µ	10^{-6}
hecto	h	10^{2}	nano	n	10^{-9}
deca	da	10	pico	p	10^{-12}

2.3. Las unidades que se usan en la práctica

Los resultados de química se dan en unidades que no siempre son las del SI, porque resultan más cómodas: el gramo para la masa, el litro para el volumen, la atmósfera para la presión. Hay que conocer unas y otras, y las conversiones entre ellas.

Magnitudes y unidades de uso en química

Magnitud	Unidad del SI	Unidad que se usa	Conversiones
Masa	kilogramo (kg)	gramo (g)	1 kg = 1000 g; 1 t = 10^3 kg = 10^6 g; 1 mg = 10^{-3} g
Volumen	metro cúbico (m^3)	litro (L)	1 L = 1 dm^3 = 1000 mL = 1000 cm^3; 1 m^3 = 1000 L
Presión	pascal (Pa)	atmósfera (atm), mmHg	1 atm = 760 mmHg = 101 325 Pa
Temperatura	kelvin (K)	kelvin (K), grado Celsius (°C)	T (K) = t (°C) + 273
Cantidad de sustancia	mol	mol	1 mol = $6{,}022 \cdot 10^{23}$ partículas
Concentración	$mol \cdot m^{-3}$	$mol \cdot L^{-1}$ (M), $g \cdot L^{-1}$	1 $mol \cdot L^{-1}$ = 1 M = 1000 $mol \cdot m^{-3}$
Energía	julio (J)	kJ, $kJ \cdot mol^{-1}$	1 kJ = 1000 J; 1 cal = 4,18 J
Carga eléctrica	culombio (C)	C	constante de Faraday: 96 485 $C \cdot mol^{-1}$

© Juan Marcos Sanmartín · Centro de Estudios Illice · Uso personal · Prohibida su distribución
Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice

La constante de los gases se da en dos formas, $R = 0{,}082$ atm·L·mol^{-1}·K^{-1} y $R = 8{,}31$ J·mol^{-1}·K^{-1}, y no son intercambiables: la primera se usa con presiones en atmósferas y volúmenes en litros; la segunda, cuando el resultado es una energía en julios. En cualquier fórmula que lleve R, la temperatura va en kelvin. Completan las constantes de uso corriente el número de Avogadro, $N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{mol}^{-1}$, y la constante de Faraday, $F = 96\,485\ \text{C} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Los cambios de unidad se hacen con **factores de conversión**: fracciones que valen 1 porque numerador y denominador son la misma cantidad en unidades distintas, colocadas de modo que la unidad que sobra se simplifique.

EJEMPLO 2 · CAMBIOS DE UNIDAD

Exprese: a) 3,5 L en m^3; b) 0,75 atm en mmHg y en Pa; c) 37 °C en kelvin; d) 250 mg en kg; e) 2,4 t en kg y en g; f) 0,20 mol·L^{-1} en mol·m^{-3}.

a) $3{,}5\ \text{L} \cdot \dfrac{1\ \text{m}^3}{1000\ \text{L}} = 3{,}5 \cdot 10^{-3}\ \text{m}^3$.

b) $0{,}75\ \text{atm} \cdot \dfrac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 570$ mmHg; $0{,}75 \cdot 101\,325 = 7{,}60 \cdot 10^4$ Pa.

c) $T = 37 + 273 = 310$ K.

d) $250\ \text{mg} \cdot \dfrac{10^{-3}\ \text{g}}{1\ \text{mg}} = 0{,}250\ \text{g} = 2{,}50 \cdot 10^{-4}$ kg.

e) $2{,}4\ \text{t} \cdot \dfrac{10^3\ \text{kg}}{1\ \text{t}} = 2{,}4 \cdot 10^3\ \text{kg} = 2{,}4 \cdot 10^6$ g.

f) $0{,}20\ \dfrac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \dfrac{1000\ \text{L}}{1\ \text{m}^3} = 200$ mol·m^{-3}.

3. Las leyes de las combinaciones químicas y la teoría atómica

3.1. Las leyes ponderales

A finales del siglo XVIII y principios del XIX, al pesar con cuidado lo que reacciona y lo que se forma, se establecieron las **leyes ponderales** (de peso o, mejor, de masa), que dieron origen a la teoría atómica.

La **ley de conservación de la masa** (Lavoisier): en una reacción química la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos. Si 4 g de hidrógeno reaccionan con 32 g de oxígeno, se forman exactamente 36 g de agua. Si se recogen menos productos de los esperados, la diferencia está en alguna sustancia que no se ha tenido en cuenta (un gas que escapó, un reactivo que sobra), no se ha perdido.

La **ley de las proporciones definidas** o constantes (Proust): cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto, lo hacen siempre en la misma proporción en masa, sea cual sea el origen de la muestra o el modo de prepararla. El agua es un 11,1 % de hidrógeno y un 88,9 % de oxígeno en masa. Si se ponen en contacto cantidades que no respetan esa proporción, sobra una parte del elemento que está en exceso.

La **ley de las proporciones múltiples** (Dalton): cuando dos elementos forman más de un compuesto, las masas de uno de ellos que se combinan con una misma masa del otro están en la relación de números enteros sencillos.

Tres óxidos de nitrógeno: masa de oxígeno combinada con 14 g de nitrógeno

Compuesto	Fórmula	Masa de N	Masa de O	O por 14 g de N	Relación
Monóxido de dinitrógeno	N_2O	28 g	16 g	8 g	1
Monóxido de nitrógeno	NO	14 g	16 g	16 g	2
Dióxido de nitrógeno	NO_2	14 g	32 g	32 g	4

Las masas de oxígeno que se unen a 14 g de nitrógeno son 8, 16 y 32 g: están en la relación 1 : 2 : 4.

© Juan Marcos Sanmartín · Centro de Estudios Illice · Uso personal · Prohibida su distribución
Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice

EJEMPLO 3 · CONSERVACIÓN DE LA MASA Y PROPORCIONES DEFINIDAS

En una experiencia, 6,0 g de magnesio se combinan con 4,0 g de oxígeno y dan 10,0 g de óxido de magnesio. En otra se mezclan 15,0 g de magnesio con 15,0 g de oxígeno. ¿Qué masa de óxido de magnesio se forma? ¿Qué sobra?

Primera experiencia: $6{,}0 + 4{,}0 = 10{,}0$ g de reactivos y 10,0 g de producto, de acuerdo con la conservación de la masa. Además fija la proporción del compuesto: el magnesio y el oxígeno se combinan en la relación $6{,}0 : 4{,}0 = 3 : 2$.

Segunda experiencia: 15,0 g de magnesio necesitan $15{,}0 \cdot \frac{2}{3} = 10{,}0$ g de oxígeno. Hay 15,0 g, de modo que reaccionan 10,0 g y **sobran 5,0 g de oxígeno**. El óxido formado es $15{,}0 + 10{,}0 =$ **25,0 g**. Comprobación: $15{,}0 + 15{,}0 = 30{,}0 = 25{,}0 + 5{,}0$.

EJEMPLO 4 · PROPORCIONES MÚLTIPLES

Dos óxidos de azufre contienen el 50,0 % y el 40,0 % de azufre en masa. Compruebe que cumplen la ley de las proporciones múltiples.

Se calcula la masa de oxígeno que se combina con 1,00 g de azufre. Primer óxido: 50,0 g de S y 50,0 g de O, luego 1,00 g de O por gramo de S. Segundo óxido: 40,0 g de S y 60,0 g de O, luego 1,50 g de O por gramo de S. La relación entre ambas masas es $1{,}50/1{,}00 = 3/2$, una relación de números enteros sencillos: se cumple la ley. Son el SO_2 (32 g de S con 32 g de O) y el SO_3 (32 g de S con 48 g de O).

3.2. La teoría atómica de Dalton

Para explicar estas leyes, Dalton propuso a comienzos del siglo XIX que:

- la materia está formada por **átomos**, partículas diminutas e indivisibles;
- los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí (en masa y en propiedades) y distintos de los de otro elemento;
- los compuestos se forman por la unión de átomos de elementos distintos en una proporción numérica sencilla;
- en una reacción química los átomos se reordenan: ni se crean, ni se destruyen, ni cambian de un elemento a otro.

Con estas ideas las leyes se entienden bien. Si los átomos no se crean ni se destruyen, la masa se conserva (Lavoisier); si un compuesto siempre tiene los mismos átomos en la misma proporción y cada átomo tiene su masa, la proporción en masa es fija (Proust); y si dos elementos se unen en proporciones distintas de átomos, enteras y pequeñas, las masas guardan una relación entera y sencilla (Dalton). La teoría se ha corregido en dos puntos: el átomo es divisible (está formado por protones, neutrones y electrones), y los átomos de un mismo elemento pueden tener distinta masa (los **isótopos** tienen el mismo número de protones y distinto número de neutrones; tema 2). En las reacciones químicas, sin embargo, los átomos siguen reordenándose sin cambiar de elemento.

3.3. Los volúmenes de combinación y la hipótesis de Avogadro

Para los gases se descubrió una regularidad más (Gay-Lussac): los volúmenes de los gases que reaccionan y de los que se forman, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, guardan una relación de números enteros sencillos. Dos volúmenes de dihidrógeno se combinan con uno de dioxígeno para dar dos de vapor de agua; un volumen de dinitrógeno con tres de dihidrógeno dan dos de amoniaco.

La teoría de Dalton no lo explicaba. Avogadro lo resolvió con una hipótesis: **volúmenes iguales de gases distintos, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas**, y los gases elementales como el hidrógeno o el oxígeno están formados por moléculas de dos átomos. De ahí se deduce que, entre gases en las mismas condiciones, los coeficientes de la ecuación química son también proporción en **volumen**: en 2 CO(g) + O_2(g) → 2 CO_2(g), 10 L de monóxido de carbono necesitan 5 L de dioxígeno y dan 10 L de dióxido de carbono. La hipótesis es la base del volumen molar (apartado 7.1).

Permitió también deducir fórmulas y masas relativas. Dalton, que suponía la combinación más sencilla posible, había dado al agua la fórmula HO. Pero si dos volúmenes de dihidrógeno y uno de dioxígeno dan dos de vapor de agua, y cada volumen tiene el mismo número de moléculas, cada molécula de dioxígeno ha de repartirse entre dos de agua: el oxígeno es diatómico, la ecuación es 2 H_2 + O_2 → 2 H_2O y la fórmula del agua es H_2O, no HO. Además, si volúmenes iguales tienen igual número de moléculas, el cociente entre las masas de volúmenes iguales de dos

© Juan Marcos Sanmartín · Centro de Estudios Illice · Uso personal · Prohibida su distribución
Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice

gases es el cociente entre las masas de sus moléculas. Un litro de dioxígeno pesa unas 16 veces lo que un litro de dihidrógeno en las mismas condiciones; como las dos moléculas tienen dos átomos, el átomo de oxígeno pesa unas 16 veces el de hidrógeno. (El razonamiento supone que los gases se miden en las mismas condiciones y se comportan como ideales.) Las ideas de Avogadro (1811) tardaron décadas en aceptarse: Cannizzaro las defendió desde 1858, y su folleto, repartido en el congreso de Karlsruhe (1860), ayudó a que se fueran adoptando.

EJEMPLO 5 · VOLÚMENES DE GASES QUE REACCIONAN

El propano arde según $C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(g)$. Con todos los gases medidos a la misma presión y temperatura, calcule el volumen de dioxígeno que se consume y el de dióxido de carbono que se forma al quemar 4,0 L de propano.

Los coeficientes son proporción en volumen: 1 : 5 : 3. Dioxígeno: $4{,}0 \cdot 5 = 20$ L. Dióxido de carbono: $4{,}0 \cdot 3 = 12$ L. No hace falta saber cuántos moles son: basta que las condiciones sean las mismas. (Con el agua líquida la proporción en volumen ya no valdría para ella.)

4. Masa atómica, mol y masa molar

4.1. Masa atómica y masa molecular

Los átomos son tan pequeños que su masa no se expresa en gramos sino en **unidades de masa atómica** (u): la doceava parte de la masa de un átomo de carbono-12, que vale unos $1{,}66 \cdot 10^{-27}$ kg. La **masa atómica** de un elemento es la masa media de sus átomos en esa unidad, teniendo en cuenta sus isótopos y su abundancia, y es el número que acompaña a cada símbolo en la tabla periódica. Por eso no es un número entero: el cloro, mezcla de dos isótopos, tiene 35,5 u. En un problema se usan los valores redondeados que se den, y no otros.

La **masa molecular** (o masa fórmula, para los compuestos iónicos, que no forman moléculas) es la suma de las masas atómicas de todos los átomos de la fórmula. Para el ácido sulfúrico, H_2SO_4: $2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98$ u. Para el hidróxido de magnesio, $Mg(OH)_2$: $24 + 2 \cdot (16 + 1) = 58$ u. El paréntesis multiplica todo lo que contiene.

4.2. El mol, el número de Avogadro y la masa molar

En el laboratorio no se cuentan átomos sino que se pesan gramos, y hace falta una unidad que conecte las dos cosas. El **mol** es la unidad de *cantidad de sustancia*: un mol contiene $6{,}022 \cdot 10^{23}$ **partículas** (átomos, moléculas, iones, electrones: lo que se diga). Ese número es la **constante de Avogadro**, N_A. Desde 2019 el mol se define fijando el valor de N_A en $6{,}02214076 \cdot 10^{23}\ \text{mol}^{-1}$ exactamente; para los cálculos basta $6{,}022 \cdot 10^{23}$. El número se eligió para que se cumpla lo que hace útil al mol:

> Un mol de cualquier sustancia tiene una masa en gramos numéricamente igual a su masa atómica o molecular en u. Esa masa es la **masa molar**, M, y se mide en g·mol^{-1}.

Así, un mol de átomos de carbono son 12 g; un mol de moléculas de agua (H_2O, 18 u) son 18 g; un mol de H_2SO_4 son 98 g. Y en los tres casos hay $6{,}022 \cdot 10^{23}$ partículas. Las tres relaciones que se usan sin parar son:

$$n = \frac{m}{M} \qquad N = n \cdot N_A \qquad m_{\text{una partícula}} = \frac{M}{N_A}$$

donde n son los moles, m la masa en gramos, M la masa molar en g·mol^{-1} y N el número de partículas.

Hay que decir **de qué** es el mol. Un mol de átomos de oxígeno (O) son 16 g; un mol de moléculas de oxígeno (O_2) son 32 g y contiene dos moles de átomos. El «oxígeno» de un problema de combustión es O_2, de 32 g·mol^{-1}, y el «hidrógeno» que se desprende en una reacción con un ácido es H_2, de 2 g·mol^{-1}. Confundirlos duplica o reduce a la mitad todos los resultados.

EJEMPLO 6 · MOLES, MOLÉCULAS Y ÁTOMOS

En un frasco hay 4,9 g de ácido sulfúrico, H_2SO_4. ¿Cuántos moles y cuántas moléculas contiene? ¿Cuántos

© Juan Marcos Sanmartín · Centro de Estudios Illice · Uso personal · Prohibida su distribución
Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice