

1. Teoría atómica de Dalton

Tipos de sustancias

Las sustancias puras (¡una única sustancia!) pueden ser simples o compuestas.

Sustancia **simple**: a partir de ella no se pueden obtener otras más sencillas.

Sustancia **compuesta**: a partir de ella se pueden obtener otras más sencillas, que en último extremo son sustancias simples.

Teoría atómica de Dalton (1803)

La unidad más pequeña de materia es el **átomo**, partícula indivisible característica de cada sustancia simple, formada por uno o varios átomos iguales.

Actualmente se conocen más de 100 tipos de átomos diferentes. Cada uno de esos tipos de átomo recibe el nombre de **elemento químico**.

La representación que Dalton hizo de los átomos tiene una base circular. En algunos casos, dentro del círculo hay una letra, inicial del nombre en inglés. La representación actual es mediante letras, una o dos, de origen latino en algunos casos y en honor a científicos importantes o lugares en otros.



Principios de la teoría atómica de Dalton

1. La materia está formada por átomos.
2. Los átomos son indivisibles.
3. Todos los átomos de una sustancia simple son iguales entre sí.
4. En las sustancias compuestas hay átomos diferentes.

Las partículas formadas por más de un átomo unidos entre sí se llaman **moléculas**.

2. Modelos atómicos

A partir de finales del siglo XIX se fueron descubriendo partículas menores que el átomo más pequeño, el de hidrógeno. Las partículas fundamentales son:

Nombre	Símbolo	Carga/C	Carga relativa	Masa en reposo/kg	Masa en reposo/u	Masa en reposo aproximada/u
Electrón	e ⁻	-1,60 10 ¹⁹	-1	9,109 10 ⁻³¹	0,0005	0
Protón	p ⁺	1,60 10 ¹⁹	1	1,672 10 ⁻²⁷	1,0066	1
Neutrón	n	0	0	1,675 10 ⁻²⁷	1,0084	1

La existencia de estas partículas modifica el modelo de Dalton, ya que demuestra que los átomos son divisibles.

Modelo de Rutherford

Es un modelo "planetario", con un núcleo formado por protones y neutrones y con electrones girando alrededor en la corteza electrónica. Los átomos tienen un tamaño del orden de 10^{-10} m (1 angstrom): ¡son realmente muy pequeños!

Forma de representar un átomo de un elemento



X Símbolo del elemento

A Número másico ($A = p + n$)

Z Número atómico ($Z = p$)

Representación de átomos

Un átomo de litio tiene 3 protones, 4 neutrones y 3 electrones. Por tanto, $X = \text{Li}$, $Z = 3$ y $A = 7$.

Un átomo de cloro tiene 17 protones, 20 neutrones y 17 electrones. Por tanto, $X = \text{Cl}$, $Z = 17$ y $A = 37$.

Electrones y capas electrónicas

Los electrones se distribuyen en capas:

1ª: 2 electrones (2).

2ª y 3ª: 8 electrones (2 + 6).

4ª y 5ª: 18 electrones (2 + 6 + 10).

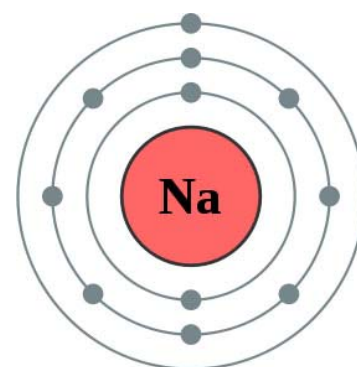
6ª y 7ª: 32 electrones (2 + 6 + 10 + 14).

Carbono (C) con 6 electrones y estructura electrónica es C: 2, 4.

Sodio (Na) con 11 electrones y estructura electrónica es C: 2, 8, 1

Cloro (Cl) con 17 electrones y estructura electrónica es Cl: 2, 8, 7.

Calcio (Ca) con 20 electrones y estructura electrónica es Ca: 2, 8, 8, 2.



Iones

La mayoría de los átomos tienen tendencia a unirse con otros átomos, dando lugar a sustancias poliatómicas, simples si los átomos son iguales (O_2) o compuestas si hay átomos diferentes (CO_2 , NaCl). Para ello, con frecuencia ganan o pierden electrones, dando lugar a **iones**.

Cuando el sodio pierde un electrón, da lugar a un ión Na^+ : el sodio tiene 11 protones y 11 electrones, con lo que su carga es nula, pero al perder un electrón, que tiene una carga negativa, la carga neta que queda es +1. Los iones positivos reciben el nombre de **cationes**.

Y cuando el cloro (17 protones + y 17 electrones -) gana un electrón, adquiere una carga negativa, dando lugar a Cl^- , de forma que estos iones Cl^- pueden interactuar eléctricamente con los iones Na^+ , formándose la sustancia NaCl , sal común. Los iones negativos se llaman **aniones**.

Los **electrones son las partículas fundamentales que salen o entran de los átomos**, debido a que están en la corteza electrónica, y es más fácil que salgan de ahí que los protones del núcleo. Además, los electrones que salen son los situados en la capa más externa, menos atraídos por el núcleo al estar más alejados de él.

La regla del octete

En general, los átomos se ionizan ganando o perdiendo electrones para **tener completa la última capa electrónica**, de forma que los electrones que pierde un átomo para formar un catión los gana otro dando lugar a un anión.

Isótopos

Se trata de átomos de un mismo elemento, por tener el **mismo número de protones** en el núcleo, pero que tienen **diferente número de neutrones** (distinto número másico A), por lo que la masa del átomo es diferente.

La mayoría de los elementos tiene varios isótopos. Por ejemplo, el cloro tiene dos isótopos: el cloro 35, que tiene 18 neutrones y una abundancia del 77,50 %, y el cloro 37, con 20 neutrones y una abundancia del 22,50 %. Cuando se tiene una muestra de cloro puro, éste es el porcentaje que hay de cada uno de los dos isótopos.

La partícula que caracteriza a los elementos químicos

Los átomos de un elemento quedan caracterizados por el número de **protones** que tienen: hay átomos de un mismo elemento con diferente número de electrones (iones) o de neutrones (isótopos).

3. La Tabla Periódica

La **Tabla Periódica de Elementos** es sencillamente el ordenamiento de los elementos químicos según su número atómico, es decir, la cantidad de protones del núcleo de un átomo.

Las propiedades físicas y químicas de un elemento y sus compuestos se relacionan con la posición que ocupa ese elemento en la tabla, la que se divide básicamente en **grupos** y **periodos**.

PERIODO	GRUPO	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1		1 H HIDRÓGENO																	2 He HELIO
2		3 Li LITIO	4 Be BERILIO											5 B BORO	6 C CARBONO	7 N NITRÓGENO	8 O OXÍGENO	9 F FLÚOR	10 Ne NEÓN
3		11 Na SODIO	12 Mg MAGNESIO											13 Al ALUMINIO	14 Si SILICIO	15 P FÓSFORO	16 S AZUFRE	17 Cl CLORO	18 Ar ARGÓN
4		19 K POTASIO	20 Ca CALCIO	21 Sc ESCANDIO	22 Ti TITANIO	23 V VANADIO	24 Cr CROMO	25 Mn MANGANESO	26 Fe HIERRO	27 Co COBALTO	28 Ni NIQUEL	29 Cu COBRE	30 Zn ZINC	31 Ga GALIO	32 Ge GERMANIO	33 As ARSÉNICO	34 Se SELENIO	35 Br BROMO	36 Kr CRIPCIÓN
5		37 Rb RUBIDIO	38 Sr ESTRONCIO	39 Y ÍTRIO	40 Zr CIRCONIO	41 Nb NIOBIO	42 Mo MOLIBDENO	43 Tc TECNOCIO	44 Ru RUTENIO	45 Rh RODIO	46 Pd PALADIO	47 Ag PLATA	48 Cd CADMIO	49 In INDIO	50 Sn ESTAÑO	51 Sb ANTIMONIO	52 Te TELURO	53 I YODO	54 Xe XENÓN
6		55 Cs CESIO	56 Ba BARIO	57 La LANTANO	72 Hf HAFNIO	73 Ta TANTALO	74 W WOLFRAMIO	75 Re RENIÓ	76 Os OSMIO	77 Ir IRIDIO	78 Pt PLATINO	79 Au ORO	80 Hg MERCURIO	81 Tl TALO	82 Pb PLOMO	83 Bi BISMUTO	84 Po POLONIO	85 At ASTATO	86 Rn RADÓN
7		87 Fr FRANCIO	88 Ra RADIO	89 Ac ACTINIO	104 Rf RUFONIO	105 Db DUBNIO	106 Sg SUBORGIO	107 Bh BOHNIO	108 Hs HASSIO	109 Mt METLENIO	110 Uun UNUNUNIO	111 Uuu UNUNUNIO	112 Uub UNUNUNIO		114 Uuq UNUNQUADRO		116 Uuh UNUNHEXADIO		118 Uuo UNUNOCTADIO
				LANTÁNIDOS	6	58 Ce CERIO	59 Pr PRASEODIMIO	60 Nd NEODIMIO	61 Pm PROMECIO	62 Sm SAMARIO	63 Eu EUROPIO	64 Gd GADOLINIO	65 Tb TERBIO	66 Dy DISPROSIO	67 Ho HOLMIO	68 Er ERBIO	69 Tm TULIO	70 Yb YTERBIO	71 Lu LUTECIO
				ACTÍNIDOS	7	90 Th TORIO	91 Pa PROTACTINIO	92 U URANIO	93 Np NEPTUNIO	94 Pu PLUTONIO	95 Am AMERICIO	96 Cm CURIO	97 Bk BERKELIO	98 Cf CALIFORNIO	99 Es EINSTEINIO	100 Fm FERMIÓ	101 Md MENDELÉVIO	102 No NOBELIO	103 Lr LAURENCIO

NOTAS:

- Metales (verde)
- Metaloides (naranja)
- No metales (púrpura)
- Gases nobles (azul claro)

Actualmente se conocen más de 100 elementos químicos. Todos los elementos conocidos están ordenados por filas (**periodos**) y columnas (**grupos**) en una tabla bidimensional conocida como Tabla Periódica, de forma que **los elementos del mismo grupo tienen propiedades parecidas**.

La tabla periódica más famosa es la de **Mendeleiev**, que este químico ruso publicó en 1869. Hoy se utiliza la tabla de **Werner y Paneth**, publicada ya en el siglo XX (1954). Consta de 18 columnas y 7 filas, además de dos filas fuera de la tabla.

Los elementos se ordenan por **orden creciente de número atómico**. Es decir, el elemento número 11, que es el sodio, tiene 11 protones y 11 electrones. El elemento siguiente, situado a su derecha, es el 12, el siguiente más a la derecha el 13, y así sucesivamente.

¿Qué debes saber de la tabla?

En primer lugar, el **nombre** y **símbolo** de los elementos que están marcados con el punto rojo. Además, también tienes que saber el nombre de los siguientes grupos: 1- **Alcalinos**; 2- **Alcalinotérreos**; 17- **Halógenos**; 18- **Gases nobles**.

Los **metales** son los elementos situados hacia la izquierda de la tabla, y los **no metales** los que están a la derecha.

La masa atómica

El dato de masa que aparece en la tabla periódica es la **masa atómica relativa**. Su valor indica cuántas veces tiene más masa un átomo de un elemento químico que la masa que se toma como referencia. Inicialmente se tomó como patrón la masa del átomo de hidrógeno, pero actualmente es la doceava parte de la masa atómica del isótopo 12 del carbono. La diferencia es muy pequeña: 1,0000 o 1,0079 para la masa atómica relativa del H.

La masa de los iones

La **masa de los átomos y la de los iones que forman se consideran iguales**, ya que la diferencia es la masa de los electrones ganados o perdidos, despreciable en comparación con la masa del átomo neutro. Es decir, si la masa relativa del Na es 23, la del ión Na⁺ también es 23.

Masa atómica y masa isotópica

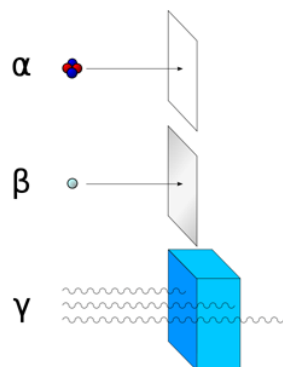
La masa que aparece en la tabla periódica corresponde al promedio ponderado de las masas de los isótopos del elemento. De esta forma, el dato de masa atómica relativa del cloro se calcula teniendo en cuenta que el isótopo 35 tiene una abundancia del 77,50 % y el 37 del 22,50 %:

$$m_{relativa}(Cl) = \frac{35 \cdot 77,50 + 37 \cdot 22,50}{100} = 35,45$$

Sin embargo, no hay ningún átomo de cloro que tenga esa masa de 35,45.

4. Radiactividad

Cada vez resulta más difícil descubrir nuevos elementos, ya que se sintetizan solamente unos pocos átomos, que además son muy inestables, descomponiéndose en otros elementos más estables en muy poco tiempo. Este proceso de transformación de unos elementos en otros emitiendo partículas y energía recibe el nombre de **radiactividad**.



Tipos de radiactividad

Hay tres tipos de emisiones radiactivas:

Rayos alfa: son núcleos de helio, con carga positiva (no atraviesan una hoja de papel).

Rayos beta: son electrones, con carga negativa (no atraviesan una lámina de plomo de 1 mm de grosor).

Rayos gamma: es energía electromagnética (no atraviesan una lámina de acero de 15 cm de grosor).

Aplicaciones

La radiactividad tiene aplicaciones positivas y negativas. El trabajo con material radiactivo exige normas de seguridad muy estrictas, ya que son materiales muy peligrosos y cuando se produce un accidente, escasos por otra parte, las consecuencias son desastrosas.

Las aplicaciones más importantes son: militares, como fuente de energía en las centrales nucleares, médicas y para la datación de materiales (método del carbono-14).

Ventajas e inconvenientes de la energía nuclear

- Con poco material se obtiene una gran cantidad de energía.
- No se produce CO_2 , con lo que no afecta al cambio climático.
- La obtención del material utilizado como combustible se concentra en muy pocos países.
- Se generan residuos muy difícilmente eliminables.
- Un accidente puede ocasionar consecuencias desastrosas.

5. Representación de sustancias

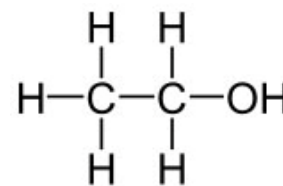
La fórmula de las sustancias

Cuando ves escrito CO_2 , se hace referencia a la sustancia dióxido de carbono; si lees NaCl , se indica la sustancia cloruro de sodio, y si aparece C_4H_{10} se representa al butano. Son las fórmulas de las sustancias, en las que se detallan los elementos químicos que las forman, además de cuántos átomos o iones de cada uno hay.

Fórmulas de las sustancias moleculares

Indican el número de átomos de cada tipo que están unidos entre sí para formar una molécula. Así, la fórmula H_2O indica que en la molécula de agua hay dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno unidos entre sí de alguna forma, pero con ningún otro átomo.

El etanol, o alcohol etílico, es la sustancia presente en las bebidas alcohólicas. Su **fórmula molecular** es C_2H_6O . Así escrita, no aporta información sobre cómo están unidos los átomos en la molécula. Por esa razón, se usa la **fórmula semidesarrollada**, que en este caso es CH_3-CH_2OH , y la **fórmula desarrollada**, en la que se detallan todos los enlaces entre átomos.



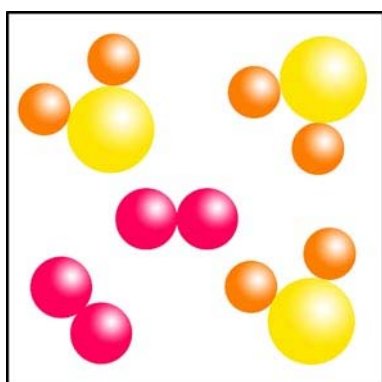
Fórmulas de las sustancias que forman estructuras gigantes

En el caso de que haya iones, las interacciones de atracción y repulsión entre ellos producen estructuras en las que los iones de un tipo quedan rodeados por los de otro y así sucesivamente, y que si se extienden lo suficiente en las tres dimensiones del espacio llegan a ser macroscópicas y visibles. Por esa razón se llaman **estructuras gigantes** o también **cristales**.

En ellas hay una enorme cantidad de iones positivos y negativos, de forma que la fórmula indica la proporción de iones que hay de cada tipo. Es decir, en el $NaCl$ hay la misma cantidad de iones Na^+ y Cl^- , mientras que en el Na_2S hay el doble de iones Na^+ que S^{2-} . La estructura que se repite continuamente se suele llamar celda unidad.

El número de enlaces que forman los átomos

- El **hidrógeno** forma un único enlace, por lo que solamente está unido a un átomo, y siempre está en los extremos de las moléculas.
- El **oxígeno** forma dos enlaces, con dos átomos diferentes o con un único átomo, y entonces el enlace es doble.
- El **carbono** forma cuatro enlaces. En algunos compuestos, dos de ellos son sencillos y uno doble.



Criterios de clasificación de diagramas de partículas

Fíjate en cuántos tipos de moléculas hay: si solamente hay uno, se trata de una **sustancia pura**, y si hay varios, de una **mezcla de sustancias**.

Para saber qué tipo de sustancias es cada una, solamente debes fijarte en si hay átomos diferentes en cada molécula: si son todos iguales, se trata de una **sustancia simple**, y si hay diferentes, de una **sustancia compuesta**.

El nombre de las sustancias

El sistema de nomenclatura utilizado por la **IUPAC** (International Union of Pure and Applied Chemistry) vas a utilizarlo en los dos tipos de compuestos en los que su uso resulta más sencillo: los óxidos y los hidróxidos.

Óxidos: están formados por cualquier elemento y oxígeno. No tienes mas que indicar el número de átomos de cada tipo que hay en la sustancia (SO_3 : trióxido de azufre). Utiliza los prefijos di, tri, tetra, penta, hexa, etc. No se utiliza el prefijo mono para indicar un grupo, excepto en el CO , que se llama monóxido de carbono.

Hidróxidos: están formados por un átomo de metal unido al grupo OH. Siempre hay solamente un átomo de metal, por lo que no tienes mas que indicar el número de grupos hidróxido que hay ($Mg(OH)_2$: dihidróxido de magnesio).

agua H_2O	agua oxigenada H_2O_2	amoniaco NH_3	dióxido de carbono CO_2	ácido clorhídrico HCl
ácido carbónico H_2CO_3	ácido nítrico HNO_3	ácido sulfúrico H_2SO_4	cloruro de sodio $NaCl$	hidróxido de sodio $NaOH$
carbonato de calcio $CaCO_3$	bicarbonato de sodio $NaHCO_3$	sulfato de cobre $CuSO_4$	nitrato de amonio NH_4NO_3	hipoclorito de sodio $NaClO$
metano CH_4	etano CH_3-CH_3	propano $CH_3-CH_2-CH_3$	butano $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$	etileno $CH_2=CH_2$
acetileno $CH\equiv CH$	metanol CH_3OH	etanol CH_3-CH_2OH	acetona $CH_3-CO-CH_3$	ácido acético CH_3-COOH

Criterios de evaluación

1. Diferenciar **sustancias simples de compuestas** desde el punto de vista experimental. (1.1)
2. Describir y reconocer las **características de las partículas subatómicas** fundamentales (protón, electrón y neutrón). (2)
3. Determinar el número y localizar las **partículas que forman un átomo o ión**, dados sus números atómico y másico, según el modelo de Rutherford. (2.1)
4. Diferenciar los **elementos químicos** de las **sustancias simples** que forman. (1)
5. Reconocer los **símbolos y nombres de los elementos** más importantes. (3)
6. Localizar en la **tabla periódica** metales, no metales, alcalinos, alcalinotérreos, halógenos y gases nobles. (3)
7. Escribir las **estructuras electrónicas** en capas de átomos e iones sencillos (hasta el calcio), diferenciando cationes de aniones. (2.2 y 2.3)
8. Explicar el significado del dato de **masa de un elemento químico** que aparece en la tabla periódica. (3.2)
9. Reconocer **isótopos** de un elemento dado. (2.3)
10. Determinar la masa atómica de un elemento a partir de las **abundancias de sus isótopos**. (3.2)
11. Describir las **aplicaciones más importantes de los isótopos** radiactivos. (4.1)
12. Diferenciar moléculas de estructuras gigantes en **diagramas de partículas** y explicar el significado de sus fórmulas. (5)
13. Representar **sustancias simples y compuestas** mediante fórmulas, interpretando su significado en cada caso según formen **moléculas** o **estructuras gigantes**. (5)
14. Representar **fórmulas de sustancias moleculares** sencillas (molecular, semidesarrollada y desarrollada). (5)
15. Construir moléculas usando **modelos moleculares** dada su fórmula y escribir su fórmula dado el modelo molecular. (5.1)
16. Clasificar las **partículas de un diagrama** en sustancia pura o mezcla de sustancias simples y/o compuestas. (5.2)
17. Localizar sustancias en **diagramas de partículas**, dada su **fórmula**. (5.2)
18. Escribir el **nombre** y/o la **fórmula** de algunas sustancias habituales (H_2O , NH_3 , HCl , $NaCl$, CH_4 , $NaOH$, $CaCO_3$, H_2O_2 , etc), óxidos e hidróxidos. (5.3)