

Tema 2. Reacciones químicas

¿Qué sucede cuando quemamos madera, carbón, butano o la cera de una vela? ¿Y al añadir ácido sulfúrico concentrado a azúcar? Fíjate en las imágenes: en el caso de las combustiones, desaparece la sustancia que se quema, el combustible, y no hay forma de recuperarla, mientras que el azúcar queda carbonizado y tampoco se puede volver a obtener a partir de las sustancias obtenidas.

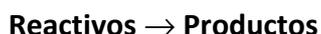
En estos casos se han producido dos **reacciones químicas**, que se caracterizan porque unas sustancias se transforman en otras diferentes.



Identificación de reacciones químicas

Para saber si se ha producido una reacción química, tienes que fijarte en si has observado alguno de los **efectos siguientes**: explosión, llama, formación de sólidos, desprendimiento de gas o cambio de color.

Las sustancias que desaparecen en una reacción se llaman **reactivos**, y las que se forman, **productos**. La transformación se simboliza con una flecha, con lo que una reacción química se representa como:



Ten en cuenta que es posible que antes de producirse una reacción haya productos: cuando se quema un trozo de carbón, se forma dióxido de carbono, que ya se encuentra previamente en la atmósfera en la que se produce la reacción.

Y también sucede con frecuencia que no todos los reactivos se agotan en el proceso, y que sobra alguno de ellos. Continuando con el ejemplo anterior, después de quemarse el trozo de carbón sobra oxígeno atmosférico sin reaccionar. El carbón es el **reactivo limitante** y el oxígeno, el **reactivo en exceso**.

Ecuaciones químicas

Son **representaciones del proceso real que se produce**, en las que se detallan las fórmulas de reactivos y productos y se especifica el estado físico de las sustancias (sólido, líquido, gaseoso o en disolución acuosa).

Fíjate en el vídeo. Observa que el sodio flota en el agua, ya que es menos denso, y que reacciona con ella, produciendo gas y ¡una llama sobre el agua!

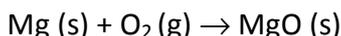
La ecuación que representa la reacción es $\text{Na (s)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{NaOH (aq)} + \text{H}_2 \text{(g)}$

El gas desprendido es hidrógeno, y se forma una disolución acuosa de hidróxido de sodio

Tipos de reacciones

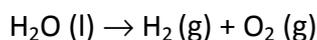
Síntesis

En las reacciones de síntesis se obtiene una sustancia a partir de otras más sencillas.



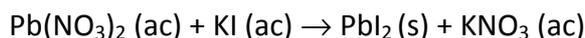
Descomposición

En las reacciones de descomposición se obtienen varias sustancias a partir de una más compleja.



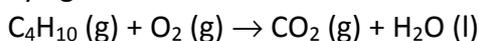
Sustitución

En las reacciones de sustitución se intercambian los grupos de átomos que forman dos sustancias. En esta reacción se forma un sólido amarillo muy poco soluble (ioduro de plomo), que precipita al fondo del recipiente.



Combustión

En las reacciones de combustión una sustancia llamada combustible reacciona con oxígeno, formándose dióxido de carbono y agua.



Ecuaciones y reacciones

Una reacción es un cambio, una transformación de sustancias: **las ecuaciones son representaciones del proceso**, no son la reacción. Es decir, una reacción no es algo real que existe.

1. Leyes de las reacciones químicas

Cuando se produce una reacción química, se observa experimentalmente que disminuye la masa que hay de unas sustancias, los reactivos, y aumenta la de otras, los productos.

Ahora vas a trabajar precisamente con esas cantidades. ¿Qué masa desaparece de reactivos? ¿Qué masa se forma de productos? ¿Hay alguna relación entre esas masas?

Lavoisier ya estableció esa relación en su Tratado elemental de Química (1789), después de una gran cantidad de medidas experimentales.

Ley de conservación de la masa (Lavoisier, 1789)

Cuando se produce una reacción química, la masa que se forma de productos es la misma masa que desaparece de reactivos: las sustancias se transforman unas en otras, pero la masa total no cambia.

Ley de las proporciones constantes

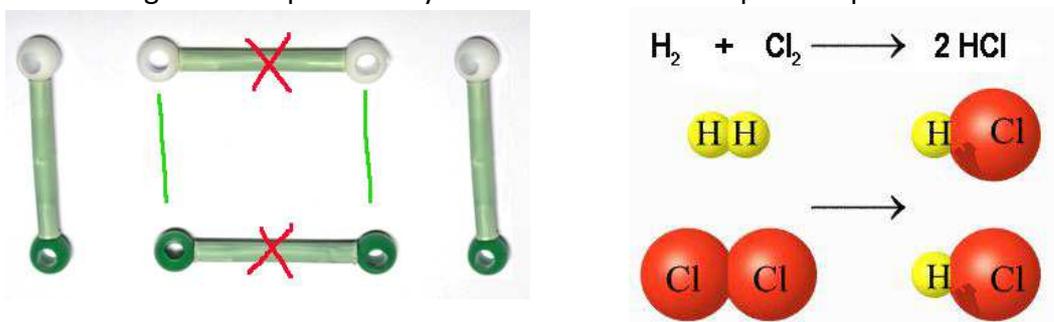
Cuando se combinan dos o más sustancias en una reacción química, lo hacen siempre en la **misma proporción en masa** (proporción constante).

1.1 Interpretación de las ecuaciones químicas

Experimentalmente se observa que en las reacciones químicas desaparecen los reactivos y se forman los productos. Pero, ¿cómo se producen las reacciones desde el punto de vista de las partículas que forman las sustancias?

Diagramas de partículas

Fíjate en cómo se produce la reacción de síntesis del ácido clorhídrico. En la imagen puedes ver los modelos moleculares de H_2 , Cl_2 y HCl (H blanco y Cl verde). En rojo se marcan los enlaces que se rompen y en verde los que se forman cuando se produce la reacción. También se representa la reacción con diagramas de partículas y mediante la ecuación química que la simboliza.



En la ecuación química se especifica que reacciona una molécula de H_2 con una de Cl_2 para formar dos de HCl . Esos tres números (1, 1 y 2) se llaman **coeficientes estequiométricos**, e **indican la proporción de partículas de cada tipo que interviene en el proceso**.

¡Pero si son los mismos átomos!

A escala de partículas, una **reacción química consiste en una reorganización de átomos**, que dejan de estar unidos de una forma y pasan a estar unidos de otra. Pero como se trata de los mismos átomos, la masa total de las distintas sustancias es la misma: **se conserva la masa**.

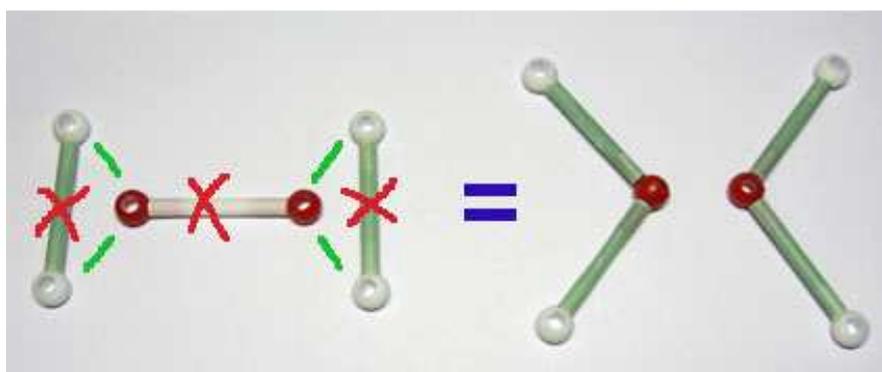
Los coeficientes estequiométricos

Una molécula de Cl_2 reacciona con una de H_2 para formar dos de HCl . Pero esto es lo mismo que decir que dos de Cl_2 reaccionan con dos de H_2 para formar cuatro de HCl . Y que tres de Cl_2 reaccionan con tres de H_2 para formar seis de HCl . Fíjate en que en todos los casos la proporción de combinación es la misma: una partícula de Cl_2 reacciona por cada una de H_2 para formar dos de HCl .

En la ecuación química **se escriben los coeficientes más sencillos** (1, 1 y 2 en este caso). Si interviene una partícula no se escribe el uno, ya que la misma fórmula de la sustancia indica que hay una partícula.

En la simulación puedes ver la síntesis del agua. ¿Cuántas moléculas hay de reactivos (H_2 y O_2) y cuántas se forman de productos (H_2O)?

La reacción se escribe $2 H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O$. Esto significa que reaccionan dos moléculas de hidrógeno por cada una de oxígeno para formar dos de agua. Que equivale a decir que reaccionan cuatro moléculas de hidrógeno con dos de oxígeno para formar cuatro de agua, que es lo que precisamente sucede en la simulación.



Fíjate también en la forma de producirse la reacción: se rompe un doble enlace $O=O$ y dos enlaces sencillos $H-H$, formándose cuatro enlaces sencillos $O-H$.

El número de partículas

Ten en cuenta que, en general, **en las reacciones químicas no se conserva el número de partículas**. Sí lo hace en la reacción de formación del HCl (una molécula de H_2 y una de Cl_2 producen dos de HCl , desapareciendo dos moléculas y formándose otras dos), pero no en la formación del agua, en la que a partir de dos moléculas de hidrógeno y una de oxígeno se forman solamente dos moléculas de agua.

1.2 Ajuste de ecuaciones químicas

Para poder trabajar con reacciones químicas, en primer lugar hay que escribir la ecuación que las representa y, después, ajustarlas.

Quando **la ecuación de una reacción está ajustada, hay el mismo número de átomos de cada tipo en reactivos y en productos, pero unidos de una forma distinta**, por lo que las sustancias son diferentes: los reactivos se han transformado en productos.

2. La cantidad de sustancia

El tamaño de los átomos, moléculas o iones es extraordinariamente pequeño, y por eso hay una cantidad enorme en una masa tan pequeña como un gramo (¡nada menos que $9,48 \cdot 10^{21}$ átomos de Cu en un gramo de Cu!). Precisamente por ser tan pequeños es imposible aislarlos, contarlos o pesarlos.

¿Cuántos átomos de cobre hay?



Fíjate en que cuando se estudian las transformaciones de sustancias, las reacciones químicas, se está hablando continuamente de partículas (una molécula de oxígeno reacciona con dos de hidrógeno para formar dos moléculas de agua). Pero en el laboratorio no podemos contar partículas: lo único que podemos es pesar sustancias y medir volúmenes.

Precisamente 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 sabes, no es posible contar.

masa \leftrightarrow cantidad de sustancia \leftrightarrow número de partículas

De las siete magnitudes fundamentales que tiene el Sistema Internacional es la única magnitud química, porque las otras seis son físicas (longitud, masa, tiempo, temperatura, intensidad de corriente eléctrica e intensidad luminosa).

La 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**" (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.

¿El número de moles?

De esta forma, se puede decir **$n(\text{agua}) = 2 \text{ mol}$** , que significa que **la cantidad de sustancia de agua es de 2 mol** (ó 2 moles).

Es incorrecto decir que el número de moles es 2. Por ejemplo, cuando se mide la longitud de una mesa se escribe $l(\text{mesa}) = 1,5 \text{ m}$, 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".

La masa molar y la masa de una partícula

La masa molar de una sustancia (M) es la masa en gramos que tiene un mol de esa sustancia. Se mide en g/mol.

Es muy fácil saber su valor, ya que M coincide numéricamente con la masa relativa de la partícula, aunque tiene un significado diferente: si la masa relativa del CO₂ es 44, su masa molar M es 44 g/mol.



Y como **en un mol de cualquier sustancia hay el número de Avogadro de partículas, N_A (6,023.10²³), que tienen una masa de M (masa molar)**, es sencillo calcular la masa de una partícula de la sustancia: no tienes mas que hacer el cociente entre la masa total y el número de partículas por mol.

Para calcular masas y números de partículas

$$n = \frac{m}{M} ; N = n N_A$$

n=cantidad de sustancia

m=masa de sustancia

M=masa molar

N=número de partículas

N_A=número de Avogadro

Debes tener mucho cuidado a la hora de aplicar estas fórmulas, porque si no tienes las ideas claras, puedes confundirte fácilmente: fíjate en que los símbolos de las magnitudes son letras *ene* y *eme*, mayúsculas o minúsculas, y hasta con subíndices: es más recomendable **utilizar proporciones o factores de conversión** para determinar las magnitudes que necesites

Lo fundamental que debes tener presente siempre es que **en un mol de cualquier sustancia hay N_A partículas (número de Avogadro) y su masa es de M gramos (masa molar)**.

Medidas de masa en el agua

La masa relativa del agua, m_r, es 18, y significa que una molécula de agua tiene una masa 18 veces mayor que la masa unidad. Mientras no se sepa cuál es el valor de esa masa unidad, no hay forma de saber la masa de la molécula de agua, que se indica como 18 u, donde u es la masa real de la unidad de masa atómica.

Pero como ya se sabe que la masa unidad es de 1,667 10⁻²⁴ g, la **masa real** de la molécula de agua es de 18 veces 1,667 10⁻²⁴ g. Este número no tiene ninguna utilidad en Química desde el punto de vista práctico, porque no se puede disponer de moléculas de agua aisladas.

Si en un vaso echas el número de Avogadro de moléculas de agua, ¿qué masa de agua tienes? Evidentemente, será la **masa molar**, es decir, la masa de una molécula multiplicada por el número de moléculas que hay en un mol de sustancia:

$$18 \cdot 1,667 \cdot 10^{-24} \text{ g/molécula} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol} = 18 \text{ g/mol}$$

Fíjate en que el resultado numérico es 18. Es decir, el número de la masa relativa se mantiene en la masa real y en la masa molar, aunque tiene significados diferentes en los tres casos.

$$m_r(\text{H}_2\text{O}) = 18 \quad m(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ u} \quad M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$$

¿Por qué el número de Avogadro es $6,023 \cdot 10^{23}$?

Para mantener el mismo número para la masa relativa, la masa real y la masa de un mol (masa molar, M), aunque el significado de las tres magnitudes es diferente.

Su valor, $6,023 \cdot 10^{23}$, es exactamente el inverso de la unidad de masa atómica, $1,669 \cdot 10^{-24} \text{ g}$.

3. Cálculos en reacciones químicas

Ahora ya sabes representar reacciones químicas mediante ecuaciones, y también sabes ajustarlas, entendiendo el significado de los coeficientes estequiométricos.

En primer lugar vas a hacer cálculos en número de partículas, interesantes desde el punto de vista de la comprensión de las reacciones químicas. Solamente tienes que escribir la ecuación de la reacción y ajustarla. Una vez que sepas cuántas partículas de cada tipo pones en contacto podrás determinar las que reaccionan, las que se forman y las que quedan sin reaccionar.

3.1 Ecuaciones químicas y cálculos en masa

Este es el aspecto realmente práctico. Por ejemplo, para saber en una industria metalúrgica cuánto hierro se obtiene por kilogramo de óxido de hierro que reacciona. Ese hierro se utilizará después para obtener acero, con el que se fabrican objetos de todo tipo como tubos, depósitos para líquidos, cuberterías, etc.



¿Cuánto CO₂ se produce al quemar carbón?

La ecuación es muy sencilla y ya está ajustada: reacciona una molécula de oxígeno por cada átomo de carbono, y se forma una molécula de dióxido de carbono, que es lo mismo que decir que un mol de C reacciona con un mol de O₂ para formar un mol de CO₂.

Con los datos de las masas atómicas relativas, puedes calcular las masas molares de cada una de las tres sustancias, que sumando las masas atómicas relativas son, respectivamente, de 12, 32 y 44 g/mol.

Por tanto, puedes decir que 12 g de C reaccionan con 32 g de O₂ para formar 44 g de CO₂.

Para calcular la masa de CO₂ formada, puedes aplicar la ley de las proporciones constantes o bien utilizar un factor de conversión:

$$\frac{12 \text{ g de C}}{44 \text{ g de CO}_2} = \frac{1000 \text{ g de C}}{m}; m = 3666,7 \text{ g de CO}_2$$
$$m = 1000 \text{ g de C} \frac{44 \text{ g de CO}_2}{12 \text{ g de C}} = 3666,7 \text{ g de CO}_2$$

Cálculos estequiométricos en masa

¿Cómo puedes realizar estos cálculos utilizando las ecuaciones que representan a las reacciones que se producen? **Para determinar la masa de una sustancia que interviene en una reacción química debes seguir cuatro pasos:**

- 1) Escribe y ajusta la ecuación de la reacción.
- 2) A partir de la ecuación ajustada, sabes la proporción de combinación en cantidades de sustancia entre los reactivos o productos que te interese en cada caso.
- 3) Determina la masa molar de las sustancias de las que te dan datos o te piden resultados.
- 4) Aplica la ley de las proporciones constantes, directamente o con factores de conversión, para calcular la masa de sustancia que tengas que determinar.

3.2 Resolviendo problemas

En las situaciones reales te puedes encontrar con los casos siguientes, que pueden darse a la vez:

Reactivos en disolución

Como sabes su composición en gramos o moles por litro y te darán el volumen de disolución que añades, determinarás la masa o la cantidad de sustancia de reactivo que hay disponible.

Reactivos impuros

Sabiendo el porcentaje de pureza determinarás la masa de reactivo de que realmente dispones.

Reactivos en exceso

Se debe a que se consume totalmente otro, por lo que tienes que determinar previamente cuál es el reactivo limitante y cuál está en exceso.

4. Velocidad de reacción

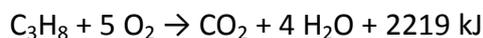
Seguro que sabes que los alimentos se conservan en frigoríficos para que duren más tiempo sin estropearse, pero ¿sabes la razón? ¿Y por qué agitas con la cucharilla para que se disuelva el azúcar? ¿Qué es y cómo actúa un conservante?

Es muy importante conocer los **factores que afectan a la velocidad de las reacciones químicas**. En la mayoría de los casos interesa acelerar las reacciones químicas, como ocurre en la fabricación industrial de productos, en la curación de una herida o una enfermedad, o en el crecimiento de las plantas. Pero hay también casos en los que lo que interesa es retardar una reacción perjudicial, como, por ejemplo, la corrosión del hierro y otros metales, la putrefacción de alimentos, la caída del cabello, etc.

Intercambios de energía en las reacciones químicas

Recuerda la reacción del sodio con el agua: es muy rápida y en ella se produce un gran desprendimiento de calor e incluso una llama sobre el agua. Las reacciones que producen un aumento de temperatura en el recipiente de reacción y en su entorno se llaman **exotérmicas**.

Las reacciones exotérmicas se utilizan como fuente de energía en forma de calor; las más conocidas son las combustiones, por ejemplo la del propano.



Es decir, cuando se quema un mol de propano (44 g) se producen 2219 kJ de energía en forma de calor, que calienta el recipiente en que se produce la reacción y hace que poco a poco se caliente también el entorno.

Factores que afectan a la velocidad de una reacción química

Para conseguir que una reacción química sea lo más rápida posible debes:

- pulverizar los sólidos.
- utilizar disoluciones concentradas.
- trabajar a temperaturas lo más altas posible.

Catalizadores

Se trata de sustancias que modifican la velocidad de las reacciones, aumentándola o disminuyéndola (en este caso se llaman inhibidores). Aunque intervienen en el proceso, ya que modifican su velocidad, no cambian la reacción ni se consumen en ella. Es característico el efecto del MnO_2 (s) sobre la descomposición del agua oxigenada, que puedes ver en el vídeo, así como el efecto de los conservantes alimentarios.

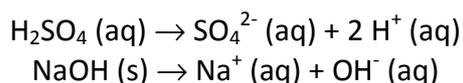
La investigación y búsqueda de catalizadores e inhibidores resulta de extrema importancia desde el punto de vista económico.

5. Ácidos y bases

Los ácidos y las bases son sustancias muy habituales, que se diferencian en función de sus propiedades experimentales (sabor, reactividad, capacidad para colorear disoluciones, ...).

Modelos ácido-base

El modelo inicial y más sencillo para caracterizar estos tipos de sustancias es el de Arrhenius: **ácidos** son aquellas sustancias que **producen iones H^+** en disolución acuosa, mientras que las **bases producen iones OH^-** . Por tanto, son procesos en disolución.



La reacción de neutralización

Cuando un ácido reacciona con una base, sus efectos se anulan y se dice que se neutralizan. Si las cantidades que se mezclan son las estequiométricas (no sobra ácido ni base), la disolución resultante es neutra.



En realidad, la reacción de neutralización es $H^+ (aq) + OH^- (aq) \rightarrow H_2O$.

Medida de la acidez de las disoluciones

Se utilizan **indicadores**, que son sustancias que toman un color diferente según sea la acidez de la disolución. El tornasol toma color rojo en disoluciones ácidas y azul en básicas.

Una medida cuantitativa la da el **pH** de las disoluciones, que es de 7 para disoluciones neutras, menor para disoluciones ácidas y mayor para disoluciones básicas. Una disolución es ácida si su pH es menor de 7, y más ácida cuanto menor sea el pH. Es un valor relacionado con la concentración de iones H^+ que hay en una disolución.

Disolución	pH
ácida	<7
neutra	7
básica	>7

El papel pH

Se trata de un papel absorbente que se fabrica impregnándolo en indicador universal. De esta forma, cuando se moja con una disolución, toma el color del indicador para el pH de la disolución, que se puede saber sin más que comparar el color del papel con el de la escala.



Rojo: pH ácido

Azul: pH básico

6. Aplicaciones

La lluvia ácida

Uno de los efectos más nocivos producidos por los ácidos en el medio ambiente es la lluvia ácida.

El efecto invernadero y el CO₂

Además de la contaminación que puede producir la expulsión de humos con combustible mal quemado, en las combustiones se forma inevitablemente CO₂. Este es el gas con peor fama hoy día, a pesar de que es totalmente inocuo. Tanto, que las personas lo producimos en los pulmones cuando se producen en nuestro cuerpo las reacciones químicas que llamamos "vida", y lo expulsamos al espirar. Incluso las plantas lo utilizan en la fotosíntesis para sintetizar material vegetal y liberar oxígeno a la atmósfera.

¿Y por qué lleva tan mala fama? Pues porque es el gas que contribuye en mayor medida al efecto invernadero. ¡Y es que este efecto también lleva una fama nefasta!

Si no hubiera efecto invernadero, la temperatura media de la Tierra sería casi 30 °C inferior a los 14 °C de media actual, con lo que sería imposible la vida tal como la conocemos. ¡Luego es un fenómeno absolutamente imprescindible!



El problema viene dado por el exceso de gases de efecto invernadero en la atmósfera, ya que se incrementa su efecto y la temperatura media de la Tierra va ascendiendo, con efectos que hoy en día no son totalmente conocidos: alteración del clima, desaparición de los casquetes polares, aumento del nivel de los océanos, etc.

Medidas para reducir el efecto invernadero

Desde hace años hay reuniones internacionales para intentar llegar a acuerdos globales que reduzcan el efecto invernadero, pero que no producen efectos a corto plazo. Sobre todo, pretenden reducir las cuotas de emisión de CO₂ a la atmósfera.

La deforestación incrementa el efecto invernadero, ya que no se elimina CO₂ de forma natural, y hay que buscar mecanismos artificiales: se están estudiando depósitos de CO₂, la construcción de árboles sintéticos, etc.

En España, los automóviles que emiten menos CO₂ (por consumir menos combustible) tienen un menor impuesto de matriculación.

En las centrales térmicas se han instalado sistemas de absorción de CO₂ en las torres de humos para formar carbonatos sólidos.

Tabla Periódica de los Elementos

1 IA New Original	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIII	9 VIII	10 VIII	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA		
1 H 1.00794	2 He 4.002602	3 Li 6.941	4 Be 9.012182	5 B 10.811	6 C 12.011	7 N 14.007	8 O 15.999	9 F 18.998	10 Ne 20.180	11 Na 22.989770	12 Mg 24.3050	13 Al 26.981538	14 Si 28.0855	15 P 30.973761	16 S 32.065	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948		
19 K 39.0983	20 Ca 40.078	37 Rb 85.4678	38 Sr 87.62	39 Y 88.90585	40 Zr 91.224	41 Nb 92.90638	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.90550	46 Pd 106.42	47 Ag 107.8682	48 Cd 112.411	49 In 114.818	50 Sn 118.710	51 Sb 121.760	52 Te 127.60	53 I 126.90447	54 Xe 131.293
55 Cs 132.90545	56 Ba 137.327	87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 to 103 (227)	72 Hf 178.49	73 Ta 180.9479	74 W 183.84	75 Re 186.207	76 Os 190.23	77 Ir 192.227	78 Pt 195.078	79 Au 196.96655	80 Hg 200.59	81 Tl 204.3833	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98038	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
101 Md (288)	102 No (289)	103 Lr (262)	104 Uu (289)	105 Uub (285)	106 Uuq (285)	107 Uup (288)	108 Uuq (285)	109 Uut (284)	110 Uuq (285)	111 Uup (288)	112 Uuq (285)	113 Uut (284)	114 Uuq (285)	115 Uup (288)	116 Uuh (292)	117 Uus (293)	118 Uuo (294)	119 Uuq (285)	120 Uup (288)

C Solid
Br Liquid
H Gas
Tc Synthetic

Alcalinos
Alcalinotérreos
Metales de transición
Lantánidos

Actínidos
Metales del bloque p
No metales
Gases nobles

Atomic masses in parentheses are those of the most stable or common isotope.

57 La 138.905	58 Ce 140.116	59 Pr 140.90765	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.964	64 Gd 157.25	65 Tb 158.92534	66 Dy 162.500	67 Ho 164.93032	68 Er 167.259	69 Tm 168.93421	70 Yb 173.04	71 Lu 174.967
89 Ac (227)	90 Th 232.0381	91 Pa 231.03688	92 U 238.02891	93 Np (237)	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (262)

Note: The subgroup numbers 1-18 were adopted in 1984 by the International Union of Pure and Applied Chemistry. The names of elements 112-118 are the Latin equivalents of those numbers.

Design Copyright © 1997 Michael Dajani (michael.dajani@yahoo.com), <http://www.dajani.com/periodic/>