

1 La Composición de la Materia

- 1.1 Sustancias puras y mezclas; elementos y compuestos
- 1.2 La ley de conservación de la masa
- 1.3 Las leyes de las combinaciones químicas. Teoría atómica de Dalton
- 1.4 Determinación de masas atómicas y de fórmulas moleculares. El principio de Avogadro
- 1.5 El concepto de mol
- 1.6 Las fórmulas y ecuaciones químicas
- 1.7 Cálculos estequiométricos
- 1.8 Partículas subatómicas con carga: el electrón y el protón
- 1.9 La estructura del átomo: los modelos de Thomson y de Rutherford
- 1.10 El núcleo atómico: nucleones, número atómico, número másico e isótopos

1.1 Sustancias puras y mezclas; elementos y compuestos

La definición moderna de elemento. Fue formulada por **Boyle** (1627–1691), que pensaba que la química debe basarse en el experimento y que “sólo el análisis permite conocer los verdaderos elementos”:

- Un *elemento* es una sustancia indescomponible (*en un proceso químico*).
- Un *compuesto* es la sustancia que puede descomponerse en elementos.

Las *sustancias puras* (elementos y compuestos) tienen una composición fija mientras que las *mezclas* la tienen variable. Una mezcla es una combinación física o conjunto de dos o más sustancias.

Los primeros descubrimientos de sustancias gaseosas. **Jean Rey** (1583–1645) descubre, al estudiar combustiones y calcinaciones, que el aire puede participar en reacciones químicas. **J. Black** (1728–1799) descubre el dióxido de carbono (“aire fijo”). **Henri Cavendish** (1731–1810) descubre el hidrógeno (“aire inflamable”) y que éste explota en presencia de aire para producir agua. **J. Priestley** (1733–1804) descubre que el aire está formado de “aire nitroso” (nitrógeno) y de “aire del fuego” (oxígeno), luego *el aire es una mezcla de gases*. **Lavoisier** (1740–1794) descubre que es el “aire respirable” (oxígeno) el que, junto al hidrógeno, compone el agua. *El agua es un compuesto de hidrógeno y oxígeno*.

El nacimiento de la química moderna. El 1 de noviembre de 1772, Lavoisier remite a la Academia Real de Ciencias una comunicación en la que prueba que toda combustión al aire da una combinación con el oxígeno (teoría de la oxidación).

1.2 La ley de conservación de la masa

Lavoisier formuló la *Ley de la conservación de la masa*: “Durante un cambio químico no se producen cambios (*observables*) de masa”.

1.3 Las leyes de las combinaciones químicas. Teoría atómica de Dalton

Durante el siglo XIX, los químicos buscan relaciones cuantitativas entre los elementos de las combinaciones químicas, y descubren las *leyes ponderales* (que dieron origen a la teoría atómica de Dalton) y las *leyes volumétricas* (que apoyaron la existencia de moléculas).

Las leyes ponderales. *Ley de las proporciones definidas* [1801 **Proust** (1754–1826)]. “En un compuesto dado, los elementos constituyentes se combinan siempre en las mismas proporciones, prescindiendo del origen y del modo de preparación del compuesto”.

Ley de las proporciones múltiples [1804 **Dalton** (1766–1844)]. “Si dos elementos forman más de un compuesto, los diferentes pesos de uno de ellos que se combinan con el mismo peso del otro, están en una razón de números enteros y pequeños”.

Ley de las proporciones equivalentes [Richter (1762–1807)]. “Los pesos de dos elementos que reaccionan con un peso fijo de un tercer elemento, reaccionan entre sí según una relación de números enteros de dichos pesos”.

La teoría atómica de Dalton [1808]. “Cada elemento se compone de un número dado de partículas (átomos) iguales, indivisibles e inmutables, cuya masa es característica para el elemento dado. Los compuestos están formados por un número fijo de átomos de cada uno de los elementos constituyentes”.

1.4 Determinación de masas atómicas y de fórmulas moleculares. El principio de Avogadro

El análisis químico permite determinar las **masas equivalentes** de los elementos (masa de una sustancia que reaccionaría con 1 gramo de hidrógeno). Las masas atómicas (relativas) pueden determinarse sin se conocen previamente las fórmulas químicas de las sustancias, pero para determinar las fórmulas es preciso conocer las masas. El útil más decisivo en la determinación de masas atómicas fue el principio de Avogadro, formulado en base a la ley de volúmenes de las gases reaccionantes de Gay-Lussac.

Ley de volúmenes de los gases reaccionantes [1809 Gay-Lussac (1778–1850)]. “Cuando dos gases se combinan, existe una relación simple entre su volumen medido en las mismas condiciones de presión y temperatura. Si la combinación obtenida es también gaseosa, su volumen está también en relación simple con la de los reaccionantes”.

Principio de Avogadro [1811 Avogadro (1776–1856)]. “Volúmenes iguales de gases diferentes en iguales condiciones de presión y temperatura contienen igual número de partículas del gas”, a las que Avogadro llamaba *moléculas*. Avogadro supuso que había elementos cuyas partículas estaban formadas por más de un átomo.

Otros datos experimentales que permiten determinar masas atómicas. En 1819, **Dulong y Petit** miden la capacidad calorífica de varios metales y proponen que la capacidad calorífica específica de un metal multiplicada por su masa atómica relativa es aproximadamente igual a 6 cal/g °C. La tabla periódica de **Mendeleev** (1869) permitió solventar algunas dudas sobre la masa atómica de algunos elementos.

Actualmente, la determinación precisa de masas de átomos y de moléculas puede realizarse con un espectrómetro de masas (figura 1.1). La medida de propiedades coligativas como la presión osmótica o el descenso de presión de vapor (ver tema 9) permite también determinar la masa molecular de una sustancia en disolución. La tabla 1.1 compara las características de los dos tipos de técnicas.

Figura 1.1. Espectrómetro de masas. Las moléculas de gas a baja presión se ionizan mediante un haz de electrones y se aceleran en un campo eléctrico. Después, un campo magnético curva las trayectorias del haz de iones. Las partículas más ligeras se desvían más y las más pesadas, menos. El punto donde una partícula alcanza al detector permite calcular su masa.

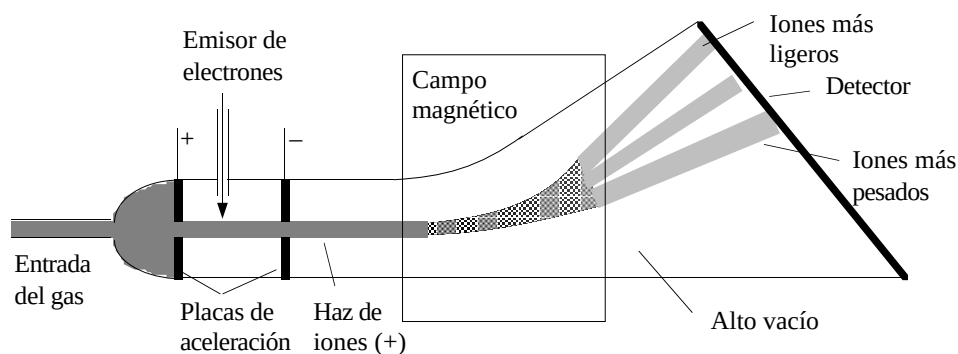


Tabla 1.1. Características de la determinación de masas moleculares

<u>Espectrómetro de masas</u>	<u>Técnicas basadas en las propiedades coligativas</u>
Se determinan masas absolutas	Se determinan masas relativas
Se determinan masas de partículas individuales	Se determina masas promedio de las partículas de la muestra
Precisión muy elevada (errores a veces menores de 0,00001%)	Precisión media-baja (errores típicos de 1–5%)
La experiencia se realiza en condiciones drásticas de p y T	La experiencia se realiza en condiciones suaves de p y T
La fragmentación de la molécula informa de su estructura	No aportan más información estructural
Puede no observarse el pico molecular sino sólo de fragmentos	Masa molecular de la sustancia en disolución, no pura
Aparatos de elevado coste y delicado mantenimiento	Aparatos de bajo coste y poco mantenimiento

1.5 El concepto de mol

Entidad elemental y unidad fórmula. Una *unidad fórmula* se refiere a un grupo de partículas coincidente con una fórmula. Así, la unidad fórmula NaCl (que no es una molécula) está formada por un catión Na^+ y un anión Cl^- . Una *entidad elemental* se utiliza por conveniencia para referirse tanto a una partícula (átomo, molécula, ión, etc.), como a una unidad fórmula.

Cantidad de sustancia (n). Es una magnitud relacionada con el número específico de entidades elementales (átomos, moléculas, iones, electrones, grupos especificados de partículas, etc.) contenidas en la sustancia dada. Su unidad es el *mol*. Un mol es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 0,012 kg de carbono-12. Cuando se usa esta magnitud, debe de especificarse la entidad a la que se refiere. La *constante de Avogadro* (N_A) relaciona el número de entidades y la cantidad de sustancia que las contiene, y su valor experimental es $6,022 \cdot 10^{23}$ (entidades) mol^{-1} .

Masa atómica, molecular, etc. Es la masa de la entidad considerada. La unidad del sistema internacional es el kilogramo; una unidad especial de masa ampliamente empleada en química es la *unidad de masa atómica unificada* (u), que es igual a la doceava parte de la masa de un átomo de carbono-12. La *constante de masa atómica* (m_u) es igual a la doceava parte de la masa de un átomo de carbono-12 y su valor experimental en unidades del SI es: $m_u = 1 \text{ u} = 1,661 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.

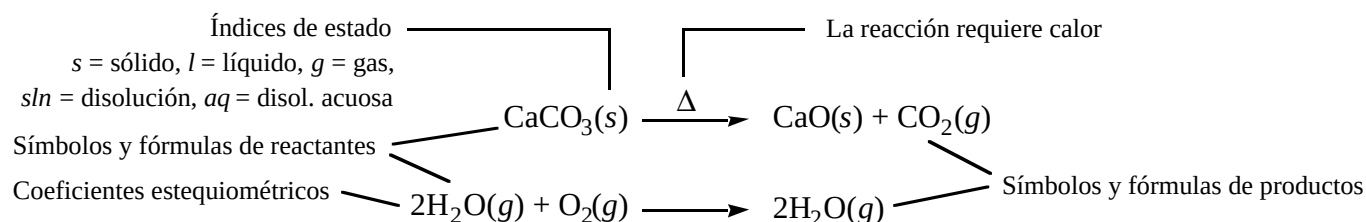
Masa molar (M). Es la relación entre la masa y la cantidad de sustancia para una sustancia química. $M = m/n$. La unidad en el sistema internacional es kg/mol , aunque la más empleada es g/mol .

Masa relativa (M_r). La *masa atómica, molecular o fórmula relativa o masa molar relativa* es la relación entre la masa del átomo, molécula o fórmula y la doceava parte de la masa de un átomo de carbono-12. $M_r = m/m_u$. Es una magnitud adimensional, por lo que no tiene unidades. Se le conoce también con el nombre menos apropiado de peso atómico, molecular o fórmula.

1.6 Las fórmulas y ecuaciones químicas

Fórmulas químicas. Cada elemento tiene un *símbolo químico*. Cada compuesto tiene una *fórmula química*. Existen diversos tipos de fórmulas. La fórmula *empírica* muestra la relación estequiométrica entre los distintos átomos constituyentes, mientras que la fórmula *molecular* muestra el número de átomos de cada tipo que constituyen una molécula de la sustancia considerada.

Ecuaciones químicas. Las *ecuaciones químicas* se emplean para describir las reacciones químicas. Una ecuación química está ajustada cuando el número de átomos de cada elemento que aparece a cada lado de la flecha es el mismo.



1.7 Cálculos estequiométricos

Problemas 1.9 a 1.34.

1.8 Partículas subatómicas con carga: el electrón y el protón

En 1800, **Nicolson** y **Carlisle** obtienen H_2 y O_2 por electrolisis del agua, lo que hace pensar en que hay alguna relación entre materia y electricidad. En 1832, **Faraday** demuestra que hay una relación entre la cantidad de electricidad usada y la cantidad de sustancia (n) obtenida en una electrolisis. Por ello, en 1874, **Stoney** sugiere que las unidades de carga eléctrica están asociadas con los átomos.

El descubrimiento del electrón. En 1897, **Thomson** estudia la conductividad de los gases a bajas

presiones. Al aplicar un alto voltaje observó unos rayos que llamó catódicos (figura 1.2) y que están constituidos por partículas de carga negativa, que recibieron el nombre de *electrones*. Midiendo la desviación que un campo eléctrico producía en su trayectoria, Thomson calculó una relación masa/carga, m_e/q_e , igual a $5,6857 \cdot 10^{-12} \text{ kg/C}$.

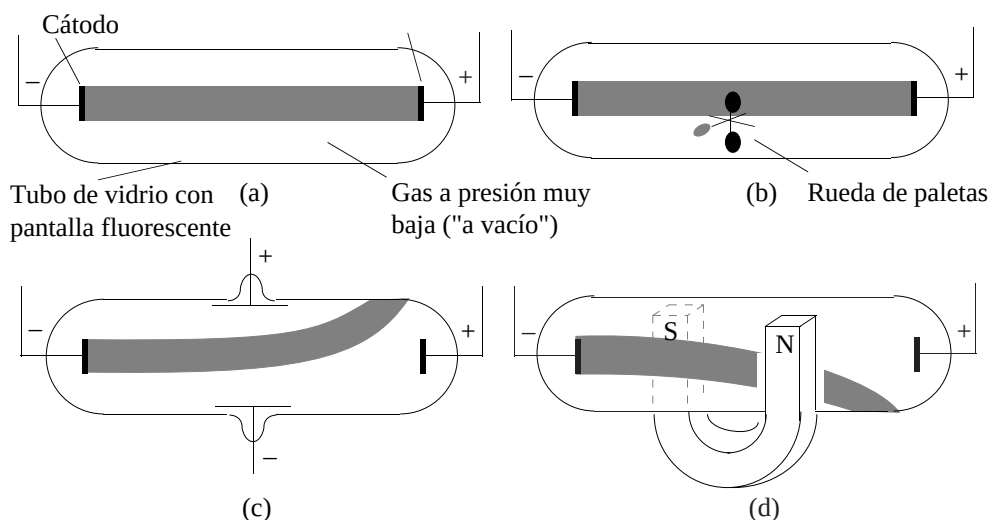
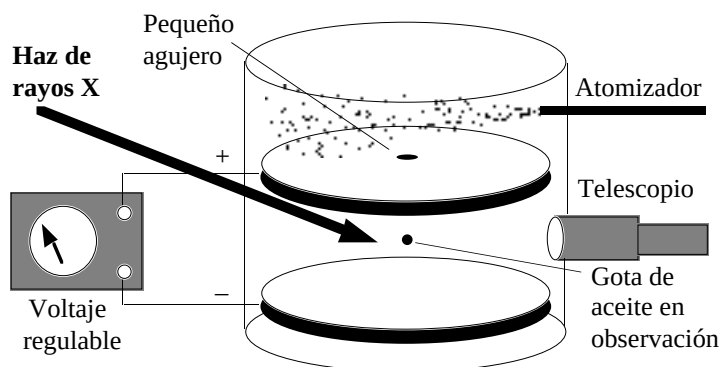


Figura 1.2. Tubos de rayos catódicos. (a) Al aplicar alto voltaje entre los electrodos, hay flujo de corriente y se desprenden rayos en el cátodo (electrodo $-$) que se dirigen en línea recta al ánodo (electrodo $+$). El experimento (b) indica que los rayos catódicos tienen masa ya que son capaces de hacer girar una pequeña paleta de ruedas que se coloca en su trayectoria; además tienen carga negativa pues son desviados por la aplicación de un campo eléctrico (c) o magnético (d).

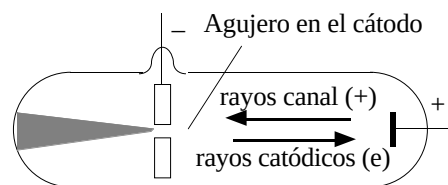
En 1909, **Millikan** observa que la carga adquirida por una gota de aceite al ser irradiada con rayos X (figura 1.3) era siempre múltiplo de una cantidad que supuso que era la unidad elemental de carga asociada a un electrón. Obtiene una carga $q_e = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$, por lo que su masa es $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$.

Figura 1.3. Experimento de la gota de aceite de Millikan. Se producen pequeñas gotas de aceite con un atomizador. Algunas caen a través del pequeño orificio de la placa superior. Las gotas se cargan negativamente al ser irradiadas con rayos X. La fuerza gravitacional hace descender la gota. La fuerza eléctrica hace ascender la gota cargada negativamente, huyendo de la placa negativa y acercándose a la positiva. Variando el voltaje, se puede conseguir que la gota permanezca inmóvil, cuando ambas fuerzas se equilibren. Si se conoce el voltaje y la masa de la gota, se puede calcular su carga.



Descubrimiento del protón. En 1886, **Goldstein**, trabajando con los rayos catódicos, observó otros rayos que escapaban del ánodo y que llamó rayos canales (figura 1.4). Los rayos canales están constituidos por protones cuando el gas residual es el hidrógeno. La relación m_p/q_p es $1,04 \cdot 10^{-8} \text{ kg/C}$. Suponiendo la misma carga para el protón que para el electrón, $m_p = 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ (1835 veces la del electrón).

Figura 1.4. Tubo con el que se descubrieron los rayos canal. Es un tubo de rayos catódicos con el cátodo agujereado. A través del orificio se escapan los rayos canal huyendo del ánodo. Su carga es positiva. Su relación m/q es mucho mayor que la de los rayos catódicos y depende del gas residual. El hidrógeno da la relación m/q más pequeña. Goldstein propuso que los rayos canal son iones positivos originados por el choque de los rayos catódicos con los átomos del gas residual.



1.9 La estructura del átomo: los modelos de Thomson y de Rutherford

En 1898, **Thomson** propone un modelo de átomo compuesto de una esfera de carga positiva, que contiene la mayor parte de la masa, en la que están embebidos los pequeños y livianos electrones.

En 1911, **Rutherford**, **Geiger** y **Marsden** estudian las trayectorias de las partículas α disparadas contra láminas de diferentes materiales (figura 1.5). Los resultados son incompatibles con el modelo de Thomson. Rutherford propone un modelo de átomo caracterizado por la existencia de un núcleo central

con una carga positiva idéntica a la negativa de los electrones, que están fuera del núcleo, y que contiene el 99,9% de la masa total del átomo en sólo el 0,01% de su diámetro ($d \approx 10^{-6}$ toneladas/cm³). Este modelo es coherente con los resultados experimentales (figura 1.6).

Figura 1.5. Dispositivo experimental de Rutherford para la medida de la dispersión de partículas α , mediante láminas metálicas muy delgadas. La fuente de partículas α es el polonio radiactivo colocado en el interior de un bloque de plomo, que sirve para proteger de las radiaciones y para seleccionar un haz de partículas. La lámina de oro que se utilizó tenía un espesor de 0,00006 cm. La mayoría de las partículas pasaban con poca o ninguna desviación, a. Unas pocas se desviaban ángulos grandes, b, y, ocasionalmente, alguna partícula era despedida por la lámina, c.

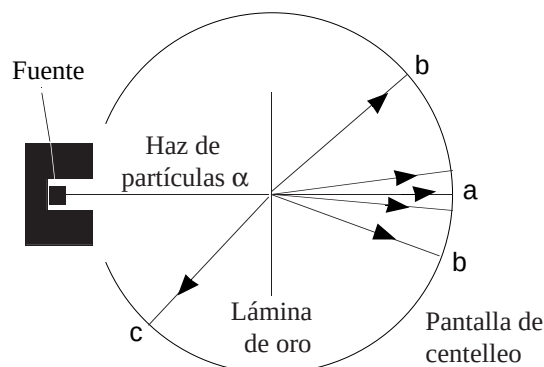
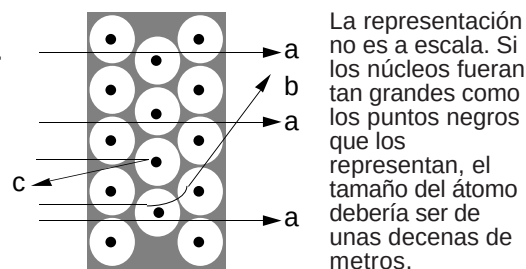


Figura 1.6. Interpretación del experimento de Rutherford. La mayor parte del espacio de un átomo está casi "vacío" ya que sólo está ocupado por livianos electrones. Toda la carga positiva del átomo y casi toda su masa se encuentra en su centro, en un núcleo muy denso y pequeño. La mayoría de las partículas α con carga positiva (a) atraviesan el átomo por el espacio desocupado sin experimentar desviaciones. Algunas (b) se acercan a los núcleos y se desvían al ser repelidas por su carga positiva. Sólo unas pocas llegan a acertar (c) en un núcleo y salen despedidas hacia atrás.



1.10 El núcleo atómico: nucleones, número atómico, número másico e isótopos

Descubrimiento del neutrón. En 1932, **Chadwick** descubre el neutrón al bombardear berilio con partículas de α alta energía (ver tema 2). El neutrón no tiene carga y su masa es $m_n = 1,675 \cdot 10^{-27}$ kg.

Nucleones. El núcleo atómico está constituido por protones y neutrones, que por ello se llaman *nucleones*. El *número atómico* (Z) de un átomo es el número de protones (que es igual al de electrones en el átomo neutro) y el *número neutrónico* (N) es el de neutrones. Cada elemento se diferencia del resto por su número atómico. El *número másico* (A) de un átomo es el número de nucleones, $A = Z + N$.

Isótopos. Un elemento puede contener núcleos de diferente número másico, es decir, puede contener diferentes *isótopos* de diferente masa atómica (ver tabla 1.2). En un elemento natural, la *abundancia isotópica relativa* de los distintos isótopos en la naturaleza suele ser casi constante y recibe el nombre de *abundancia isotópica natural*. Lo que se llama normalmente masa atómica de un elemento, es una *masa atómica promedio* de las masas de sus isótopos naturales en relación a su abundancia relativa. Un espectrómetro de masas da *masas isotópicas*, mientras que otras técnicas dan masas atómicas promedio.

Tabla 1.2. Algunos elementos con varios isótopos

<u>Nombre</u>	<u>Símbolo</u>	<u>Número atómico (Z)</u>	<u>Número neutrónico (N)</u>	<u>Número másico (A)</u>	<u>Masa</u>	<u>Abundancia, %</u>
Hidrógeno-1	¹ H	1	0	1	$1,674 \cdot 10^{-24}$ g, 1,008 u	99,985
Deuterio	² H o D	1	1	2	$3,344 \cdot 10^{-24}$ g, 2,014 u	0,015
Tritio	³ H o T	1	2	3	$1,674 \cdot 10^{-24}$ g, 3,016 u	muy inestable
Carbono-12	¹² C	6	6	12	$1,9926 \cdot 10^{-23}$ g, 12 u exactas	98,90
Carbono-13	¹³ C	6	7	13	$2,159 \cdot 10^{-23}$ g, 13,00 u	1,10
Cloro-35	³⁵ Cl	17	18	35	$5,807 \cdot 10^{-23}$ g, 34,97 u	75,77
Cloro-37	³⁷ Cl	17	20	37	$6,138 \cdot 10^{-23}$ g, 36,97 u	24,23
Uranio-235	²³⁵ U	92	143	235	$3,902 \cdot 10^{-22}$ g, 235,0 u	0,72
Uranio-238	²³⁸ U	92	146	238	$3,953 \cdot 10^{-22}$ g, 238,05 u	99,27

Bibliografía

Atkins, págs. 1–10, 42–67 y 82–85, 118–131; Dickerson, págs. 1–48; Masterton, págs. 13–14, 30–46 y 57–84; Russell, págs. 1–37, 44–70 y 105–116; Whitten, págs. 1–12 y 34–99

Bibliografía complementaria

- 1 S. Weinberg, “Partículas subatómicas”, Prensa Científica, **1985**, 206 páginas, ISBN 84-7593-015-8.
- 2 S. Hawking, “Una breve historia del tiempo”, **1989**.

Seminarios

- 1.1 Cuando el mármol se calienta fuertemente, se descompone en un nuevo sólido y en un gas. ¿Es el mármol un elemento o un compuesto?
- 1.2 ¿Cuál fue la aportación más significativa de Lavoisier a la química?
- 1.3 Enuncia y pon un ejemplo que ilustre cada una de las leyes ponderales y volumétricas.
- 1.4 El boro se encuentra en la naturaleza como una mezcla de boro-10 y boro-11. Su masa relativa promedio puede variar entre 10,82 y 10,84, dependiendo del lugar de origen de la muestra de boro. ¿Cumple el boro la ley de las proporciones definidas?
- 1.5 El sulfuro de cobre forma parte de una familia de compuestos llamados no estequiométricos ó bertóolidos [en honor de Berthollet (1748–1822)], que se caracterizan por tener una composición variable. Así el sulfuro de cobre puede tener una fórmula empírica comprendida entre $\text{Cu}_{1,7}\text{S}$ y Cu_2S . ¿Cumple este compuesto la ley de las proporciones definidas?
- 1.6 Describe los elementos básicos de la teoría atómica de Dalton. ¿Cuáles no concuerdan con la concepción moderna del átomo?
- 1.7 Cuando dices que un mol de cualquier gas ocupa el mismo volumen, si las condiciones de presión y temperatura son idénticas, ¿qué principio estás utilizando?
- 1.8 Define: molécula, sustancia, elemento, unidad de masa atómica, masa atómica, masa molar, masa molar relativa.
- 1.9 Deduce el valor de la *constante de masa atómica* a partir del valor de la *constante de Avogadro*.
- 1.10 Describe un espectrómetro de masas.
- 1.11 ¿Cuántos picos se observarán en un espectrómetro de masas cuando se introduce hidrógeno natural?
- 1.12 En espectrometría de masas, es habitual hacer la aproximación de que la masa de un catión es igual que la del átomo original. ¿Cuál es la diferencia entre la masa del catión de hidrógeno y la del átomo de hidrógeno, expresada como porcentaje de la masa atómica?
- 1.13 ¿Cuál es la naturaleza de los rayos catódicos? ¿y de los rayos canal? ¿Cómo y por qué los rayos canal cambian su carácter cuando se cambia el gas en el interior de un tubo de descarga?
- 1.14 Di cuántos protones, neutrones y electrones hay en el:
a) nitrógeno-14; b) nitrógeno-15; c) tántalo-179; d) uranio-234; e) sodio-23 monopositivo; f) oxígeno-16 dinegativo.
- 1.15 ¿Cuáles de los siguientes pares son isótopos?:
a) $^2\text{H}^+$ y ^3H ; b) ^3He y ^4He ; c) ^{12}C y $^{14}\text{N}^+$; d) ^3H y $^4\text{He}^-$.
- 1.16 ¿Por qué el número másico A y la masa relativa de un átomo no son iguales?
- 1.17 Di si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:
a) Un ión -3 pesa más que el átomo del que procede.
b) La masa de un mol de H_2O es la masa de una molécula de agua.
c) En un mol de NaCl hay $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos.
d) La fórmula empírica del acetileno (C_2H_2) y del benceno (C_6H_6) es la misma.

Problemas

Las constantes y las masas atómicas relativas se pueden tomar de la cartulina de tablas suministrada.

moles, masa molar, constante de Avogadro

- 1.1 Se tienen 196 g de ácido fosfórico (H_3PO_4). Calcula:
- la cantidad de H_3PO_4 (en mol) que representan;
 - la cantidad de H, P y O (en mol);
 - el número de moléculas de H_3PO_4 y el de átomos de cada elemento.
- 1.2 a) ¿Cuántos moles hay en 31,43 g de Al_2O_3 ? ¿Cuántas moléculas? ($N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$).
b) ¿Cuántos moles hay en 15,25 g de Fe?
- 1.3 Para 1,0 g de AgCl, calcula el número de moles de :
a) unidades AgCl; b) iones Ag^+ ; c) iones Cl^- .
- 1.4 Da en unidades de masa atómica (u) y en gramos (g), la masa atómica del flúor (m_F), sabiendo que su masa relativa (M_r) es 19,0 ($N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$).
- 1.5 Calcula la masa molar de
a) 1,00 mol de peróxido de hidrógeno, H_2O_2 ;
b) 15,00 mol de ácido sulfúrico, H_2SO_4 ;
c) 0,375 mol de sulfato de sodio decahidratado; $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

principio de Avogadro

- 1.6 ¿Cuántos moles de Cl_2 hay en 250,0 l del gas medidos en condiciones normales? (En condiciones normales, $V_m = 22,4 \text{ l/mol}$)
- 1.7 a) ¿Cuál será el volumen en condiciones normales de 8,0 g de oxígeno? (En condiciones normales, $V_m = 22,4 \text{ l/mol}$)
b) ¿Cuál será la masa de 5,0 litros de oxígeno en condiciones normales?
- 1.8 Calcula la masa molar del SO_2 , sabiendo que 2,00 litros del mismo pesan 5,72 g en condiciones normales (en condiciones normales, $V_m = 22,4 \text{ l/mol}$).

composición elemental y fórmulas químicas

- 1.9 Calcula la composición elemental de cada uno de los siguientes compuestos:
a) KBr; b) $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$; c) HNO_3 .
- 1.10 Calcula:
a) el porcentaje de bromo en el KBr; b) la cantidad en peso de esta sal que contiene 250,0 g de bromo.
- 1.11 Una moneda de plata que pesa 5,82 g se disuelve en HNO_3 . Cuando se agrega NaCl toda la plata precipita como AgCl. Este precipitado pesa 7,20 g. Calcula, en porcentaje, la masa de plata en la moneda.
- 1.12 Para cierto compuesto se encuentra la siguiente composición: 87,5% de nitrógeno y 12,5% de hidrógeno.
a) ¿Cuál es su fórmula empírica?
b) Si su masa relativa es 32, ¿cuál es su fórmula molecular?
- 1.13 El análisis de un compuesto dio el siguiente resultado (% en peso): 56,50% de potasio, 8,69% de carbono y 34,81% de oxígeno. Calcula su fórmula empírica.
- 1.14 El análisis de un compuesto dio como resultado 18,0% de carbono, 2,3% de hidrógeno y 80,0% de cloro. Su masa relativa es 130 ± 5 . Calcula la fórmula empírica y la molecular.
- 1.15 Calcula la fórmula de un mineral cuyo análisis refleja la siguiente composición centesimal: 51,4% de SiO_2 ; 29,0% de Al_2O_3 ; 12,5% de CaO; 7,0% de Na_2O .
- 1.16 El perclorato de plomo de una disolución acuosa cristaliza en forma de hidrato, $\text{Pb}(\text{ClO}_4)_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$. Si los cristales contienen un 45% de plomo, ¿cuál es el valor de x en la fórmula?
- 1.17 Un compuesto contiene C, H y S. En la combustión de una muestra de 0,0116 g se producen 0,0226 g de CO_2 . En otra reacción, 0,223 g de dicho compuesto dieron 0,576 g de BaSO_4 , que corresponden a su contenido en azufre. Calcula su fórmula empírica.
- 1.18 Se disuelven 0,852 g de una aleación Al-Cu en ácido nítrico. El líquido se evapora a sequedad y la

Supón que la gasolina está formada exclusivamente por octano (C_8H_{14}).

isótopos, partículas elementales

- 1.35 El cobre contiene dos isótopos: 69,09% de cobre-63 ($M_r = 62,9298$) y 30,91% de cobre-65 ($M_r = 64,9278$) ¿Cuál es la masa relativa (M_r) promedio del cobre?
- 1.36 El carbono contiene dos isótopos: 98,89% de carbono-12 (su M_r es exactamente 12) y 1,11% de carbono-13 ($M_r = 13,003$) ¿Cuál es la masa relativa (M_r) promedio del carbono?
- 1.37 Estima la masa total de electrones en tu cuerpo ($m_e = 9,1094 \cdot 10^{-28}$ g), suponiendo que eres principalmente agua ($N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$).

Soluciones a los seminarios

- 1.1 Al ser una sustancia descomponible, se trata de un compuesto.
- 1.2 Ver teoría.
- 1.3 Ver teoría.
- 1.4 No la cumple.
- 1.5 No la cumple.
- 1.6 Los átomos no son indivisibles. Átomos de distinta masa pueden componer el mismo elemento. Algunos compuestos no están formados por un número fijo de átomos de cada elemento constituyente (ver 1.5).
- 1.7 Principio de Avogadro.
- 1.8 Ver teoría.
- 1.10 Ver teoría.
- 1.11 Dos picos (1H y 2H).
- 1.12 0,055%.
- 1.13 Ver teoría.
- 1.14 Protones, neutrones, electrones: a) 7, 7, 7; b) 7, 8, 7; c) 73, 106, 73; d) 92, 92, 142; e) 11, 12, 10; f) 8, 8, 10.
- 1.15 a) y b).
- 1.16 Se trata de dos conceptos diferentes. El número másico (Z) es, por definición, un número *entero* igual al número total de nucleones, mientras que la masa relativa es un número decimal igual a la relación entre la masa de la partícula considerada y la doceava parte de la masa de un átomo de carbono-12. Sin embargo, existe una relación *accidental*, y es que, como la masa relativa del protón y del neutrón son cercanas a la unidad y la del electrón es muy pequeña, el valor de la masa relativa de un átomo es cercano al valor de su número másico.
- 1.17 a) Verdadera; b) falsa; c) falsa, hay $6,02 \cdot 10^{23}$ unidades NaCl, es decir $2 \times 6,02 \cdot 10^{23}$ átomos; d) verdadera.

Soluciones a los problemas

- 1.1 a) $n(H_3PO_4) = 2,00 \text{ mol}$;
b) $n(H) = 6,00 \text{ mol}$, $n(P) = 2,00 \text{ mol}$ y $n(O) = 8,00 \text{ mol}$.
- 1.2 a) $n = 0,3083 \text{ mol}$, $N = 1,856 \cdot 10^{23}$ moléculas;
b) $n = 0,2730 \text{ mol}$.
- 1.3 a) $7,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$; b) $7,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$; c) $7,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.
- 1.4 $m_F = 19,0 \text{ u} = 3,16 \cdot 10^{-23} \text{ g}$.
- 1.5 a) $M = 34,0 \text{ g mol}^{-1}$; b) $M = 98,08 \text{ g mol}^{-1}$;
c) $M = 322,2 \text{ g mol}^{-1}$.
- 1.6 $n = 11,16 \text{ mol}$.
- 1.7 a) $V = 5,6 \text{ l}$; b) $m = 7,1 \text{ g}$.
- 1.8 $M = 64,1 \text{ g mol}^{-1}$.
- 1.9 a) 32,9%(K) 67,1%(Br); b) 84,4%(C) 15,6%(H);
c) 1,6%(H) 22,2%(N) 76,2%(O).
- 1.10 a) 67,15 %; b) 372,3 g.
- 1.11 93,1%.
- 1.12 a) NH_2 ; b) N_2H_4 .
- 1.13 K_2CO_3 .
- 1.14 $C_2H_3Cl_3$.
- 1.15 $Al_{10}Ca_4Na_4Si_{15}O_{51}$.
- 1.16 $x = 3$.
- 1.17 $C_4H_{10}S$.
- 1.18 23,2% de aluminio, 76,8% de cobre.
- 1.19 999,3 kg.
- 1.20 40,0%, 833 g.
- 1.21 a) $m(O_2) = 267 \text{ g}$; b) $m(CO_2) = 367 \text{ g}$, $v(CO_2) = 187 \text{ l}$.
- 1.22 $m(O_2) = 235 \text{ g}$.
- 1.23 $m(KI) = 69,2 \text{ g}$, $m(KIO_3) = 17,8 \text{ g}$, $m(HNO_3) = 31,5 \text{ g}$,
 $m(KNO_3) = 50,5 \text{ g}$.
- 1.24 $m(Sb_2S_3) = 505 \text{ g}$.
- 1.25 a) $v(O_2, CN) = 30,0 \text{ l}$; b) $v(SO_2, CN) = 20,0 \text{ l}$.
- 1.26 15 g de H_3PO_3 .
- 1.27 44,9 g de $NaNO_2$ y 0,3 g de impurezas.
- 1.28 a) 30,4 g de Cr; b) 22,2 g de Cr.
- 1.29 81,2%.
- 1.30 13,6%.
- 1.31 80,0 g de NH_3 .
- 1.32 10 g de $Ca_3(PO_4)_2$.
- 1.33 24,1%
- 1.34 23,0% de octano, 77,0% de oxígeno.
- 1.35 $M_r = 63,547$.
- 1.36 $M_r = 12,01$.
- 1.37 0,03% de la masa del cuerpo.