1. La Composición de la Materia
   1. Sustancias puras y mezclas; elementos y compuestos
   2. La ley de conservación de la masa
   3. Las leyes de las combinaciones químicas. Teoría atómica de Dalton
   4. Determinación de masas atómicas y de fórmulas moleculares. El principio de Avogadro
   5. El concepto de mol
   6. Las fórmulas y ecuaciones químicas
   7. Cálculos estequiométricos
   8. Partículas subatómicas con carga: el electrón y el protón
   9. La estructura del átomo: los modelos de Thomson y de Rutherford
   10. El núcleo atómico: nucleones, número atómico, número másico e isótopos

# 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).

# 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”.

# 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”.

# 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.

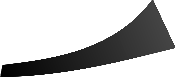
***Ley de volúmenes de los gases reaccionantes*** [1809 **Gay-Lussac** (1778–1850)]. “Cuando dos gases se combinan, existe una relación simple entre su volumen medido en las mismas condiciones de presión y temperatura. Si la combinación obtenida es también gaseosa, su volumen está también en relación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

Emisor de electrones

+ –

Campo magnético

Iones más ligeros

Detector

Iones más pesados

más y las más pesadas, menos. El

punto donde una partícula alcanza al detector permite calcular su masa.

Entrada

del gas

Placas de aceleración

Haz de iones (+)

Alto vacío

***Tabla 1.1. Características de la determinación de masas moleculares***

***Espectrómetro de masas Técnicas basadas en las propiedades coligativas***

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

# 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 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 espe-

cificarse 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 1023 (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 u 1,661 10–27 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.

# 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.

Índices de estado

*s* = sólido, *l* = líquido, *g* = gas,

*sln* = disolución, *aq* = disol. acuosa Símbolos y fórmulas de reactantes

CaCO3(*s*)  

La reacción requiere calor

CaO(*s*) + CO2(*g*)

Coeficientes estequiométricos

2H O(*g*) + O (*g*) 2H O(*g*)

Símbolos y fórmulas de productos

2 2 2

# Cálculos estequiométricos

Problemas 1.9 a 1.34.

# Partículas subatómicas con carga: el electrón y el protón

En 1800, **Nicolson** y **Carlisle** obtienen H2 y O2 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 10–12 kg/C.



–

+

Cátodo



–

+

Tubo de vidrio con pantalla fluorescente



+

–

+

–

(a)

(c)

Gas a presión muy baja ("a vacío")

(b) Rueda de paletas



–

N

+

S

(d)

**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 carg 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 10–19 C, por lo que su masa es *m*e = 9,11 10–31 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.

**Haz de rayos X**

Voltaje regulable

Pequeño agujero

+



–

Atomizador

Telescopio

Gota de aceite en observación

***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 10–8 kg/C. Suponiendo la misma carga para el protón que para el electrón, *m*p = 1,673 10–27 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.



– Agujero en el cátodo

rayos canal (+)

+

rayos catódicos (e)

* 1. **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  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* 1 106 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, mediante láminas metálicas muy delgadas. La fuente de partículas  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

Fuente

b

Haz de

partículas  a

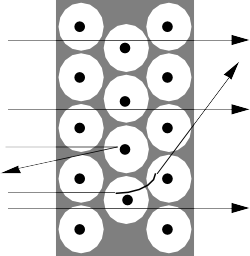
b

pasaban con poca o ninguna desviación, a. Unas pocas se desviaban ángulos grandes,b, y, ocasionalmente, alguna partícula era despedida por la lámina,c.

Lámina

c de oro

Pantalla de centelleo

**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 a

livianos electrones. Toda la carga positiva del átomo y casi toda su masa se b

encuentra en su centro, en un núcleo muy denso y pequeño. La mayoría de a

las partículas  con carga positiva (a) atraviesan el átomo por el espacio desocupado sin experimentar desviaciones. Algunas (b) se acercan a los c

núcleos y se desvían al ser repelidas por su carga positiva. Sólo unas pocas a

llegan a acertar (c) en un núcleo y salen despedidas hacia atrás.

La representación no es a escala. Si los núcleos fueran tan grandes como los puntos negros que los representan, el tamaño del átomo debería ser de unas decenas de metros.

# 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  alta energía (ver tema 2). El neutrón no tiene carga y su masa es *m*n = 1,675 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***

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| ***Número***  ***Nombre Símbolo atómico (Z)*** | ***Número***  ***neutrónico (N)*** | ***Número***  ***másico (A)*** | ***Masa*** | ***Abundancia, %*** |
| Hidrógeno–1 1H 1 | 0 | 1 | 1,674 10–24 g, 1,008 u | 99,985 |
| Deuterio 2H o D 1 | 1 | 2 | 3.344 10–24 g, 2,014 u | 0,015 |
| Tritio 3H o T 1 | 2 | 3 | 1,674 10–24 g, 3,016 u | muy inestable |
| Carbono–12 12C 6 | 6 | 12 | 1,9926 10–23 g, 12 u exactas | 98,90 |
| Carbono–13 13C 6 | 7 | 13 | 2,159 10–23 g, 13,00 u | 1,10 |
| Cloro–35 35Cl 17 | 18 | 35 | 5,807 10–23 g, 34,97 u | 75,77 |
| Cloro–37 37Cl 17 | 20 | 37 | 6,138 10–23 g, 36,97 u | 24,23 |
| Uranio–235 235U 92 | 143 | 235 | 3,902 10–22 g, 235,0 u | 0,72 |
| Uranio–238 238U 92 | 146 | 238 | 3,953 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. Cuando el mármol se calienta fuertemente, se descompone en un nuevo sólido y en un gas. ¿Es el mármol un elemento o un compuesto?
  2. ¿Cuál fue la aportación más significativa de Lavoisier a la química?
  3. Enuncia y pon un ejemplo que ilustre cada una de las leyes ponderales y volumétricas.
  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?
  5. El sulfuro de cobre forma parte de una familia de compuestos llamados no estequiométricos ó bertólidos

[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 Cu1,7S y Cu2S. ¿Cumple este compuesto la ley de las proporciones definidas?

* 1. Describe los elementos básicos de la teoría atómica de Dalton. ¿Cuáles no concuerdan con la concepción moderna del átomo?
  2. 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?
  3. Define: molécula, sustancia, elemento, unidad de masa atómica, masa atómica, masa molar, masa molar relativa.
  4. Deduce el valor de la *constante de masa atómica* a partir del valor de la *constante de Avogadro*.
  5. Describe un espectrómetro de masas.
  6. ¿Cuántos picos se observarán en un espectrómetro de masas cuando se introduce hidrógeno natural?
  7. 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?
  8. ¿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?
  9. Di cuántos protones, neutrones y electrones hay en el:
     1. nitrógeno–14; b) nitrógeno–15; c) tántalo–179; d) uranio–234; e) sodio–23 monopositivo; f) oxígeno–16 dinegativo.
  10. ¿Cuáles de los siguientes pares son isótopos?:
      1. 2H+ y 3H; b) 3He y 4He; c) 12C y 14N+; d) 3H y 4He–.
  11. ¿Por qué el número másico A y la masa relativa de un átomo no son iguales?
  12. Di si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:
      1. Un ión –3 pesa más que el átomo del que procede.
      2. La masa de un mol de H2O es la masa de una molécula de agua.
      3. En un mol de NaCl hay 6,02 1023 átomos.
      4. La fórmula empírica del acetileno (C2H2) y del benceno (C6H6) 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. Se tienen 196 g de ácido fosfórico (H3PO4). Calcula:
     1. la cantidad de H3PO4 (en mol) que representan;
     2. la cantidad de H, P y O (en mol);
     3. el número de moléculas de H3PO4 y el de átomos de cada elemento.
  2. a) ¿Cuántos moles hay en 31,43 g de Al2O3? ¿Cuántas moléculas? (*N*A = 6,022 1023 mol–1).

b) ¿Cuántos moles hay en 15,25 g de Fe?

* 1. Para 1,0 g de AgCl, calcula el número de moles de : a)unidades AgCl; b) iones Ag+; c) iones Cl–.
  2. 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 1023 mol–1).
  3. Calcula la masa molar de
     1. 1,00 mol de peróxido de hidrógeno, H2O2;
     2. 15,00 mol de ácido sulfúrico, H2SO4;
     3. 0,375 mol de sulfato de sodio decahidratado; Na2SO .10H O.

4 2

**principio de Avogadro**

* 1. ¿Cuántos moles de Cl2 hay en 250,0 l del gas medidos en condiciones normales? (En condiciones normales, *V*m = 22, 4 l/mol)
  2. a) ¿Cuál será el volumen en condiciones normales de 8,0 g de oxígeno? (En condiciones normales,

*V*m = 22, 4 l/mol)

b) ¿Cuál será la masa de 5,0 litros de oxígeno en condiciones normales?

* 1. Calcula la masa molar del SO2, sabiendo que 2,00 litros del mismo pesan 5,72 g en condiciones normales (en condiciones normales, *V*m = 22, 4 l/mol).

**composición elemental y fórmulas químicas**

* 1. Calcula la composición elemental de cada uno de los siguientes compuestos:
     1. KBr; b) C10H22; c) HNO3.
  2. Calcula:
     1. el porcentaje de bromo en el KBr; b) la cantidad en peso de esta sal que contiene 250,0 g de bromo.
  3. Una moneda de plata que pesa 5,82 g se disuelve en HNO3. Cuando se agrega NaCl toda la plata preci- pita como AgCl. Este precipitado pesa 7,20 g. Calcula, en porcentaje, la masa de plata en la moneda.
  4. Para cierto compuesto se encuentra la siguiente composición: 87,5% de nitrógeno y 12,5% de hidrógeno.
     1. ¿Cuál es su fórmula empírica?.
     2. Si su masa relativa es 32, ¿cuál es su fórmula molecular?.
  5. 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.
  6. 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.
  7. Calcula la fórmula de un mineral cuyo análisis refleja la siguiente composición centesimal: 51,4% de

SiO2; 29,0% de Al2O3; 12,5% de CaO; 7,0% de Na2O.

* 1. El perclorato de plomo de una disolución acuosa cristaliza en forma de hidrato, Pb(ClO ) .*x*H O. Si los

cristales contienen un 45% de plomo, ¿cuál es el valor de *x* en la fórmula?

4 2 2

* 1. Un compuesto contiene C, H y S. En la combustión de una muestra de 0,0116 g se producen 0,0226 g de CO2. En otra reacción, 0,223 g de dicho compuesto dieron 0,576 g de BaSO4, que corresponden a su contenido en azufre. Calcula su fórmula empírica.
  2. Se disuelven 0,852 g de una aleación Al–Cu en ácido nítrico. El líquido se evapora a sequedad y la

mezcla de nitratos se calcina. Se obtienen 1,566 g de una mezcla de óxido de aluminio y óxido de cobre(II). Calcula la composición de la aleación.

**cálculos estequiométricos en reacciones químicas**

* 1. ¿Qué cantidad de fósforo se podría obtener a partir de 5,000 kg de Ca3(PO4)2?
  2. Calcula el porcentaje de pérdida de peso que sufre FeCl36H2O cuando se transforma en sal anhidra.

¿Cuántos gramos de la sal hidratada deberán calentarse para obtener 500 g de sal anhidra?

* 1. Se queman 100 g de carbono para dar CO2. Calcula:
     1. la masa de oxígeno (O2) que se necesita;
     2. el volumen de CO2, medido en condiciones normales (CN), que se produce (el volumen molar, *V*m, en condiciones normales es 22,4 l mol–1).
  2. Según la ecuación 4NH3(*g*) + 5O2(*g*) 4NO(*g*) + 6H2O(*g*), ¿qué masa de O2, en gramos, se necesita para que reaccione con exactamente 100 g de NH3?.
  3. En la reacción 5KI + KIO3 + 6HNO3 6KNO3 + 3I2 + 3H2O, se producen 63,5 g de I2. Determina la masa necesaria de KI, KIO3 y HNO3 y la producida de KNO3.
  4. Se inyectan 1,00 102 l de H2S gaseoso, medido en condiciones normales, en una solución acuosa de

SbCl3. Calcula la masa de Sb2S3 precipitado.

* 1. Se quema H2S en O2 según la reacción 2H2S(*g*) + 3O2(*g*) 2H2O(*g*) + 2SO2(*g*). Determina:
     1. el volumen de O2, en condiciones normales (CN), necesario para quemar 20,0 l de H2S;
     2. el volumen de SO2 obtenido en condiciones normales.
  2. El tricloruro de fosforo reacciona con agua para formar ácido fosforoso y cloruro de hidrógeno:

PCl3(*l*) + 3H2O(*l*) H3PO3(*aq*) + 3HCl(*g*)

¿Cuánto ácido fosforoso se formará cuando se mezclan 25 g de tricloruro de fósforo con 15 g de agua?

**pureza de un reactivo, rendimiento de una reacción, reactivo limitante**

* 1. Calcula las masas de NaNO2 y de las impurezas presentes en 45,2 g de un nitrito de sodio del 99,4% de pureza.
  2. a) Calcula la masa de cromo presente en 150 g de un mineral de cromo que contiene 67,0% de cromita, FeCrO4, y 33,0% de impurezas en masa.

b) Si se recupera el 87,5% del cromo a partir de 125 g del mineral, ¿qué masa de cromo puro se obtiene?

* 1. Un compuesto de fórmula AH y masa molar 231 g/mol reacciona con otro de fórmula BOH y masa molar 125 g/mol para dar un compuesto AB. En una preparación de AB, reaccionaron 2,45 g de AH y se obtuvieron 2,91 g de AB. ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?
  2. El mesitileno, C9H12, se obtiene con bajo rendimiento a partir de la acetona, C3H6O, en presencia de ácido sulfúrico, 3 C3H6O C9H12 + 3H2O. Se obtienen 13,4 g de mesitileno a partir de 143 g de acetona, según esta reacción. Calcula el rendimiento de la reacción para el mesitileno.
  3. ¿Qué masa de NH3 se puede preparar a partir de 77,3 gramos de N2 y 14,2 gramos de H2?
  4. ¿Qué cantidad máxima de Ca3(PO4)2 se puede preparar a partir de 7,4 g de Ca(OH)2 y 9,8 g de H3PO4? 3Ca(OH)2 + 2H3PO4 Ca3(PO4)2 + 6H2O
  5. En el análisis de una muestra de grobertita se pesan 2,8166 g de mineral que se disuelven en HCl diluído. El líquido se diluye hasta 0,250 l. Se toman 0,050 l de este líquido, se añade amoníaco en exceso y se precipita con fosfato de sodio. El precipitado obtenido se filtra, lava, seca y calcina, en cuyo proceso el

fosfato de magnesio se transforma en difosfato de magnesio (Mg2P2O7), del que se obtienen 0,622 g. Calcula, en porcentaje, la masa de magnesio del mineral.

* 1. Halla la composición en masa de la mezcla de vapor de gasolina y aire que debe formarse en el carburador de un motor de explosión para que la combustión en dióxido de carbono y agua sea completa.

Supón que la gasolina está formada exclusivamente por octano (C8H14).

**isótopos, partículas elementales**

* 1. 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?
  2. 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?
  3. Estima la masa total de electrones en tu cuerpo (*m*e = 9,1094 10–28 g), suponiendo que eres

principalmente agua (*N*A = 6,022 1023 mol–1).

# Soluciones a los seminarios

* 1. Al ser una sustancia descomponible, se trata de un compuesto.
  2. Ver teoría.
  3. Ver teoría.
  4. No la cumple.
  5. No la cumple.
  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).
  7. Principio de Avogadro.
  8. Ver teoría.
  9. Ver teoría.
  10. 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. a) y b).
  2. 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 de la masa relativa de un átomo es cercano al valor de su número másico.
  3. a) Verdadera; b) falsa; c) falsa, hay 6,02 1023 unidades NaCl, es decir 26,02 1023 átomos; d) verdadera.

**\*\*\* Estas notas son tomadas del curso de química del profesor Ernesto de Jesús Alcañiz de la Universidad de Alcalá**