

Teoría atómico-molecular de la materia

La materia: clasificación, propiedades físicas y químicas. La composición de la materia

La Química es la rama de la ciencia relacionada con el estudio de la materia y los cambios que pueda experimentar.

El origen de la materia está en las estrellas ya que estas son la fuente de los elementos químicos. Por **materia** entendemos **todo aquello que tiene masa y ocupa espacio**. La materia no incluye la luz o conceptos abstractos como la belleza porque no ocupan espacio y no tienen masa.

Observamos que la materia es distinta y decimos que hay distintos tipos de materia o que hay distintos tipos de sustancias. El agua pura es un tipo de sustancia. Reconocemos **los distintos tipos de sustancias por sus propiedades distintas** o características.

Propiedades físicas y químicas de las sustancias

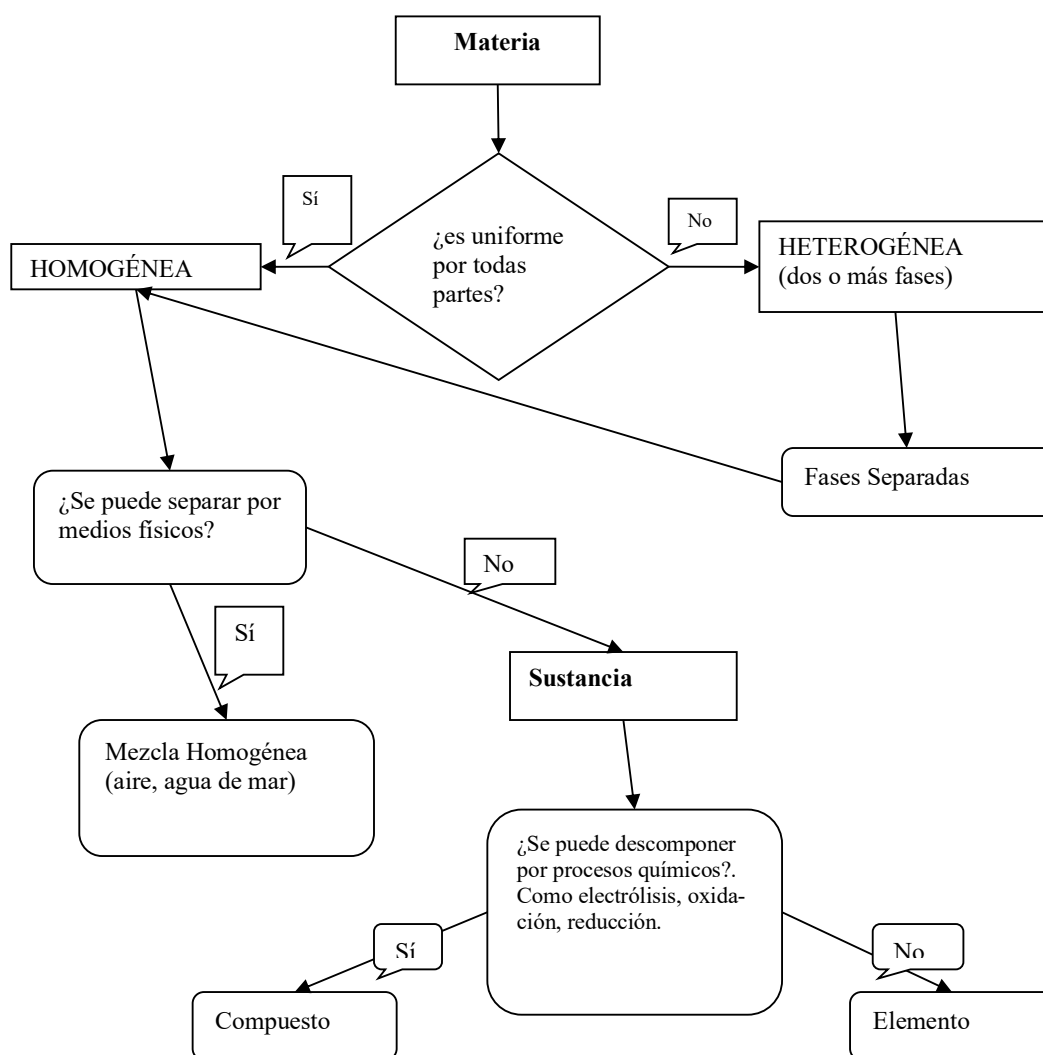
Propiedad física: *es una característica que observamos o medimos sin cambiar la identidad de la sustancia.* Por ejemplo, tres propiedades físicas del oro son: el color amarillo, conducir la electricidad y fundir a 1.063 °C.

Ejemplos de propiedades físicas: estado físico (sólido, líquido, gas y vapor que es mezcla de líquido y gas), cambio de estado que es el cambio desde un estado físico a otro estado (fusión y congelación, vaporización y condensación, sublimación y deposición)

Propiedad química: *es una característica que observamos o medimos sólo cambiando la identidad de la sustancia.* Por ejemplo, se observa que el gas natural, constituido por metano principalmente, arde para producir los compuestos dióxido de carbono y agua, acompañada de desprendimiento de energía. La propiedad química de combustión del metano, que es la reacción química con el oxígeno, se observa cambiando la identidad del metano y obteniendo nuevas sustancias.

Ejemplos de propiedades químicas: cambios químicos (formación de una sustancia a partir de otra como la extracción de metales, la producción de fibras sintéticas y fármacos).

Clasificación de la materia: La materia que observamos se considera formada por **mezclas y sustancias**.



Las **mezclas** son de composición variable y pueden separarse por técnicas físicas que se basan en propiedades físicas (la técnica filtración se basa en la propiedad solubilidad, la técnica cristalización en la propiedad solubilidad, la técnica destilación en la propiedad volatilidad, la técnica centrifugación en la propiedad densidad, y la técnica cromatografía en la facilidad para adsorber sobre una superficie). Se caracterizan porque durante el cambio de estado tienen temperatura variable.

Mezclas heterogéneas: Compuestas de dos o más componentes y de dos o más fases (mezcla de sal-arena, la leche bajo el microscopio es una mezcla de agregados de moléculas grasas flotando en el líquido).

Mezclas homogéneas: Compuestas de dos o más componentes y de fase simple. Por ejemplo, el aire compuesto de O_2 y N_2 , el agua de mar de agua y sales disueltas, el latón de cobre y cinc. En general, una disolución es una mezcla homogénea.

Las **sustancias** son de composición fija, no pueden separarse por técnicas físicas sino por técnicas químicas (electrólisis, oxidación, reducción). La **sustancia** es un tipo sencillo de materia como el agua (H_2O), el cloruro de sodio ($NaCl$), el hierro (Fe) y el cinc (Zn). Durante el cambio de estado físico las sustancias tienen la temperatura constante. Las sustancias se clasifican en elementos y compuestos.

Elementos: son las sustancias puras más sencillas y no pueden descomponerse usando técnicas químicas.

Compuestos: son combinaciones específicas de elementos que pueden descomponerse o separarse en elementos usando técnicas químicas.

Diferencias entre las mezclas y los compuestos químicos	
Mezcla	Compuesto
Sus componentes se pueden separar por técnicas físicas (destilación).	Sus componentes no se pueden separar por técnicas físicas sino técnicas químicas (electrólisis).
Su composición es variable.	Su composición es siempre fija.
Sus propiedades están relacionadas con las de sus componentes que la forman.	Sus propiedades son diferentes de las de los elementos o componentes (NaCl; Na y Cl ₂).
Durante su formación se produce poco calor.	Durante su formación se produce mucho calor.

Los métodos de separación de los componentes de una mezcla:

Las sustancias son de composición fija, y no pueden separarse por técnicas físicas sino por técnicas químicas (electrólisis, oxidación, reducción). **Las sustancias se clasifican en elementos y compuestos.**

La **sustancia** es un tipo sencillo de materia como el agua (H₂O), el cloruro de sodio (NaCl), el hierro (Fe) y el cinc (Zn). Las sustancias se caracterizan porque durante el cambio de estado físico la temperatura permanece constante. Los **elementos** son las sustancias puras más sencillas y no pueden descomponerse usando técnicas químicas. Los **compuestos** son combinaciones específicas de elementos que pueden descomponerse o separarse en los elementos usando técnicas químicas.

Relación entre el método de separación, la propiedad física que se usa y el procedimiento		
Método	Propiedad	Procedimiento
Filtración	Solubilidad	La mezcla de sólido y líquido se hace pasar por una superficie porosa que atrapa al sólido y deja pasar al líquido
Cristalización	Solubilidad	A partir de una disolución la formación de cristales lentamente
Destilación	Volatilidad	Una mezcla de líquidos se separan por sus diferentes puntos de ebullición
Cromatografía	Facilidad de adsorción	Una mezcla de gases o líquidos se pasa por un papel o a través de una columna rellena con sustancias adsorbentes.
Centrifugación	Densidad	Una mezcla de sólidos y líquidos se hace rotar a alta velocidad en una centrífuga y los sólidos se recogen en la parte inferior de la mezcla

Leyes ponderales. Teoría atómica de Dalton

Leyes ponderales:

Ley de Conservación de la masa: (Lavoisier en 1774) «*En toda reacción o cambio químico la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos de la reacción*».

Ley de las proporciones definidas: (Proust 1808) «*En un compuesto químico las proporciones entre las masas de los elementos que lo constituyen son siempre constantes, independiente del origen del compuesto o de su modo de preparación*».

Por ejemplo, el bromo (Br) reacciona con el magnesio (Mg) para dar el compuesto bromuro de magnesio, siendo la proporción de 6,57 g de Br con 1,00 g de Mg. Luego si mezclamos, para reaccionar, 10 g de Br con 2,0 g de Mg, tendremos después de la reacción 11,52 g de bromuro de magnesio (los diez gramos de Br reaccionarán con sólo 1,52 g de magnesio) y quedarán 0,48 g de magnesio sin reaccionar.

$$\frac{6,57 \text{ g Br}}{1,00 \text{ g Mg}} = 6,57 \frac{\text{g Br}}{\text{g Mg}} \quad \Rightarrow \quad 10 \text{ g Br} \times \frac{1 \text{ g Mg}}{6,57 \text{ g Br}} = 1,52 \text{ g Mg}$$

Ley de las proporciones múltiples: (Dalton 1766-1825) «Cuando dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, las diferentes masas de uno de ellos que se combina con una masa fija del otro se encuentran siempre en la relación de números enteros sencillos».

Por ejemplo, se conocen dos óxidos de cromo, en uno de ellos la proporción es de (1,084 g de Cr)/(1 g de O) y en el otro la proporción es de (2,167 g de Cr)/(1 g de O). Luego en los dos compuestos la relación entre las masas de Cr que se combinan con 1 g de O es de 2.

$$\left\{ \frac{2,167 \text{ g Cr}}{1 \text{ g O}} \right\} \left\{ \frac{1,084 \text{ g Cr}}{1 \text{ g O}} \right\} \Rightarrow \frac{\frac{2,167 \text{ g Cr}}{1 \text{ g O}}}{\frac{1,084 \text{ g Cr}}{1 \text{ g O}}} = \frac{2,167 \text{ g Cr}}{1,084 \text{ g Cr}} = 2$$

Ley de las proporciones recíprocas: (Richter 1762-1807) «Las masas de elementos diferentes que se combinan con una misma masa de un tercer elemento son las masas relativas de aquellos elementos cuando se combinan entre sí o bien múltiplos o submúltiplos de estas masas».

Por ejemplo, se sabe que un óxido de cloro tiene un 18,41% de O, que un óxido de cinc tiene un 80,34% de Zn y que un cloruro de cinc tiene un 52,03% de Cl. Demuestra que se cumple la ley de las proporciones recíprocas:

$$\begin{array}{l} \text{óxido de cloro con 18,41\% de O} \left\{ \frac{(100-18,41) \text{ g Cl}}{18,41 \text{ g O}} = \frac{4,431 \text{ g Cl}}{1 \text{ g O}} \right\} \\ \text{óxido de cinc con 80,34\% de Zn} \left\{ \frac{80,34 \text{ g Zn}}{(100-80,34) \text{ g O}} = \frac{4,080 \text{ g Zn}}{1 \text{ g O}} \right\} \\ \text{cloruro de cinc con 52,03\% de Cl} \left\{ \frac{52,03 \text{ g Cl}}{(100-52,03) \text{ g Zn}} = \frac{1,080 \text{ g Cl}}{1 \text{ g Zn}} \right\} \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{óxido de cloro} \\ \text{óxido de cinc} \\ \text{cloruro de cinc} \end{array}} \right\} \frac{4,431 \text{ g Cl}}{1 \text{ g O}} = \frac{1,080 \text{ g Cl}}{1 \text{ g Zn}}$$

Teoría atómica de Dalton

Enunciada en 1805 y fue la primera hipótesis sobre la existencia de los átomos como últimas partículas de la materia. Hasta finales del siglo XIX no se pudo comprobar la existencia real de los átomos y pasó a ser una teoría. Postulados:

1. Todos los elementos están constituidos por pequeñas partículas llamadas átomos que son indivisibles e indestructibles.
2. Los átomos de un mismo elemento son todos iguales en masa y en todas las demás propiedades.
3. Los átomos de los distintos elementos tienen su masa distinta y sus propiedades.
4. Los compuestos se forman por la unión de átomos de los correspondientes elementos en una relación numérica sencilla. Los «átomos-compuestos» de un determinado compuesto son idénticos en masa y en todas las demás propiedades.

Sin embargo, Dalton no dispuso de evidencias experimentales para establecer la relación entre los átomos de un llamado “átomo-compuesto”. Para resolverlo utilizó la más sencilla que es la 1:1 con lo que la fórmula del agua sería, según Dalton, HO y la fórmula del amoníaco NH.

Nuevos descubrimientos han llevado a modificar casi todos los postulados de la teoría original de Dalton. Se descubrieron los **electrones en 1897** y se estableció el **átomo nuclear en 1905**. Los **isótopos**, se descubrieron en 1919, y son átomos de un mismo elemento químico pero con diferente masa atómica. Se descubrieron los nucleones, protones y neutrones, que son partículas que forman el núcleo de los átomos.

Cada elemento químico se identifica por el número atómico Z , que es el número de protones, siendo el número másico A ($A = Z + N$) el número de nucleones, suma de protones y de neutrones (N). La masa nuclear, y la masa atómica, siempre es inferior a la suma de la masa de las partículas atómicas (protones, neutrones y electrones), consideradas individualmente: $m_{(Z,A)} < [Z \cdot (m_p + m_e) + N \cdot m_n]$. Estando relacionado el déficit de masa con la energía de enlace nuclear B ($E = m \cdot c^2$):

$$B = -\Delta m \cdot c^2 = \{m_{(Z,A)} - [Z \cdot (m_p + m_e) + N \cdot m_n]\} \cdot c^2$$

Los isótopos de los elementos químicos se representan: ${}^A_Z X$, siendo X el símbolo del elemento químico. Por ejemplo, los tres isótopos del oxígeno: ${}^{16}_8 O$, ${}^{17}_8 O$, ${}^{18}_8 O$.

La abundancia natural de un isótopo es su abundancia en una muestra de un material existente en la Naturaleza. Hasta **1980** la comprobación de la existencia de los átomos se ha realizado por métodos indirectos. En este año dos científicos suizos Binnig y Rohrer desarrollaron el microscopio de efecto túnel con el que se consiguió visualizar los átomos, determinando su tamaño y la distancia entre ellos, por lo que recibieron el premio Nobel en 1986.

Ley de los volúmenes de combinación de Gay-Lussac. Discordancia entre la ley de los volúmenes de combinación y la hipótesis de Dalton

Ley de los volúmenes de combinación de Gay-Lussac:

«Cuando dos gases reaccionan químicamente, a presión y temperatura constantes, los volúmenes de los reactivos y de los productos de la reacción están en una relación de números enteros sencillos».

Fue enunciada por Gay-Lussac a principios del siglo XIX y al poco tiempo de que Dalton publicase su hipótesis atómica. Históricamente tuvo mucha importancia ya que puso en cuestión la hipótesis atómica de Dalton, pero el problema fue resuelto satisfactoriamente por Avogadro en 1811.

Por ejemplo, a una presión y temperatura constantes, superior a 100°C, se observan experimentalmente los siguientes procesos:

a) 2 cm³ de hidrógeno + 1 cm³ de oxígeno \rightleftharpoons 2 cm³ de vapor de agua

b) 1 cm³ de nitrógeno + 3 cm³ hidrógeno \rightleftharpoons 2 cm³ de amoníaco

Discordancia entre la ley de los volúmenes de combinación y la hipótesis de Dalton:

Según la hipótesis de Dalton las últimas partículas con existencia independiente en los gases serían los átomos. Aplicada a la ley de los volúmenes de combinación obligaba a suponer que volúmenes iguales de todos los gases en las mismas condiciones de presión y temperatura contienen igual número de átomos. Es decir, 2 volúmenes de hidrógeno tendrán el doble número de átomos que 1 volumen de oxígeno.

Por tanto, las reacciones de formación de agua y de amoníaco se podrían expresar desde la hipótesis atómica de Dalton como:

a) 2 átomos de H + 1 átomo de O \rightleftharpoons 2 "átomos-compuestos" de vapor de agua HO

b) 1 átomo de N + 3 átomos de H \rightleftharpoons 2 "átomos-compuestos" de amoníaco NH

Esta explicación, tomando como base la hipótesis de Dalton para los experimentos de la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación no cumple la ley de conservación de la masa ya que se obtienen más átomos de O que reaccionan.

Principio de Avogadro

La hipótesis de Avogadro, hoy principio de Avogadro, fue enunciada en 1811 por Amadeo Avogadro para resolver la contradicción existente entre la ley de los volúmenes de combinación y la hipótesis atómica de Dalton. La resumió en tres postulados:

1. *Las últimas partículas de los gases con existencia independiente no son los átomos sino las **moléculas**.*
2. *Las moléculas de los elementos químicos, que sean gases, consisten en agregados de uno o más átomos idénticos, mientras que las moléculas de los compuestos consisten en agregados de dos o más átomos diferentes.*
3. *Bajo las mismas condiciones de presión y temperatura volúmenes iguales de gases diferentes contienen igual número de partículas o moléculas.*

Para explicar la ley de los volúmenes de combinación para la formación del agua y del amoníaco suponemos:

a) 2 cm³ de hidrógeno + 1 cm³ de oxígeno \rightleftharpoons 2 cm³ de vapor de agua: $2 \text{ H}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{ H}_2\text{O}$.

b) 3 cm³ hidrógeno + 1 cm³ de nitrógeno \rightleftharpoons 2 cm³ de amoníaco: $\text{N}_2 + 3 \text{ H}_2 \rightleftharpoons 2 \text{ NH}_3$.

Escala de pesos atómicos

Grupos	1↓	2↓	3↓	4↓	5↓	6↓	7↓	8↓	9↓	10↓	11↓	12↓	13↓	14↓	15↓	16↓	17↓	18↓
1 →	1 H 1.0079																	2 He 4.0026
2 →	3 Li 6.941	4 Be 9.0122											5 B 10.811	6 C 12.011	7 N 14.007	8 O 15.999	9 F 18.998	10 Ne 20.180
3 →	11 Na 22.990	12 Mg 24.305											13 Al 26.982	14 Si 28.086	15 P 30.974	16 S 32.065	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948
4 →	19 K 39.098	20 Ca 40.078	21 Sc 44.956	22 Ti 47.867	23 V 50.942	24 Cr 51.996	25 Mn 54.938	26 Fe 55.845	27 Co 58.933	28 Ni 58.693	29 Cu 63.546	30 Zn 65.39	31 Ga 69.723	32 Ge 72.64	33 As 74.922	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80
5 →	37 Rb 85.468	38 Sr 87.62	39 Y 88.906	40 Zr 91.224	41 Nb 92.906	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.91	46 Pd 106.42	47 Ag 107.87	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.71	51 Sb 121.76	52 Te 127.60	53 I 126.90	54 Xe 131.29
6 →	55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57 La 138.91	72 Hf 178.49	73 Ta 180.95	74 W 183.84	75 Re 186.21	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.97	80 Hg 200.59	81 Tl 204.38	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
7 →	87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 Ac (227)	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (263)	107 Bh (264)	108 Hs (265)	109 Mt (268)									

57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.93	66 Dy 162.50	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.93	70 Yb 173.04	71 Lu 174.97
89 Ac (227)	90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	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)

En el siglo XIX no era posible determinar, de forma absoluta, la masa de los átomos. Pero como resultado de la ley de las proporciones definidas, aplicada a los compuestos, se podía determinar el valor de las masas atómicas relativas entre los elementos que constituyen el compuesto. Por ello, en **1801 Dalton** eligió como

patrón el H, por ser el elemento más ligero, al que le dio el valor de 1, y a partir de él se estableció la escala de pesos atómicos relativos al H.

En **1903** una Comisión Internacional tomó como patrón el O, ya que éste se combina con todos los elementos y forma compuestos más estables y para no alterar los valores de la tabla se le dio al patrón O el valor 16. Pero en **1919** se descubrieron los isótopos, que son átomos de un mismo elemento químico con distinta masa. Así, el oxígeno natural está constituido por tres isótopos que en una muestra natural tienen una abundancia distinta (99,762% en ^{16}O ; 0,038% en ^{17}O y 0,200% en ^{18}O). Por lo que en **1961** se acordó tomar como patrón el isótopo más abundante del carbono que es el **carbono-12** (^{12}C). Al ^{12}C se le asignó el valor exacto de 12 veces la unidad de masa atómica ($1 \text{ u} = 1,6605 \cdot 10^{-24} \text{ g}$). Por lo que *el peso atómico de un elemento químico es la relación entre su masa atómica -la media ponderada de las masas atómicas de sus isótopos- y la unidad de masa atómica.*

La Tabla Periódica de los elementos químicos: La tabla periódica está constituida por 18 columnas llamadas **grupos** y por 7 filas o **períodos**.

Los elementos químicos que pertenecen al mismo grupo y están próximos tienen unas propiedades muy similares. Las propiedades del Na son muy similares a los de su grupo 1 (Li, K, Rb, Cs, Fr). Los elementos del grupo 1 se llaman metales alcalinos y todos se tienen que guardar dentro de aceites que impiden su contacto con el aire y de la humedad, ya que con el oxígeno y el agua reaccionan explosivamente.

Los elementos químicos del grupo 2, metales alcalino-térreos, reaccionan con el agua con menos intensidad. Los elementos del grupo 18, gases nobles, se caracterizan porque forman muy pocos compuestos. Hasta 1960 se llamaron gases inertes, porque no se conocían compuestos de estos elementos. Desde entonces se han obtenido varias docenas de compuestos de Kr, Xe y Rn. Los elementos del grupo 18 no tienen color ni olor. Se presentan en forma de gases monoatómicos o átomos solos. Los halógenos, elementos del grupo 17, son coloreados.

Metales, no metales y metaloides: Es una clasificación muy útil de los elementos químicos.

Un **metal** es una sustancia que conduce la electricidad, tiene un brillo metálico y es maleable y dúctil. Son maleables porque se pueden deformar y obtener, por martillazos, en hojas delgadas. Una sustancia dúctil es aquella que se puede obtener en hilos. El cobre, por ejemplo, conduce la electricidad, cuando se frota tiene brillo metálico, es maleable y muy dúctil.

Un **no-metal** es una sustancia que no conduce la electricidad y nunca es maleable ni dúctil. Por ejemplo, el azufre es un sólido amarillo frágil que no conduce la electricidad, no se puede transformar, a martillazos, en hojas delgadas, y tampoco en hilos finos.

Algunos elementos tienen características de los metales y de los no-metales, y se llaman **metaloides**: un metaloide tiene la apariencia física y las propiedades de un metal pero químicamente se comporta como un no-metal. Los metaloides son Si, Ge, As, Sb, Te, Po.

Son elementos nuevos Rf Rutherfordium, Db Dubnium, Sg Seaborgium, Bh Bohrium, Hs Hassium y Mt Meitneium.

Conceptos de mol, número de Avogadro, constante de Avogadro, unidad de masa atómica, masa atómica relativa de un isótopo, masa atómica de un elemento y masa molar de un elemento

El **mol** es una unidad fundamental del sistema internacional de unidades (S.I.) y es la unidad de la magnitud fundamental llamada "cantidad de sustancia". En el SI de unidades, las unidades kg y m se usan para expresar propiedades como la masa y la longitud. Las recomendaciones oficiales nos dicen que el mol expresa la "cantidad" de sustancia presente en una muestra.

La «cantidad» de sustancia de un sistema es una magnitud ligada al número de entidades elementales del sistema. Es decir, es una magnitud propia de una visión atómico-molecular de la materia. Se utiliza el término cantidad (amount) en el contexto de nombres incontables.

Los químicos se han opuesto a adoptar el término «cantidad» de sustancia y prefieren hablar del “número de moles” de sustancia.

Definición de mol: «El mol, símbolo mol, es la unidad en el Sistema Internacional de cantidad de sustancia. Un mol contiene exactamente $6,02214076 \cdot 10^{23}$ entidades elementales. Este número es el valor fijado de la constante de Avogadro, N_A , cuando se expresa en la unidad mol^{-1} , y es llamado el número de Avogadro.

La cantidad de sustancia, símbolo n , es una medida del número de entidades elementales especificadas. Una entidad elemental puede ser un átomo, una molécula, un ion, un electrón, cualquier otra partícula o grupo de partículas especificadas.

$$1 \text{ mol} = (6,02214076 \cdot 10^{23} / N_A)$$

El efecto de esta definición es que el mol es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene $6,02214076 \cdot 10^{23}$ entidades elementales especificadas.»

Número de Avogadro: Es el número de entidades elementales que contiene 1 mol. Las determinaciones más recientes le dan el valor de $N_0 = 6,02205 \cdot 10^{23}$; que es adimensional.

Por lo que la masa atómica de un átomo del isótopo ^{12}C :

$$\text{Ma}_{(^{12}\text{C})} = \frac{m}{N} = \frac{12 \text{ g}}{N_0} = \frac{12 \text{ g}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 1,9927 \cdot 10^{-23} \frac{\text{g}}{\text{átomo}}$$

Constante de Avogadro: $N_A = 6,02205 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Es una constante que nos da la proporcionalidad entre el número de entidades elementales de un sistema N y la "cantidad de sustancia" n : $N = n \cdot N_A$

Unidad de masa atómica (u) (m_u): Las masas atómicas se especifican en términos de la unidad de masa atómica (u), que se define de tal forma que la masa atómica del isótopo ^{12}C sea exactamente $12 \cdot u$, $\text{Ma}_{(^{12}\text{C})} = 12 \cdot u$.

«La unidad de masa atómica es la doceava parte de la masa de un átomo de Carbono-12»:

$$1 u = \frac{1}{12} \cdot \text{Ma}_{(^{12}\text{C})} = \frac{1}{12} \cdot \frac{12 \text{ g}}{N_0} = \frac{1}{N_0} \text{ g} = \frac{1}{6,022 \cdot 10^{23}} \text{ g} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}.$$

Masa atómica relativa de un isótopo:

La masa atómica relativa de un isótopo es la relación entre su masa atómica y la unidad de masa atómica:

$$A_r = \frac{\text{Ma}}{1 u} = \frac{\text{Ma}}{\frac{1}{12} \text{Ma}_{(^{12}\text{C})}}.$$

La masa atómica de un elemento químico:

Una muestra de un elemento químico está formada por una mezcla de isótopos, que son átomos del mismo elemento químico pero que tienen masas distintas. Por ello se necesita conocer la masa atómica "**media ponderada**" de todos los isótopos presentes y no las masas de los isótopos individuales.

La **media ponderada** es el resultado de multiplicar cada uno de los números de un conjunto por un valor particular llamado su peso, sumar las cantidades así obtenidas, y dividir esa suma por la suma de todos los pesos.

Ejemplo: el cloro natural está constituido por **dos** isótopos: el isótopo $^{35}_{17}\text{Cl}$ y el isótopo $^{37}_{17}\text{Cl}$.

El isótopo $^{35}_{17}\text{Cl}$ tiene de masa atómica $34,968852 \cdot u$ y una **abundancia isotópica natural** del 75,77%; y el isótopo $^{37}_{17}\text{Cl}$ tiene de masa atómica $36,965903 \cdot u$ y una **abundancia isotópica natural** del 24,23%. Por lo que la masa atómica media ponderada de los dos isótopos del cloro es de $35,452737 \cdot u$:

$$\text{Ma}(\text{Cl}) = m_{(^{35}_{17}\text{Cl})} \times \frac{\% \text{abundancia isotópica } ^{35}_{17}\text{Cl}}{100} + m_{(^{37}_{17}\text{Cl})} \times \frac{\% \text{abundancia isotópica } ^{37}_{17}\text{Cl}}{100}$$

$$\text{Ma}(\text{Cl}) = 34,968852 \cdot u \times \frac{75,77}{100} + 36,965903 \cdot u \times \frac{24,23}{100} = 35,452737 \cdot u$$

Por ello la **masa atómica del elemento químico Cl**, que tiene dos isótopos, es igual a la suma de los productos de la masa atómica de cada isótopo por su abundancia isotópica natural.

Luego, *la masa atómica de un elemento químico es la media ponderada de las masas de sus isótopos basada en la combinación isotópica natural.*

Masa atómica de un elemento químico: «Es la masa de un solo átomo de un elemento químico».

$$\text{Ma}_{(\text{ponderada})} = \text{Pa} \cdot u \quad \left\{ \begin{array}{l} \text{Ma}(\text{Al}) = \text{Pa}(\text{Al}) \cdot u = 26,982 \cdot u \\ \text{Ma}(\text{Al}) = 26,982 \cdot \frac{1}{N_0}(\text{g}) = 26,982 \times 1,66 \cdot 10^{-24} \text{g} = 4,48057 \cdot 10^{-23} \text{g} \end{array} \right.$$

Peso atómico: «El peso atómico de un elemento químico es la relación entre su masa atómica -la media ponderada de las masas atómicas de sus isótopos- y la unidad de masa atómica. Es decir, el peso atómico es la masa atómica media relativa y es un número adimensional».

Si la masa atómica ponderada del Cl es $35,452737 \cdot u$, el peso atómico o masa atómica relativa del Cl es 35,452737 que es un número adimensional:

$$\text{Pa}(\text{Cl}) = \frac{\text{Ma}_{(\text{ponderada})}}{1u} = \frac{35,452737 \cdot u}{1u} = 35,452737 \quad \Rightarrow \quad \text{Ma}_{(\text{ponderada})} = \text{Pa} \cdot 1u.$$

Masa atómica molar: «La masa molar de un elemento químico es la masa por mol de átomos del elemento». Es el producto de la masa atómica ponderada de un elemento por la constante de Avogadro y equivale al peso atómico del elemento en unidades g/mol:

$$\text{M.a.}_{(\text{molar})} = \text{Ma}_{(\text{ponderada})} \cdot N_A = \text{Pa} \cdot 1u \cdot N_A = \text{Pa} \cdot \frac{1}{N_0}(\text{g}) \cdot N_A (\text{mol}^{-1}) = \text{Pa}(\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})$$

$$\text{Ma}(\text{Al}) = 26,982 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 26,982 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Relación entre la masa m de un elemento químico, la cantidad de sustancia n y el número N de átomos: m (g) \Rightarrow n (mol) \Rightarrow N (átomos).

$$\boxed{m(\text{g})} \Rightarrow \boxed{n(\text{mol}) = \frac{m(\text{g})}{P_a\left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)}} \Rightarrow \boxed{N(\text{átomos}) = n(\text{mol}) \cdot N_A\left(\frac{\text{átomos}}{\text{mol}}\right)}$$

Compuestos: moleculares e iónicos. Masa molar de un compuesto molecular. Fórmula empírica y fórmula molecular de un compuesto molecular. Compuestos iónicos: unidad fórmula y masa molar

Compuestos: moleculares e iónicos:

Un compuesto es una sustancia que contiene más de un elemento y tiene una composición definida. Por lo que podemos definir un **compuesto** como una sustancia formada de átomos de dos o más elementos en una proporción definida.

Por ejemplo, el agua está formada por átomos de hidrógeno y oxígeno, con dos átomos de hidrógeno por cada átomo de oxígeno. La sal común, cloruro de sodio, es un compuesto formado por los elementos sodio y cloro y en el que invariablemente hay un átomo de sodio por cada átomo de cloro.

Los elementos que forman un compuesto no están mezclados sino que sus átomos están unidos o enlazados entre sí de una forma determinada.

Existen dos tipos de compuestos, uno de ellos formado por moléculas y el otro por iones:

Una **molécula** es un grupo, eléctricamente neutro, de átomos enlazados; y es la partícula más pequeña de un compuesto que posee las propiedades químicas del compuesto. Un **ion** es un átomo, o grupo de átomos, cargados positiva o negativamente.

Un compuesto molecular es el que está formado por moléculas y un compuesto iónico por iones. En general, los compuestos moleculares se forman por una reacción entre elementos no metálicos y metaloides; en los compuestos iónicos uno de los iones es de un elemento metálico. Los compuestos iónicos son sólidos a la temperatura ambiente y tienen temperaturas de fusión elevadas, y los compuestos moleculares son sólidos, líquidos y gases a la temperatura ambiente.

La masa molar de un compuesto molecular: “La masa molar de un compuesto molecular es la masa por mol de moléculas”. Por ejemplo, la masa molar del agua es la masa por mol de H₂O. Como cada molécula de agua está formada por tres átomos, en 1 mol H₂O hay 2 mol de H y 1 mol de O; así la masa molar del H₂O es la suma de las masas molares de sus componentes.

$$M.m.(H_2O) = 2 \cdot M.a.(H) + 1 \cdot M.a.(O) = 2 \times 1 \text{ g/mol} + 1 \times 16 \text{ g/mol} = 18 \text{ g/mol}$$

Fórmula empírica y fórmula molecular de un compuesto molecular:

La **fórmula empírica** nos muestra los números relativos de átomos de cada elemento en un compuesto químico expresados por los símbolos químicos de los elementos. En un compuesto, los números relativos de los átomos de cada elemento se escriben como subíndices en los símbolos químicos de los elementos.

Por ejemplo, la fórmula empírica P₂O₅ nos indica que los átomos, de P y de O, están presentes en la relación 2:5. La fórmula empírica siempre se escribe en términos de números enteros, es decir, P₂O₅ y no PO_{2,5}.

Para determinar la **fórmula empírica**, hemos de seguir los siguientes pasos:

1. Tomamos una masa determinada del compuesto.
2. Determinamos las masas de los elementos químicos que forman el compuesto.
3. Calculamos el número de moles de cada elemento químico.
4. Obtenemos la relación, en números enteros, entre los elementos que constituyen el compuesto.

Ejemplo: Determina la fórmula empírica de un compuesto si en 4,28 g del mismo hay 1,44 g de Cu; 0,64 g de N y el resto O.

$$m_{\text{O}} = 4,28 \text{ g} - (1,44 \text{ g} + 0,64 \text{ g}) = 2,2 \text{ g O}$$

$$\left. \begin{array}{l} n_{\text{Cu}} = \frac{m_{\text{Cu}}}{\text{Pa}(\text{Cu})} = \frac{1,44 \text{ g}}{63,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,0227 \text{ mol Cu} \\ n_{\text{N}} = \frac{m_{\text{N}}}{\text{Pa}(\text{N})} = \frac{0,64 \text{ g}}{14 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,0457 \text{ mol N} \\ n_{\text{O}} = \frac{m_{\text{O}}}{\text{Pa}(\text{O})} = \frac{2,2 \text{ g}}{16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,1375 \text{ mol O} \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{Cu}_{0,0227} \text{N}_{0,0457} \text{O}_{0,1375} \\ \text{Cu}_{0,0227} \text{N}_{0,0457} \text{O}_{0,1375} \\ \text{Cu}_1 \text{N}_2 \text{O}_6 \\ \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \end{array}$$

La **fórmula molecular** nos indica el número real de átomos de cada elemento presentes en una molécula. Por ejemplo, la glucosa tiene de fórmula empírica CH_2O , que nos indica que los átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno están en la relación 1:2:1. Su **fórmula molecular** es $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ que nos indica que cada molécula contiene 6 átomos de carbono, 12 átomos de hidrógeno y 6 átomos de oxígeno.

La **fórmula molecular** es un múltiplo de la fórmula empírica, y para obtener la fórmula molecular debemos conocer el peso molecular del compuesto y ver las unidades de fórmula empírica que necesitamos contar.

Ejemplo: Determina la fórmula molecular de la vitamina C sabiendo que su peso molecular es 176 y que su fórmula empírica es $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$.

El peso molecular del compuesto es un múltiplo de la fórmula empírica: $(\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3)_n$.

$$176 = n \times [3 \times \text{Pa}(\text{C}) + 4 \times \text{Pa}(\text{H}) + 3 \times \text{Pa}(\text{O})] = n \times [3 \times 12 + 4 \times 1 + 3 \times 16] = n \times 88$$

$$n = 176/88 = 2. \text{ Luego la fórmula molecular } (\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3)_2, \text{ o bien } \text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6.$$

Compuestos iónicos

Los compuestos iónicos están formados por iones, aniones (negativos) y cationes (positivos), que permanecen unidos por la atracción entre sus cargas opuestas. Por ejemplo, el NaCl está formado por el catión Na^+ y el anión Cl^- . Cada cristal del compuesto es una enorme colección de los iones colocados formando una estructura espacial.

Los compuestos iónicos también están formados por aniones o cationes poliatómicos: NH_4^+ , SO_4^{2-} . La fórmula química de un compuesto iónico expresa la relación de cationes y aniones en el compuesto.

Por ejemplo, el compuesto cloruro de sodio está formado por los cationes Na^+ y los aniones Cl^- , en la misma proporción, y la fórmula química que expresa que el compuesto es eléctricamente neutro será NaCl. Sin embargo, en el compuesto carbonato de sodio hay dos iones Na^+ por cada ion carbonato CO_3^{2-} , por lo que la fórmula para que el compuesto sea eléctricamente neutro será Na_2CO_3 .

En los compuestos iónicos no hay moléculas y la fórmula se expresa por una **unidad fórmula**. Por lo que **la masa molar de un compuesto iónico es la masa por mol de la unidad fórmula del compuesto**.

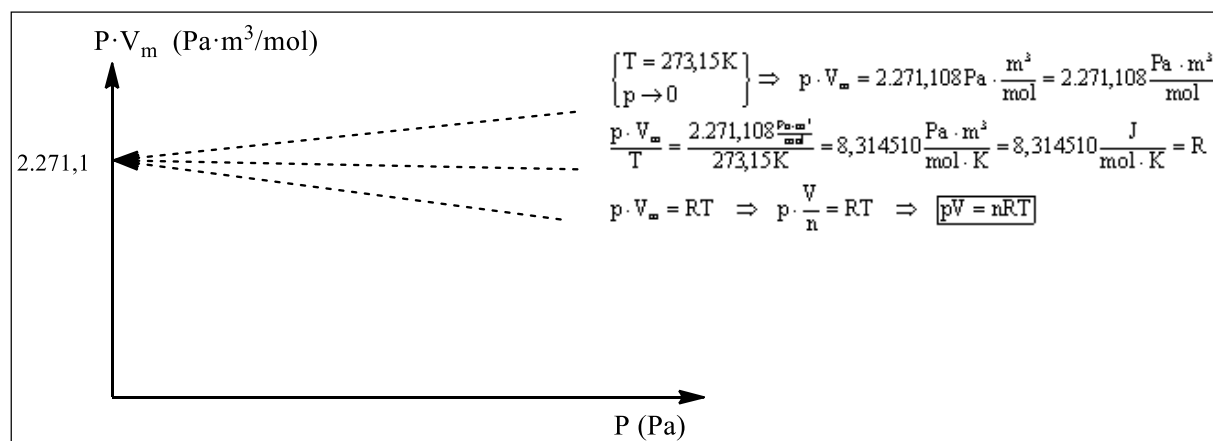
Ecuación de estado de los gases

Cuando la presión de un gas tiende a cero se obtiene, a la temperatura $T = 273,15 \text{ K}$, que el producto de la presión del gas por el volumen molar pV_{molar} converge hasta el valor $2.271,108 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3/\text{mol}$, obteniéndose la ecuación de estado de los gases $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$$\left\{ \begin{array}{l} T = 273,15 \text{ K} \\ p \rightarrow 0 \end{array} \right\} \Rightarrow p \cdot V_m = 2.271,108 \text{ Pa} \cdot \frac{\text{m}^3}{\text{mol}} = 2.271,108 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol}}$$

$$\frac{p \cdot V_m}{T} = \frac{2.271,108 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol}}}{273,15 \text{ K}} = 8,314510 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 8,314510 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = R$$

$$p \cdot V_m = RT \Rightarrow p \cdot \frac{V}{n} = RT \Rightarrow \boxed{pV = nRT}$$



Datos para resolver los Problemas: Los Pesos atómicos hay que consultarlos en la Tabla Periódica.

Presión: $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = \rho_{\text{Hg}} \cdot g \cdot h = 13.590 \text{ kg m}^{-3} \cdot 9,81 \text{ m s}^{-2} \cdot 0,76 \text{ m} = 101.325 \text{ Pa} = 1,01325 \text{ bar}$

Energía: $1 \text{ J} = 1 \text{ N} \cdot \text{m} = 1 \text{ Pa m}^2 \cdot \text{m} = 1 \text{ Pa m}^3 = 10^{-5} \text{ bar} \times 10^3 \text{ L} = 0,01 \text{ bar L}$

Constante de los gases: $R = 8,314 \text{ Pa m}^3 \text{ mol}^{-1} \text{ K}^{-1} = 0,08314 \text{ bar L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} = 0,0820 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Unidades a utilizar para la constante de los gases R:

a) Si utilizamos las unidades del Sistema Internacional (presión en Pascal, Pa, y volumen en m^3) la constante de los gases es **$R = 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} = 8,314 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$** .

b) Si utilizamos la presión en bar ($1 \text{ bar} = 1,0 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 1.000 \text{ hPa} = 1.000 \text{ mbar}$) y el volumen el litros ($1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$), entonces la constante **$R = 0,083144 \text{ bar} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$** .

c) Si utilizamos la presión en atm ($1 \text{ atm} = 1,01325 \text{ bar} = 101.325 \text{ Pa}$) y el volumen el litros, entonces la constante **$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$** .

Presión parcial de un gas en una mezcla de gases

La presión parcial de un gas i en una mezcla de gases se puede determinar de dos formas:

a) Multiplicando la fracción molar del gas por la presión total:

$$p_i = \chi_i \cdot P_{\text{total}} = \frac{n_i}{n_{\text{total}}} \cdot P_{\text{total}}$$

b) Aplicando la ecuación:

$$p_i = \frac{n_i RT}{V} \Rightarrow p_i = \frac{n_i RT}{V} \cdot \frac{n_{\text{total}}}{n_{\text{total}}} = \frac{n_i}{n_{\text{total}}} \cdot \frac{n_{\text{total}} RT}{V} = \frac{n_i}{n_{\text{total}}} \cdot P_{\text{total}}$$

Ley de Dalton de las presiones parciales:

«La presión total de una mezcla de gases es la suma de las presiones parciales de cada gas que constituye la mezcla».

$$P_{\text{total}} = \frac{n_{\text{total}} RT}{V} = \frac{(n_1 + n_2 + \dots) RT}{V} = \frac{n_1 RT}{V} + \frac{n_2 RT}{V} + \dots = p_1 + p_2 + \dots$$

$$\begin{cases} p_i = \frac{n_i RT}{V} = \frac{n_i}{n_{\text{total}}} \cdot \frac{n_{\text{total}} RT}{V} = \frac{n_i}{n_{\text{total}}} P_{\text{total}} = \chi_i P_{\text{total}} \\ P_{\text{total}} = \chi_1 P_{\text{total}} + \chi_2 P_{\text{total}} + \dots = (\chi_1 + \chi_2 + \dots) P_{\text{total}} \end{cases}$$

2.9 Disoluciones. Composición de las disoluciones

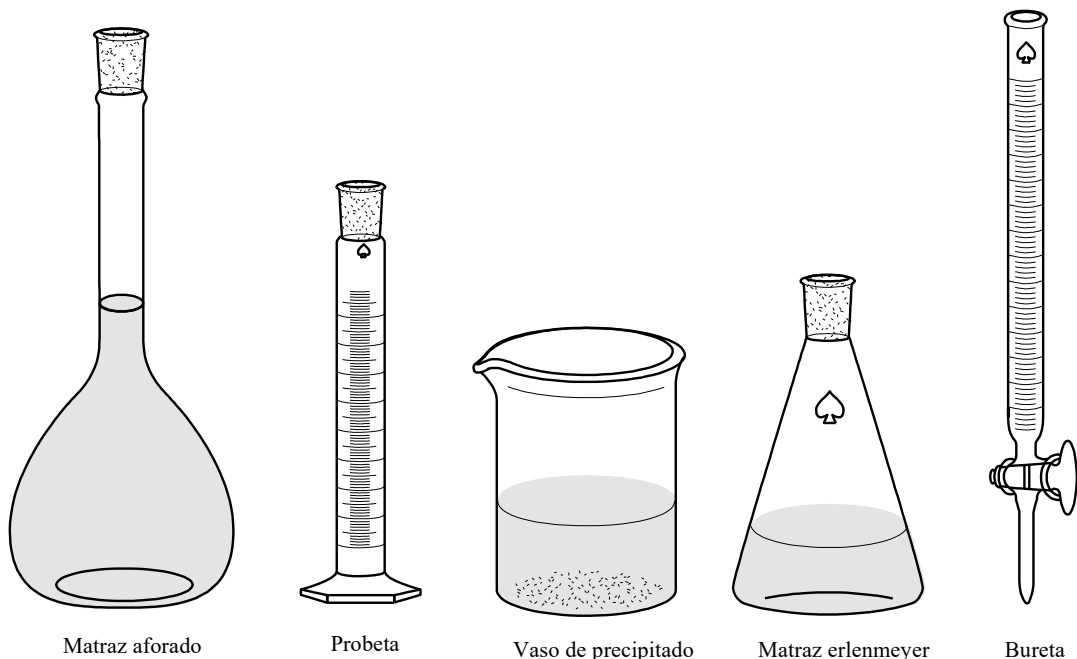
Las disoluciones son mezclas homogéneas de dos o más sustancias. El soluto en el disolvente. En las disoluciones acuosas el disolvente es el agua. **Concentración:** La cantidad de sustancia de soluto contenida en una unidad de volumen de disolución. Los diversos modos de expresar la composición de las disoluciones son: concentración (M, antes molaridad), molalidad (m) y fracción molar χ :

Concentración: $C \left(\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \right) = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}}$	Molalidad: $m \left(\frac{\text{mol}}{\text{kg}} \right) = \frac{n_{\text{soluto}}}{m_{\text{disolvente}}}$
Fracción molar: $\chi_i = \frac{n_i}{n_{\text{total}}}$	% Peso = $\frac{m_{\text{soluto}} (\text{g})}{m_{\text{disolución}} (\text{g})} \times 100$ % Volumen = $\frac{V_{\text{soluto}} (\text{mL})}{V_{\text{disolución}} (\text{mL})} \times 100$

Preparación de disoluciones

Objetivos: Conocer el material de laboratorio necesario para preparar una disolución y ejecutar los pasos para preparar cualquier tipo de disolución.

Material: Matraz aforado, pipeta, vaso de precipitado, balanza y varilla de agitar. Ácido clorhídrico comercial y hidróxido de sodio.



Disoluciones:

1ª) Prepara 1 dm³ (1 L) de una disolución de ácido clorhídrico en agua de concentración 0,10 M (0,10 mol/L) a partir de la disolución del ácido clorhídrico comercial.

Pasos a seguir:

1º) Determinar la concentración del ácido clorhídrico comercial a partir de los siguientes datos, que se encuentran en la etiqueta del bote del ácido clorhídrico comercial: densidad **d = 1,18 g/mL**, riqueza **35% de HCl** en la disolución y peso molecular del HCl es 36,5.

$$c_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{1 \text{ L}} \left\{ \begin{array}{l} n_{\text{HCl}} = \frac{m_{\text{HCl}}}{\text{Pm}(\text{HCl})} = \frac{(d \times V \times 0,35)}{\text{Pm}(\text{HCl})} \\ n_{\text{HCl}} = \frac{(1,18 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \times 1000 \text{ mL} \times 0,35)}{36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 11,3 \text{ mol} \end{array} \right\} c_{\text{HCl}} = \frac{11,3 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 11,3 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

2º) Calcular el volumen necesario del ácido comercial para preparar 1 L de disolución de HCl de concentración 0,10 M.

La cantidad de sustancia de HCl necesaria, n_{HCl} , para preparar la disolución nos permite determinar el volumen V_{HCl} que tenemos que tomar del ácido clorhídrico comercial para preparar la disolución pedida

$$n_{\text{HCl}} = c_{\text{HCl}} V_{\text{HCl}} = c'_{\text{HCl}} V'_{\text{HCl}} \left\{ V_{\text{HCl}} = \frac{c'_{\text{HCl}} V'_{\text{HCl}}}{c_{\text{HCl}}} = \frac{0,10 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 1000 \text{ mL}}{11,3 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 8,85 \text{ mL} \right.$$

3º) Coger con una pipeta de 10 mL la cantidad calculada V'_a en mL y la echamos en el matraz aforado de 1 L de capacidad (la pipeta debe vaciarse por efecto de la gravedad, es decir, sin forzar el vaciado).

4º) Enrasa con agua destilada. El enrase consiste en que la parte inferior del menisco (concavidad) coincida con la línea que marca el volumen, es decir, hasta la línea que nos marca 1 L. Debemos tener la precaución

de que el ajuste final del enrase lo hagamos con una pipeta, llena de agua destilada, a fin de no pasarnos de la línea que marca 1 L de volumen.

2ª) Prepara 1 L de una disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,050 M.

Pasos a seguir:

1º) Determina la cantidad de sustancia a pesar del hidróxido de sodio del bote comercial, sabiendo que el peso molecular es de 40 g/mol.

$$c_{\text{NaOH}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{1 \text{ L}} = 0,050 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad \begin{cases} n_{\text{NaOH}} = c_{\text{NaOH}} V_{\text{NaOH}} = 0,050 \text{ mol} \\ m_{\text{NaOH}} = n_{\text{NaOH}} P_m = 0,050 \text{ mol} \times 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 2 \text{ g} \end{cases}$$

2º) Pesar esa cantidad hasta la cifra significativa permitida por la balanza.

3º) Echa en un vaso de precipitado la cantidad pesada.

4º) Añadir al vaso unos 30 mL de agua destilada y la disolvemos totalmente agitando con la varilla.

5º) Echa en el matraz aforado de 1 L de capacidad y enrasar hasta 1 L.

Propiedades coligativas

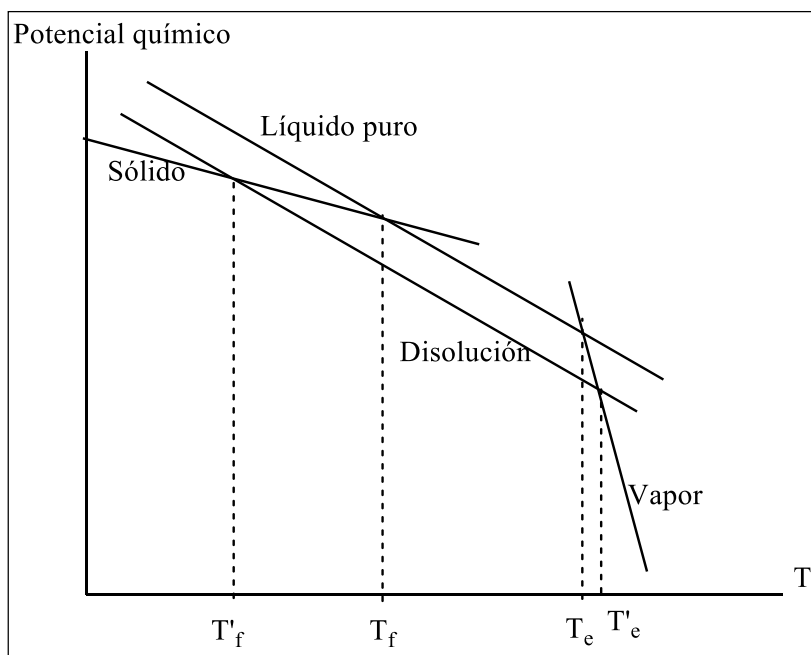
Las propiedades que ahora vamos a considerar de las disoluciones son las que se deben a la presencia de un soluto, que son disminuyen la presión de vapor, elevan el punto de ebullición, disminuyen el punto de congelación, y la presión osmótica.

En disoluciones diluidas estas propiedades dependen solamente del número de partículas de soluto presentes, y no de su identidad. Por esta razón se llaman propiedades coligativas, que dependen de la colección.

Consideramos un soluto no volátil por lo que no contribuye a la presión de vapor. También asumimos que el soluto no se disuelve en el disolvente sólido, es decir, el disolvente sólido puro se separa cuando la disolución se congela.

Las propiedades coligativas tienen en común que el potencial químico del disolvente líquido puro disminuye como consecuencia de la presencia del soluto. Para una disolución ideal diluida, la reducción va desde μ_A^* para el disolvente puro hasta $\mu_A^* + RT \ln x_A$, en la que el soluto está presente porque $\ln x_A$ es negativo porque $x_A < 1$.

No hay influencia directa del soluto sobre el potencial químico de la presión de vapor del disolvente, ni sobre la del sólido, porque el soluto no aparece en ninguna. Como se observa en la gráfica, la reducción en el potencial químico del disolvente implica que el equilibrio vapor-líquido tiene lugar a una temperatura superior (aumenta el punto de ebullición) y el equilibrio sólido-líquido tiene lugar a una temperatura inferior (disminuye la temperatura de congelación).



El origen molecular de la disminución del potencial químico no es la energía de interacción de las partículas del soluto y del disolvente. Por lo que si no es un efecto de entalpía, debe ser un efecto de entropía. Cuando un soluto está presente, hay una contribución adicional a la entropía del líquido.

Elevación del punto de ebullición

La presencia de un soluto B con una fracción molar x_B causa un incremento del punto de ebullición desde T^* hasta $T^* + \Delta T$ donde

$$\Delta T = K_c x_B \approx K_c \text{molalidad}_B = K_c \frac{n_B}{\text{masa}_A (\text{kg})} \left\{ K_c = \frac{RT^{*2}}{\Delta_{\text{vap}}H} \right\}$$

Como en la ecuación no se hace referencia a la identidad del soluto B, solamente a la fracción molar x_B , la elevación del punto de ebullición es una propiedad coligativa.

En la ecuación, la constante K_c es la **constante ebulloscópica** del disolvente A, que es empírica, y la fracción molar del soluto B (x_B) se puede sustituir, a efectos prácticos, por la molalidad $m_B = n_B/\text{kg}_A$.

Disminución del punto de congelación

El equilibrio heterogéneo se produce ahora entre un disolvente puro A y la disolución con un soluto B presente en una fracción molar x_B .

En el punto de congelación los potenciales químicos de A en las dos fases son iguales.

$$\Delta T = K_c x_B \approx K_c \text{molalidad}_B = K_c \frac{n_B}{\text{masa}_A (\text{kg})} \left\{ K_c = \frac{RT^{*2}}{\Delta_{\text{fus}}H} \right\}$$

En la ecuación, la constante K_c es la **constante crioscópica** del disolvente A, que es empírica, y la fracción molar del soluto B (x_B) se puede sustituir, a efectos prácticos, por la molalidad $m_B = n_B/\text{kg}_A$.

	K_c (K kg mol ⁻¹)	K_c (K kg mol ⁻¹)
Benceno	5,12	2,53
Fenol	7,27	3,04
Agua	1,86	0,51
Ácido acético	3,90	3,07
Tetracloruro de carbono	30	4,95
Naftaleno	6,94	5,8
Disulfuro de carbono	40	

Ósmosis

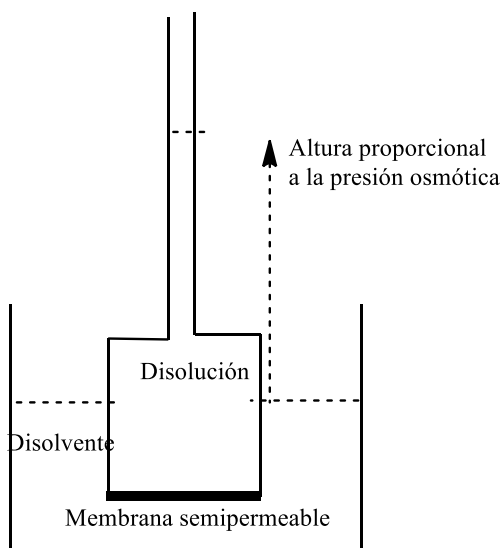
El fenómeno de ósmosis procede de la palabra griega empujar, consiste en el paso espontáneo de un disolvente puro al interior de una disolución que está separada por una membrana semipermeable, es decir, una membrana permeable al disolvente pero no al soluto.

La presión osmótica Π es la presión que debe aplicarse a la disolución para pararla afluencia del disolvente.

Un ejemplo importante de ósmosis incluye el transporte de fluidos a través de las membranas celulares, diálisis y osmometría para medir la masa molar por medida de la presión osmótica. La osmometría se utiliza para medir la masa molecular de macromoléculas.

La causa de la presión osmótica es porque en equilibrio el potencial químico del disolvente debe ser el mismo en cada lado de la membrana. El potencial químico del disolvente disminuye por el soluto pero vuelve a su valor por la aplicación de presión. Para disoluciones diluidas la presión osmótica viene dada por la ecuación de van't Hoff

$$\Pi = C_B RT = \frac{n_B}{V} RT$$



Ejemplo: La presión osmótica de disoluciones de cloruro de polivinilo (PVC) en ciclohexanona a 298 K vienen dadas en la tabla. Las presiones vienen expresadas en términos de la altura de la disolución (de densidad másica $\rho = 0,980 \text{ g cm}^{-3}$) en relación con la presión osmótica. Con esos datos determina la masa molar del polímero.

$c / (\text{g dm}^{-3})$	1,00	2,00	4,00	7,00	9,00
h / cm	0,28	0,71	2,01	5,10	8,00

$(h/c) / \text{cm g}^{-1} \text{dm}^3$	0,28	0,36	0,503	0,729	0,889
--	------	------	-------	-------	-------

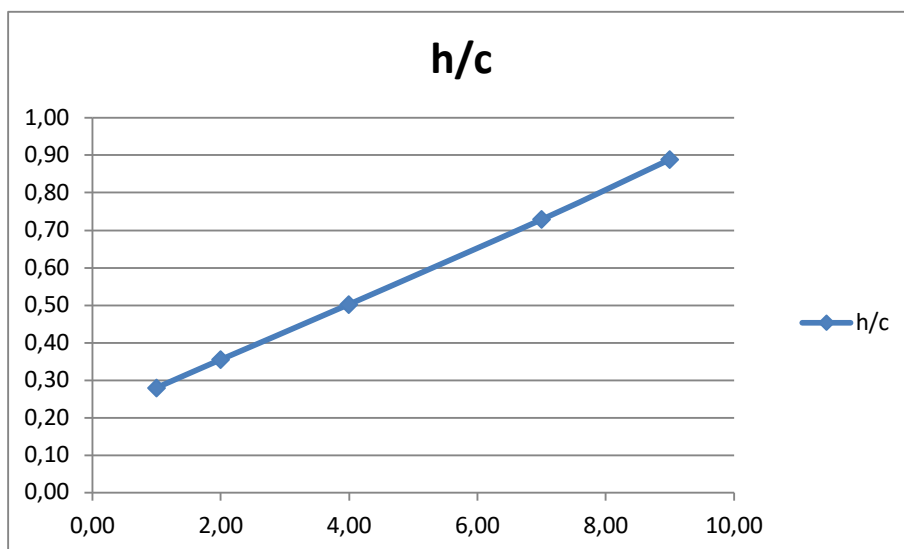
$$\Pi = \frac{n_B}{V} RT = \frac{m_B}{MV} RT = \frac{c_B}{M} RT = \rho gh$$

$$\frac{h}{c_B} = \frac{RT}{\rho g M}$$

Para encontrar la masa molar M dibujamos h/c frente a c , que es una línea recta que corta en $c = 0$ a $h/c = RT/(\rho g M) = 0,217 \text{ cm g}^{-1} \text{dm}^3$.

$$\frac{x - x_1}{x_2 - x_1} = \frac{y - y_1}{y_2 - y_1} \quad \left\{ \begin{array}{l} x - 2 \\ 4 - 2 \end{array} = \frac{y - 0,36}{0,503 - 0,36} \right\} \quad y = 0,5x + 0,217 \quad \left\{ \begin{array}{l} h \\ c \end{array} = 0,5c + 0,217 \right\}$$

$$M = \frac{RT}{\rho g} \frac{1}{0,217 \frac{\text{cm} \cdot \text{dm}^3}{\text{g}}} = \frac{8,314 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 298 \text{K}}{980 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \times 9,81 \frac{\text{m}}{\text{s}^2} \times 0,217 \frac{10^{-2} \text{m} \times 10^{-3} \text{m}^3}{10^{-3} \text{kg}}} = 118,760 \frac{\text{kg}}{\text{mol}}$$



La ósmosis en fisiología y en bioquímica

La ósmosis ayuda a las células biológicas a mantener su estructura. Las membranas celulares son semi-permeables y permiten el paso de agua, pequeñas moléculas e iones hidratados, mientras que impiden el paso de biopolímeros sintetizados dentro de la célula. La diferencia de concentraciones de solutos dentro y fuera de la célula hace subir la presión osmótica y el agua pasa a la disolución más concentrada en el interior de la célula, transportando pequeñas moléculas nutrientes. La afluencia de agua permite que la célula permanezca hinchada, mientras que la deshidratación hace que la célula encoja.

Métodos actuales para el análisis de sustancias: Espectroscopia y Espectrometría

El espectrómetro de masas:

Aparato que produce la separación de partículas de una determinada característica (masa y carga), y mide su proporción.

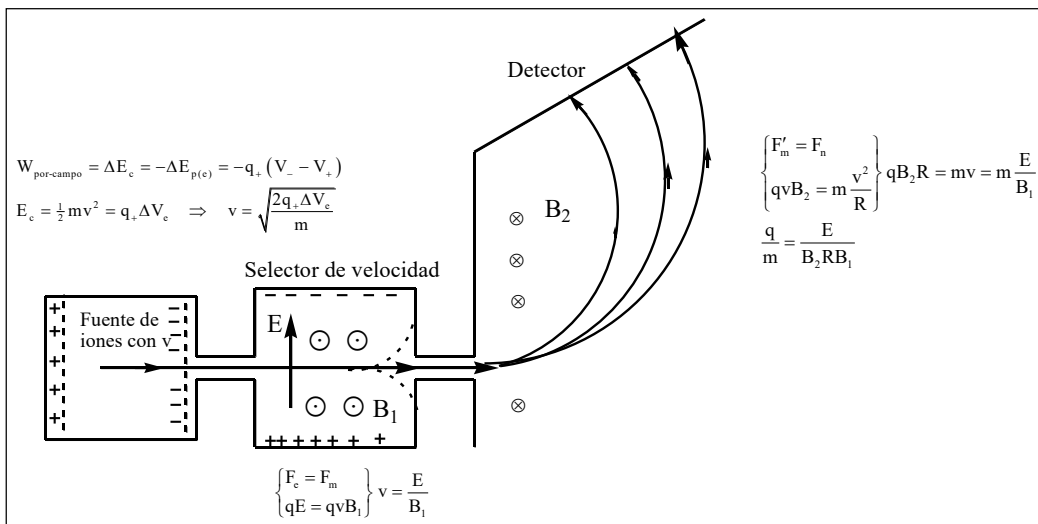
Se emplea especialmente para medir la abundancia de los isótopos en una mezcla.

Se aceleran los iones haciéndolos pasar por unas rendijas metálicas, una positiva y otra negativa, que tienen una diferencia de potencial, lo que contribuye a la variación de su energía cinética. Posteriormente, los iones se encuentran con un campo eléctrico E y otro magnético B₁ que hacen las veces de selector de velocidades, seleccionando con una velocidad determinada.

Luego pasan a una zona con un campo magnético uniforme B₂, que es perpendicular a su trayectoria, lo que hace que describan una semicircunferencia, en un sentido o en otro dependiendo de la carga, hasta chocar con una placa fotográfica.

Se obtiene que la relación carga a masa de la partícula es función de la diferencia de potencial eléctrica, del campo magnético y del radio de la circunferencia descrita.

Esta técnica se puede aplicar a electrones, protones y otras partículas cargadas, átomos o moléculas. **Si medimos la carga independientemente, podemos obtener la masa de la partícula.**



Demostración:

Los iones positivos, q₊, pasan las placas metálicas, ΔV_c, siendo **el trabajo realizado por el campo eléctrico igual al incremento en la energía cinética de los iones:**

$$W_{\text{por-campo}} = \Delta E_c = \frac{1}{2}mv^2 = -\Delta E_{p(e)} = -q_+(V_- - V_+) = q_+(V_+ - V_-) = q_+\Delta V_c$$

En el selector de velocidad (campos E y B₁) se seleccionan iones por una velocidad determinada:

$$\vec{F} = \vec{F}_e + \vec{F}_m = 0 \Rightarrow q\vec{E} = -q\vec{v} \times \vec{B}_1 \Rightarrow E = vB_1 \Rightarrow v = \frac{E}{B_1}$$

Los seleccionados con la velocidad v, entran en el campo magnético B₂ siendo la fuerza magnética igual a la fuerza centrípeta, ya que los iones giran describiendo una circunferencia:

$$\vec{F}_m = q\vec{v} \times \vec{B}_2 = m\vec{a}_n \Rightarrow qvB_2 = m\frac{v^2}{R} \Rightarrow qB_2R = mv = m\frac{E}{B_1} \Rightarrow \boxed{\frac{q}{m} = \frac{E}{B_2RB_1}}$$

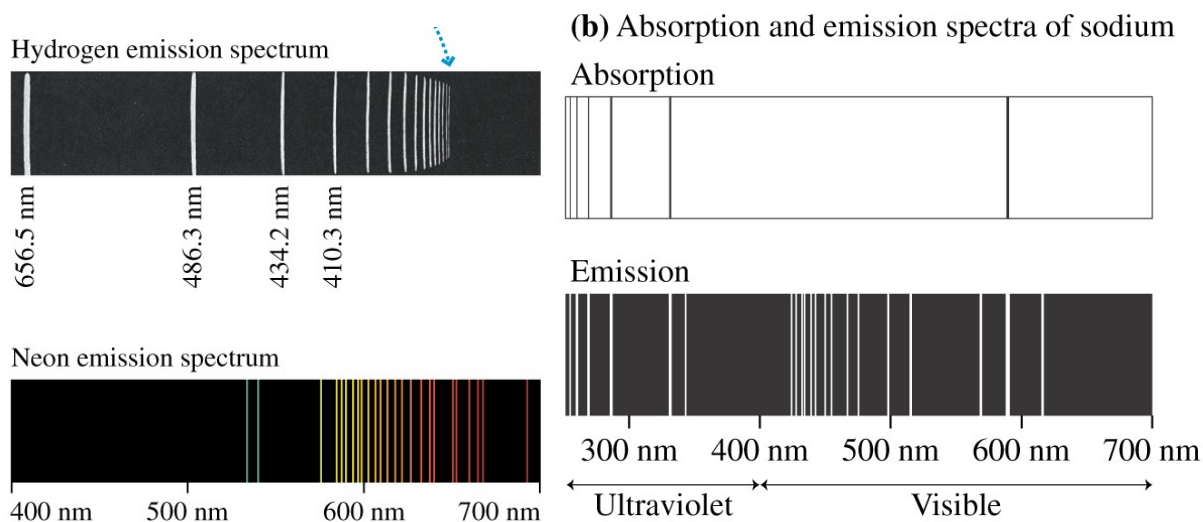
La relación sin considerar el selector de velocidades es:

$$\vec{v} \perp \vec{B} \Rightarrow F_m = qvB_2 = m \frac{v^2}{R} \Rightarrow v = \frac{qB_2R}{m} = \sqrt{\frac{2q\Delta V}{m}} \Rightarrow \frac{q^2B_2^2R^2}{m^2} = \frac{2q\Delta V}{m} \Rightarrow \boxed{\frac{q}{m} = \frac{2\Delta V}{B_2^2R^2}}$$

Espectro del átomo de hidrógeno

Cuando una descarga eléctrica se produce en el interior de hidrógeno gas H_2 las moléculas se disocian y los átomos H son excitados y emiten luz de una determinada frecuencia, produciendo un espectro de una serie de líneas.

El espectro del átomo de hidrógeno se obtiene al dispersar el conjunto de radiaciones energéticas emitidas por el hidrógeno. El resultado de la dispersión es la separación de las radiaciones en sus de distintas frecuencias.



Experimento y observación del espectro del átomo de hidrógeno: En un tubo de vidrio cerrado que contiene gas hidrógeno a una presión muy baja, realizamos una descarga eléctrica. La radiación energética que se produce, en todas direcciones, se colima, es decir, se obtiene un haz de rayos paralelos, y la pasamos por un prisma con lo que se descompone en sus frecuencias visibles constituyentes. Las radiaciones separadas en sus distintas frecuencias o longitudes de onda en la zona visible del espectro (desde 400 nm hasta 700 nm) corresponden a 656,5 nm; 486,3 nm; 434,2 nm y 410 nm.

La observación experimental del espectro del hidrógeno pone de manifiesto que la energía emitida por éste no es continua sino que está constituido por una serie de líneas o rayas espectrales a una determinada longitud de onda o frecuencia. Balmer encontró en 1885 que estas líneas obtenidas en la zona visible se relacionaban mediante la siguiente expresión matemática:

$$\tilde{\nu} = \frac{1}{\lambda} = 109.677,57 \left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right] \text{cm}^{-1} \quad (n = 3, 4, \dots)$$

Posteriormente, fueron descubiertas otras series de líneas en las zonas ultravioleta del espectro y en la infrarroja. El **espectroscopista Rydberg** generalizó la ecuación de Balmer comprobando que todas las líneas del espectro se relacionaban por la ecuación:

$$\tilde{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right] \quad \begin{pmatrix} n_1 = 1, 2, 3, 4, \dots \\ n_2 > n_1 \end{pmatrix}$$

Si $n_1 = 1$ se conoce como serie de *Lyman* comprendida en la zona ultravioleta desde 70 nm a 130 nm. Si $n_1 = 2$ se conoce como serie de *Balmer* (zona visible desde 400 nm hasta 700 nm). Si $n_1 = 3$ se conoce como serie de *Paschen* (zona infrarroja superior a 900 nm). Si $n_1 = 4$ se conoce como serie de *Brackett* y si $n_1 = 5$ se conoce como serie de *Pfund*.

$$\text{Lyman } (91,2 \text{ nm} < \lambda < 121,6 \text{ nm})_{\text{uv}} \quad \tilde{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left[\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right] \quad (n_2 > 1)$$

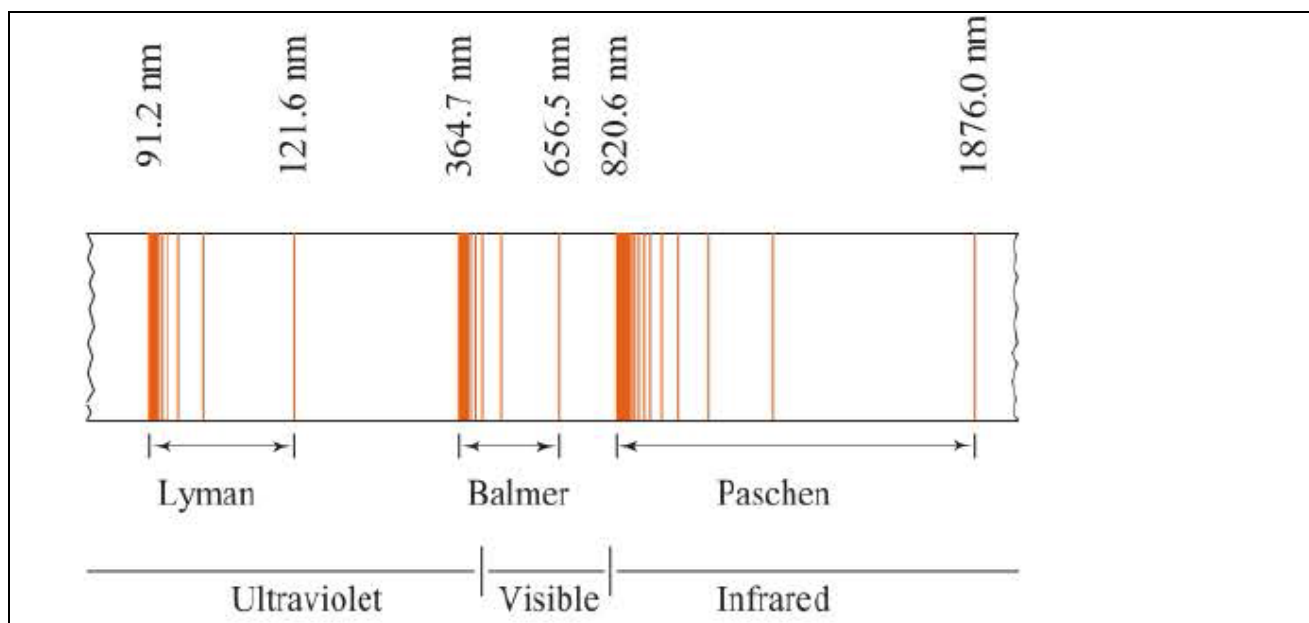
$$\text{Balmer } (364,7 \text{ nm} < \lambda < 656,5 \text{ nm})_{\text{visible}} \quad \tilde{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n_2^2} \right] \quad (n_2 > 2)$$

$$\text{Paschen } (820,6 \text{ nm} < \lambda < 1876,0 \text{ nm})_{\text{IR}} \quad \tilde{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left[\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n_2^2} \right] \quad (n_2 > 3)$$

$$\text{Brackett } \tilde{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left[\frac{1}{4^2} - \frac{1}{n_2^2} \right] \quad (n_2 > 4)$$

$$\text{Pfund } \tilde{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left[\frac{1}{5^2} - \frac{1}{n_2^2} \right] \quad (n_2 > 5)$$

El espectro atómico del Hidrógeno es algo característico de ese átomo por lo que es razonable pensar que depende de la distribución electrónica en el átomo. Por tanto, sería muy importante el poder interpretar las líneas del espectro de emisión de los átomos para conocer su relación con la estructura electrónica. El espectro del átomo de Hidrógeno no se podía explicar con la teoría clásica de la radiación.



Problemas

Datos para resolver los Problemas: Los Pesos atómicos hay que consultarlos en la Tabla Periódica.

Presión: $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = \rho_{\text{Hg}} \cdot g \cdot h = 13.590 \text{ kg m}^{-3} \cdot 9,81 \text{ m s}^{-2} \cdot 0,76 \text{ m} = 101.325 \text{ Pa} = 1,01325 \text{ bar}$

Energía: $1 \text{ J} = 1 \text{ N} \cdot \text{m} = 1 \text{ Pa m}^2 \cdot \text{m} = 1 \text{ Pa m}^3 = 10^{-5} \text{ bar} \times 10^3 \text{ L} = 0,01 \text{ bar L}$

Constante de los gases: $R = 8,314 \text{ Pa m}^3 \text{ mol}^{-1} \text{ K}^{-1} = 0,08314 \text{ bar L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} = 0,0820 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

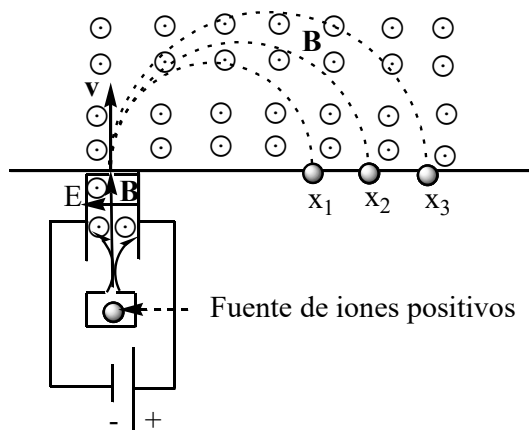
Cuestiones:

- Diferencia entre propiedad física y química.
 - Diferencia entre mezcla homogénea y heterogénea.
 - Indica dos diferencias entre una mezcla y un compuesto.
 - Indica tres métodos de separación de los componentes de una mezcla, especificando la propiedad física que se utiliza y el procedimiento.
- La masa atómica relativa del isótopo oxígeno-16 tiene un valor de 15,995. Determine: a) la masa en gramos de un átomo del isótopo oxígeno-16; b) la masa de un mol de átomos del oxígeno-16. [a) $2,656 \cdot 10^{-23} \text{ g}$; b) $15,995 \text{ g/mol}$]
 - En un experimento se han obtenido $1,290 \cdot 10^{24}$ átomos de H. Determine: a) el número de moles de átomos de H; b) la masa de los átomos de H. [a) $2,142 \text{ mol}$; b) $2,142 \text{ g}$]
 - Escribe el número de protones, neutrones y electrones de los siguientes átomos: a) ${}^{13}_6\text{C}$; b) ${}^{37}_{17}\text{Cl}$; c) ${}^{235}_{92}\text{U}$. [a) $Z = 6$; $N = 7$; b) $Z = 17$; $N = 20$; c) $Z = 92$; $N = 143$].
 - Calcule la masa molar del elemento químico Br si en una muestra de salmuera hay el 50,54% del isótopo ${}^{79}\text{Br}$, de masa $78,918 \cdot \text{u}$, y el 49,46% del isótopo ${}^{81}\text{Br}$, de masa $80,916 \cdot \text{u}$. [$79,906 \text{ g/mol}$]
 - Calcule la masa molar del elemento químico Kr. Una muestra natural contiene: el 0,3% de ${}^{78}\text{Kr}$, de masa $77,92 \cdot \text{u}$, el 2,3% de ${}^{90}\text{Kr}$, de masa $79,91 \cdot \text{u}$, el 11,6% de ${}^{82}\text{Kr}$, de masa $81,91 \cdot \text{u}$, el 11,5% de ${}^{83}\text{Kr}$, de masa $82,92 \cdot \text{u}$, el 56,9% de ${}^{84}\text{Kr}$, de masa $83,91 \cdot \text{u}$, y el 17,4% de ${}^{86}\text{Kr}$, de masa $85,91 \cdot \text{u}$. [$83,80$]
 - Determine el número de átomos en: a) $3,97 \text{ mol}$ de átomos de Xe; b) $18,3 \mu\text{g}$ de Sc. [a) $2,39 \cdot 10^{24}$ átomos de Xe; b) $2,45 \cdot 10^{17}$ átomos Sc]
 - Determina en qué muestra de los siguientes pares hay mayor número de moles de átomos: a) en 25 g de C o en 35 g de Si; b) en $1,0 \text{ g}$ de Au o en $1,0$ de Hg; c) en $2,49 \cdot 10^{22}$ átomos de Au o en $2,49 \cdot 10^{22}$ átomos de Hg. [a) $n_{\text{C}} > n_{\text{Si}}$; b) $n_{\text{Au}} > n_{\text{Hg}}$; c) $n_{\text{Au}} = n_{\text{Hg}}$]
 - Determine la masa de aluminio que tiene el mismo número de átomos que hay en: a) $6,29 \text{ mg}$ de Ag; b) $6,29 \text{ mg}$ de Au. [a) $1,57 \text{ mg}$; b) $0,86 \text{ mg}$]
 - Tenemos 27 g de agua. Calcule: a) la cantidad de sustancia en moles de agua; b) el número de moléculas de agua; c) el número de átomos de oxígeno e hidrógeno. [a) $1,5 \text{ mol}$; b) $9,0 \cdot 10^{23}$; c) $18,0 \cdot 10^{23}$ de H]
 - Sabiendo que la masa molecular del hidrógeno es 2 y la del oxígeno 32, conteste razonadamente: a) ¿qué ocupará más volumen, un mol de hidrógeno o un mol de oxígeno en las mismas condiciones de presión y temperatura?; b) ¿qué tendrá más masa, un mol de hidrógeno o un mol de oxígeno?; c) ¿dónde habrá más moléculas, en un mol de hidrógeno o en un mol de oxígeno?. [a) Igual volumen; b) $m_{\text{O}} > m_{\text{H}}$; c) igual]
 - Se tienen tres recipientes que contienen $3,011 \cdot 10^{23}$ moléculas de C_4H_{10} , el primero, $6,130 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO, el segundo y 1 mol de N_2 , el tercero. Ordénelos en orden creciente de su masa. [$m(\text{C}_4\text{H}_{10}) > m(\text{CO}) > m(\text{N}_2)$]
 - Se dispone de tres recipientes que contienen 1 L de metano gas, 2 litros de nitrógeno gas y $1,5 \text{ L}$ de ozono gas, en las mismas condiciones de presión y temperatura. Indique razonadamente: a) ¿cuál contiene mayor número de moléculas?; b) ¿cuál contiene mayor número de átomos?; c) ¿cuál tiene mayor densidad?. [a) nitrógeno > ozono > metano; b) metano > ozono > nitrógeno; c) ozono > nitrógeno > metano]

- 13) Un compuesto químico tiene la siguiente composición centesimal: 40,2% de K; 26,9% de Cr y 32,9% de O. ¿Cuál es la fórmula empírica?. $P_a(\text{Cr}) = 52$; $P_a(\text{K}) = 39$; $P_a(\text{O}) = 16$. [Cromato de potasio]
- 14) La cafeína, un estimulante que se encuentra en café y té, tiene de peso molecular 194 y su composición es: 49,48% de C; 5,19% de H; 28,85% de N y 16,48% de O. Determina la fórmula empírica y la fórmula molecular de la cafeína. $P_a(\text{C}) = 12$; $P_a(\text{H}) = 1$; $P_a(\text{N}) = 14$; $P_a(\text{O}) = 16$. [$\text{C}_4\text{H}_5\text{N}_2\text{O}$; $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$]
- 15) Determina la fórmula empírica de los siguientes compuestos: a) la criolita que es un compuesto que se usa en la producción electrolítica del aluminio, tiene un 32,79% de Na, un 13,02% de Al, y un 54,19% de F; b) un fertilizante que tiene 12,2% de N, un 26,9% de P y un 55,6% de O.
- 16) Determina la fórmula empírica de cada compuesto a partir de los siguientes datos: a) el talco tiene de composición, un 19,2% de Mg, un 29,6% de Si, un 42,2% de O y un 9,0% de OH. b) La sacarina tiene un 45,89% de C, un 2,75% de H, un 7,65% de N, un 26,20% de O, y un 17,50% de S. c) El ácido salicílico usado en la síntesis de la aspirina tiene un 60,87% de C, un 4,38% de H y un 34,75% de O. [a) $\text{Mg}_3\text{Si}_4\text{O}_{10}(\text{OH})_2$; b) $\text{C}_7\text{H}_5\text{NO}_3\text{S}$; c) $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$]
- 17) Al reaccionar 10,83 g de Hg y 13,71 g de I, resulta un compuesto puro. ¿Cuál es la fórmula empírica?. $P_a(\text{Hg}) = 200,59$; $P_a(\text{I}) = 126,9$. [dióxido de mercurio]
- 18) Se sabe que un óxido tiene de fórmula M_2O_5 . En su forma pura, este compuesto contiene un 75,27% de M en peso. Calcule el peso atómico de M e indique el elemento químico. $P_a(\text{O}) = 16$. [$P_a(\text{Sb}) = 121,75$]
- 19) Determina la fórmula molecular de una sustancia cuyo peso molecular es 72 y que responde a la fórmula empírica de alcano: $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$. [C_5H_{12}]
- 20) Un compuesto tiene la siguiente composición: 58,8% de C; 9,8% de H y 31,4% de O. Sabiendo que su peso molecular está comprendido entre 180 y 220, determina su fórmula empírica y su fórmula molecular. $P_a(\text{C}) = 12$; $P_a(\text{H}) = 1$; $P_a(\text{O}) = 16$. [$\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$ y $\text{C}_{10}\text{H}_{20}\text{O}_4$]
- 21) Al quemar 75 L de acetileno en unas determinadas condiciones de presión y temperatura calcula: a) el volumen de oxígeno que se consumirá; b) el volumen de todos los productos gaseosos de la reacción. Suponemos que el volumen de los productos los medimos en las mismas condiciones de P y T iniciales. [187,5 L oxígeno; 225 L de productos]
- 22) Al hacer saltar una chispa eléctrica en el seno de una masa de $\text{O}_{2(g)}$ puro que ocupa un volumen de 1.000 cm^3 , a unas determinadas condiciones de P y T, el volumen de la mezcla se reduce a 976 cm^3 , manteniendo las mismas condiciones de P y T. Calcula el porcentaje de oxígeno gas que se ha transformado en ozono. Dato: $3 \text{O}_2(g) \rightleftharpoons 2 \text{O}_3(g)$. [7,2%]
- 23) Explotan 100 cm^3 de una mezcla de gases, de H_2 y O_2 , a la temperatura de 298 K y presión de 1 bar. Se comprueba que queda un residuo gaseoso, de 7 cm^3 de O_2 , medidos a la misma T y P. ¿Qué % $\text{O}_{2(g)}$ había en la mezcla?. [38%]
- 24) Hallar el porcentaje en volumen de vapor de gasolina y aire para que la combustión de la gasolina sea completa. Suponer que el aire tiene un 21% en volumen de oxígeno y que la gasolina está constituida por el compuesto 2,2,4-trimetilpentano. [1,7%]
- 25) Al calentar al aire una muestra de 2,862 g de un óxido de cobre de color rojo reaccionó dando 3,182 g de un óxido de cobre de color negro. Al calentar éste último óxido en presencia de hidrógeno reaccionó dejando un residuo de 2,542 g de cobre puro. a) ¿qué ley de combinación se puede deducir a partir de los datos anteriores?. Enuncia. ¿Establece las fórmulas empíricas de los dos óxidos?. $P_a(\text{Cu}) = 63,5$; $P_a(\text{O}) = 16$. [Óxido de cobre(I) y óxido de cobre(II)].
- 26) En la Naturaleza existen dos isótopos del boro el ^{10}B y el ^{11}B . El boro-10 tiene una masa atómica relativa de 10,013 y una abundancia del 19,61%. Si el elemento químico Boro tiene un peso atómico de 10,811 determina la masa atómica relativa del isótopo boro-11. [11,01]

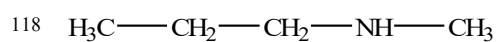
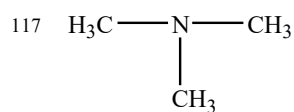
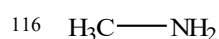
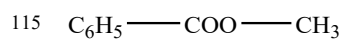
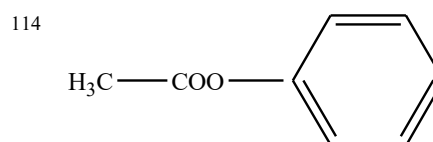
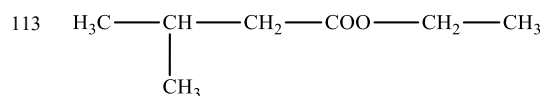
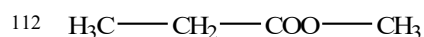
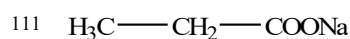
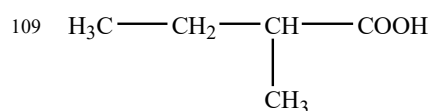
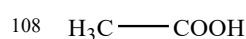
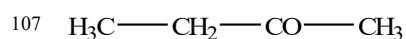
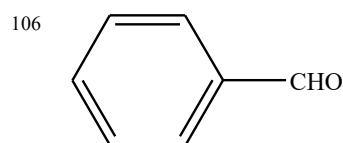
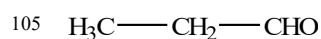
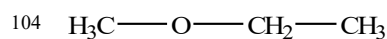
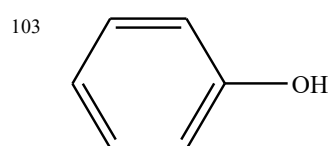
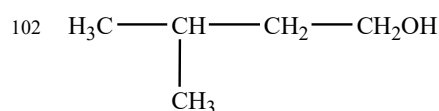
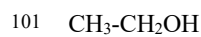
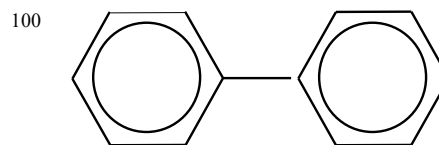
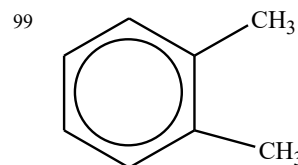
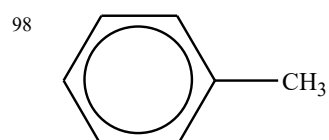
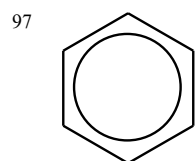
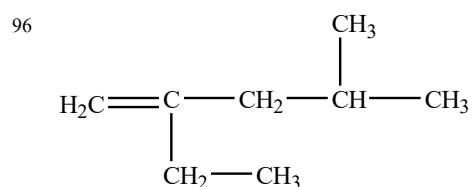
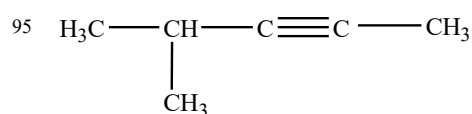
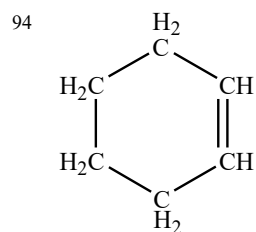
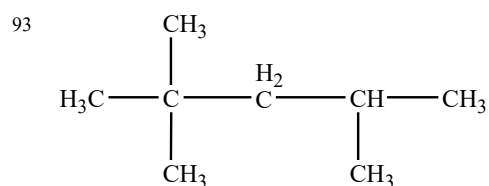
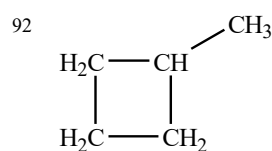
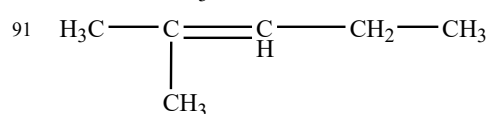
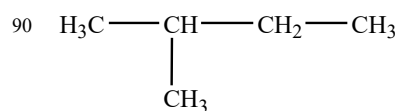
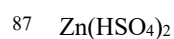
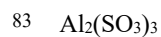
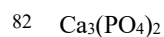
- 27) Cuando se queman 0,436 g de un compuesto que contiene C, H y O se obtiene 0,958 g de CO_2 y 0,522 g de H_2O . Calcule la fórmula empírica del compuesto. Calcule la fórmula molecular sabiendo que su densidad, medida en condiciones normales, es de 2,679 g/L. [$\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$]
- 28) En la etiqueta de un frasco con ácido sulfúrico H_2SO_4 figuran los siguientes datos: $d = 1,84 \text{ g/mL}$ y 96% de porcentaje en peso. Calcule: a) La concentración de la disolución en mol/L; b) el volumen en mL de una disolución de hidróxido de sodio NaOH, de concentración 2 M, necesarios para reaccionar con 10 mL del ácido sulfúrico del frasco. [a) 18 M; b) 180 mL]
- 29) Un compuesto orgánico de peso molecular 204 contiene un 58,8% de C, un 9,8% de H y un 31,4% de O. Determina: a) la fórmula molecular del compuesto; b) el volumen de oxígeno, medido a 25°C y 1 bar, que será necesario para la combustión completa de 102 g del compuesto. Datos: $R = 0,083 \text{ bar}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; $P_a(\text{C}) = 12$; $P_a(\text{H}) = 1$; $P_a(\text{O}) = 16$. [a) $\text{C}_{10}\text{H}_{20}\text{O}_4$; b) 160,8 L]
- 30) Una disolución de ácido sulfúrico en agua tiene una densidad de 1,84 g/mL y un porcentaje en peso del 96%. Calcule: a) la concentración de la disolución en mol/L; b) la fracción molar del ácido sulfúrico; c) la molalidad de la disolución. Dato: $P_m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g/mol}$. [a) 18 M; b) 0,82; c) 245 mol/kg]
- 31) Determine la masa de alcohol etílico que se ingiere al beber un vaso de 250 mL de una bebida alcohólica de concentración 4°. Datos: $d_{\text{etanol}} = 0,80 \text{ g/mL}$; 1° alcohólico equivale a 1 mL de etanol por cada 100 mL de la bebida; $P_m(\text{etanol}) = 46$. [8 g]
- 32) Determine la masa de ácido acético que hay en 500 mL de una botella de vinagre de concentración 3°. Datos: $d_{\text{ac. acético}} = 1,04 \text{ g/mL}$; 3° equivalen a 3 mL de ácido acético por cada 100 mL de vinagre; $P_m(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60$. [15,6 g]
- 33) En tres recipientes, de 15 litros de capacidad cada uno, se introducen H_2 en el primero, Cl_2 en el segundo y CH_4 en el tercero. Siendo las condiciones normales de presión y temperatura ($p = 1 \text{ atm}$; $t = 0^\circ\text{C}$) en los tres. Para el contenido de cada recipiente, calcule: a) el número de moléculas; b) el número de átomos. Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/(\text{mol}\cdot\text{K})$. [a) $4,035\cdot 10^{23}$ moléculas; b) $8,070\cdot 10^{23}$ átomos de H y de Cl; $2,018\cdot 10^{24}$ átomos de C y de H]
- 34) Tenemos 1,00 g de un compuesto que contiene C, H y O, comprobamos que ocupa un volumen de 1,00 L a 473 K y 44,4 kPa. Por combustión de 10,0 g de mismo compuesto se obtienen 0,455 mol de dióxido de carbono y 0,455 mol de agua. Calcule la fórmula molecular y nombre los isómeros. [$\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$; isómeros (ácidos, ésteres y cetonas con hidróxido)]
- 35) La adición de 100 g de un compuesto a 750 g de CCl_4 disminuye el punto de congelación del disolvente en 10,5 K. Calcule la masa molar del compuesto. Dato: $K_{c(\text{disolvente})} = 30 \text{ K}/(\text{mol kg}^{-1})$. [381 g/mol].
- 36) La adición de 5,00 g de un compuesto a 250 g de naftaleno disminuye el punto de congelación del disolvente en 0,780 K. Calcule la masa molar del compuesto. Dato: $K_{c(\text{naftaleno})} = 6,94 \text{ K}/(\text{mol/kg})$. [177,94 g/mol].
- 37) La presión osmótica de una disolución acuosa a 300 K es 120 kPa. Calcule el punto de congelación de la disolución. Datos: $K_{c(\text{disolvente})} = 1,86 \text{ K kg mol}^{-1}$; $R = 8,314 \text{ Pa}\cdot\text{m}^3/(\text{mol}\cdot\text{K})$; $\rho_{\text{agua}} = 1.000 \text{ kg/m}^3$. [-0,09 °C]
- 38) la presión osmótica de una disolución acuosa a 288 K es 99 kPa. Calcule el punto de congelación de la disolución. Datos: $K_{c(\text{disolvente})} = 1,86 \text{ K kg mol}^{-1}$; $R = 8,314 \text{ Pa}\cdot\text{m}^3/(\text{mol}\cdot\text{K})$; $\rho_{\text{agua}} = 1.000 \text{ kg/m}^3$. [-0,077 °C]
- 39) En la siguiente figura se representa un espectrómetro de masas. Desde la fuente de iones salen cationes Mg^{2+} de los tres isótopos de Mg: ^{24}Mg , ^{25}Mg y ^{26}Mg . Penetran en un selector de velocidades constituido por un condensador plano con un campo eléctrico, $E = 200 \text{ V/m}$, y un campo magnético perpendicular a E de valor $B = 0,1 \text{ T}$, por el que salen los iones de una determinada velocidad v . Al salir los iones del

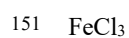
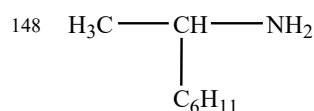
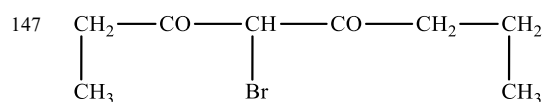
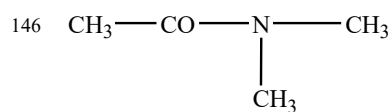
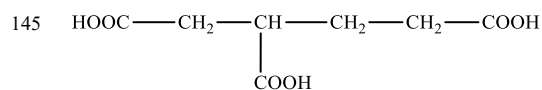
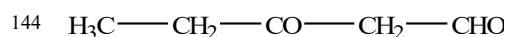
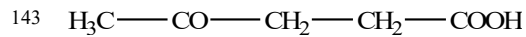
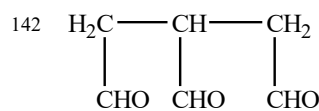
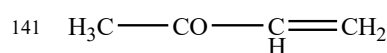
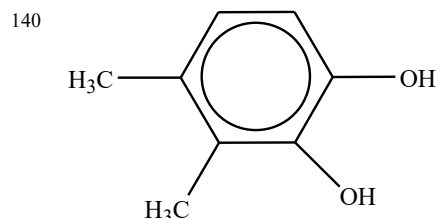
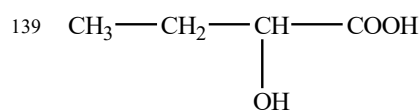
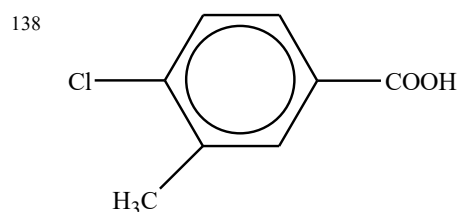
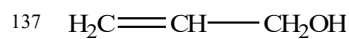
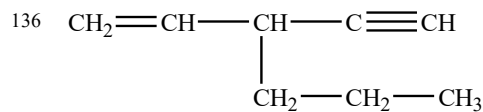
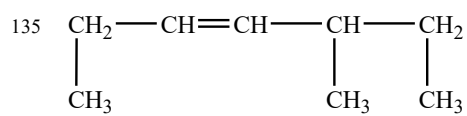
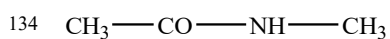
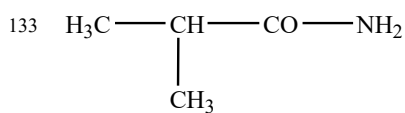
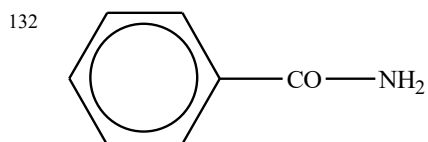
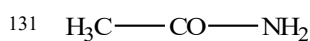
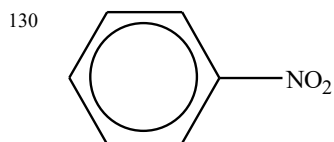
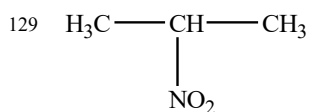
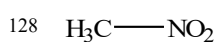
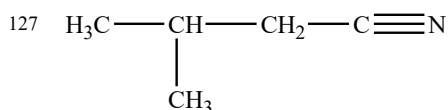
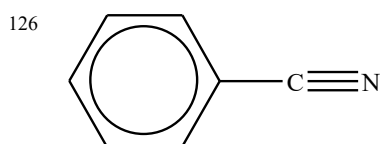
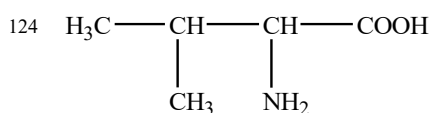
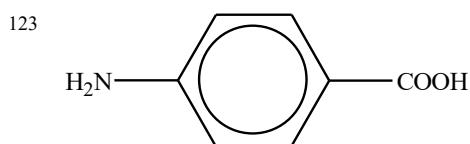
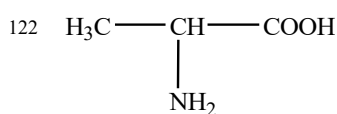
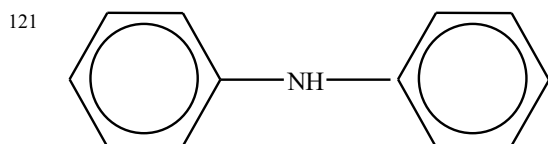
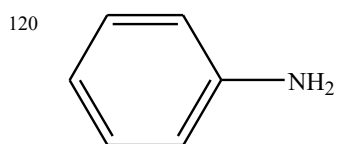
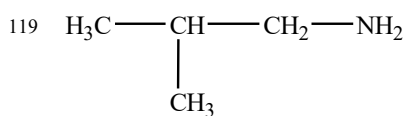
condensador entran en un campo magnético perpendicular $B = 0,1 \text{ T}$ que hace que los iones de diferentes masas e igual carga describan trayectorias circulares, impactando a las distancias x_1 , x_2 y x_3 . Calcule: a) la velocidad de salida de los iones de la fuente; b) las tres distancias de impacto x_1 , x_2 y x_3 . Datos: $M_a(^{24}\text{Mg}) = 23,985 \cdot u$; $M_a(^{25}\text{Mg}) = 24,986 \cdot u$; $M_a(^{26}\text{Mg}) = 25,983 \cdot u$; $q(\text{Mg}^{2+}) = 3,2 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $1 \cdot u = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$. [a) $v = 2.000 \text{ m/s}$; b) $x_1 = 4,98 \text{ mm}$; $x_2 = 5,18 \text{ mm}$; $x_3 = 5,38 \text{ mm}$]



40) En un espectrógrafo de masas los iones de diversos isótopos de un elemento son acelerados mediante una diferencia de potencial de 4.000 V y, a continuación, penetran en una región de campo magnético uniforme de $0,1 \text{ T}$ que les obliga a describir un arco de 180° y alcanzar un colector donde son recogidos. ¿A qué distancia habrá que colocar los colectores para recoger los isótopos del catión cobre(II) cuyos números másicos son 65 y 63?. Datos: $1u = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$; $q_e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$. [El catión de $65u$ a $1,0388 \text{ m}$ y el catión de $63u$ a $1,0226 \text{ m}$]

Nº	Formula o nombra		
		41	H ₂ SO ₄
1	HCl	42	H ₂ SeO ₄
2	HI	43	HClO ₄
3	H ₂ S	44	HMnO ₄
4	NH ₃	45	H ₃ PO ₃
5	SiH ₄	46	H ₃ BO ₃
6	LiH	47	H ₂ CrO ₄
7	NaH	48	HIO ₃
8	MgH ₂	49	Cu ²⁺
9	AlH ₃	50	Li ⁺
10	FeO	51	H ⁺
11	Fe ₂ O ₃	52	NO ⁺
12	Fe ₃ O ₄	53	NH ₄ ⁺
13	CuO	54	H ₃ O ⁺
14	CrO	55	NO ₂ ⁺
15	CrO ₃	56	H ⁻
16	NO	57	Cl ⁻
17	N ₂ O ₄	58	F ⁻
18	SO ₂	59	S ²⁻
19	ZnO	60	Br ⁻
20	OF ₂	61	I ⁻
21	CaF ₂	62	CN ⁻
22	FeCl ₃	63	ClO ⁻
23	CuBr ₂	64	ClO ₂ ⁻
24	MnS ₂	65	MnO ₄ ⁻
25	CrB	66	MnO ₄ ²⁻
26	BrF	67	CrO ₄ ²⁻
27	BrF ₃	68	Cr ₂ O ₇ ²⁻
28	CS ₂	69	SO ₃ ²⁻
29	IF ₇	70	SO ₄ ²⁻
30	SF ₄	71	CO ₃ ²⁻
31	HClO	72	ClO ₄ ⁻
32	HBrO	73	ClO ₃ ⁻
33	H ₃ AsO ₃	74	HO ⁻
34	H ₃ PO ₄	75	Ba(OH) ₂
35	H ₂ SO ₃	76	LiOH
36	H ₂ SeO ₃	77	NaCl
37	HClO ₂	78	NaClO
38	HNO ₂	79	K ₂ SO ₄
39	H ₂ CO ₃	80	LiBrO ₃
40	HNO ₃	81	Fe(BrO ₃) ₃

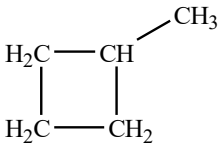
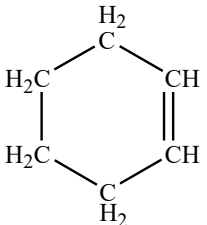
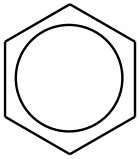
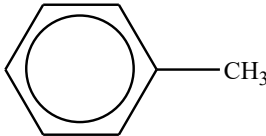


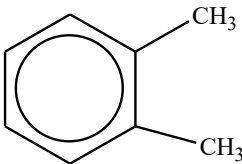
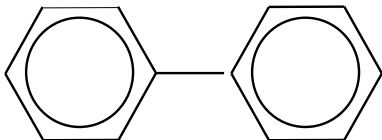
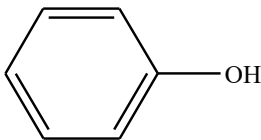
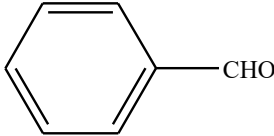
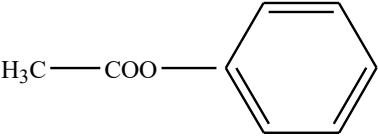


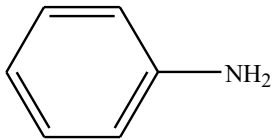
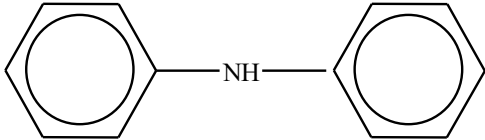
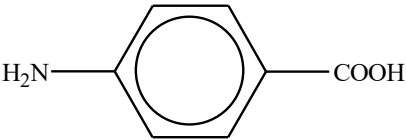
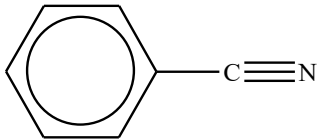
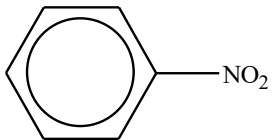
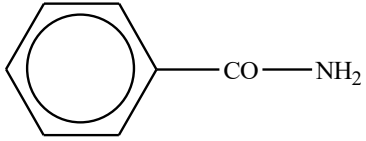
155	MnO	182	CH ₃ -CH=CH-CH ₂ -CH ₂ OH
156	MnO ₂	183	CH ₃ -O-CH ₂ -CH ₂ -CH ₃
157	H ₂ SO ₃	184	CH ₂ =CH-CH ₂ -CH ₂ -O-CH ₂ -CH ₃
158	H ₂ SO ₄	185	C ₆ H ₅ -O-CH ₃
159	H ₂ SeO ₃	186	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CHO
160	H ₂ SeO ₄	187	CH ₂ =CH-CHO
161	H ₂ TeO ₃	188	CH ₃ -CO-CH ₂ -CH ₃
162	HNO ₂	189	CH ₃ -CO-CH ₂ -CH ₂ -CHO
163	HNO ₃	190	CH ₃ -COOH
164	KClO	191	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -COOH
165	NaClO ₂	192	CH ₃ -CH ₂ -COOC ₆ H ₅
166	KClO ₃	193	CH ₃ -CH ₂ -C≡N
167	KClO ₄	194	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -C≡N
168	KBrO	195	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -NO ₂
169	AlBO ₃	196	CH ₃ -CH ₂ -CO-NH ₂
170	K ₂ SO ₃	197	C ₆ H ₅ -CO-NH ₂
171	KMnO ₄	198	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -NH-CH ₃
172	CuClO ₂	199	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -N(CH ₃)-CH ₂ -CH ₃
173	AgNO ₃	200	CH ₃ -CH(NH ₂)-COOH
174	NaHSO ₄	201	VO ²⁺
175	NaHCO ₃	202	H ₃ O ⁺
176	CH ₃ -CH ₂ -CH ₃	203	(NH ₄) ⁺
177	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	204	H ₂ O ₂
178	H ₂ C=CH-CH ₃	205	K ₂ O ₂
179	HC≡C-CH ₃	206	CaO ₂
180	C ₆ H ₅ -CH ₂ -CH ₃	207	CaO ₄
181	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ OH	208	KO ₃

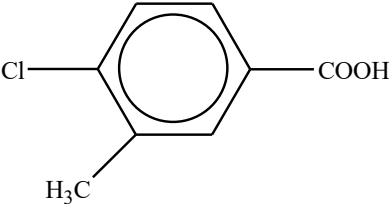
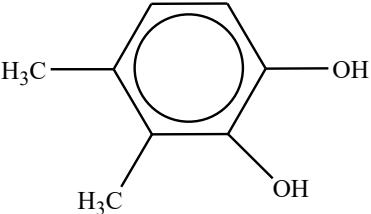
<u>Ejercicios</u>	<u>Formula o nombra</u>	<u>Solución de los ejercicios</u>
1	Cloruro de hidrógeno	HCl
2	Yoduro de hidrógeno	HI
3	Sulfuro de hidrógeno	H ₂ S
4	Amoniaco	NH ₃
5	Silano	SiH ₄
6	Hidruro de litio	LiH
7	Hidruro de sodio	NaH
8	Hidruro de magnesio	MgH ₂
9	Hidruro de aluminio	AlH ₃
10	Óxido de hierro(II)	FeO
11	Óxido de hierro(III)	Fe ₂ O ₃
12	Tetraóxido de trihierro	Fe ₃ O ₄
13	Óxido de cobre(II)	CuO
14	Óxido de cromo(II)	CrO
15	Óxido de cromo(VI)	CrO ₃
16	Monóxido de nitrógeno	NO
17	Tetraóxido de dinitrógeno	N ₂ O ₄
18	Dióxido de azufre	SO ₂
19	Óxido de cinc	ZnO
20	Fluoruro de oxígeno	OF ₂
21	Fluoruro de calcio	CaF ₂
22	Cloruro de hierro(III)	FeCl ₃
23	Bromuro de cobre(II)	CuBr ₂
24	Sulfuro de manganeso(IV)	MnS ₂
25	Boruro de cromo(III)	CrB
26	Fluoruro de bromo(I)	BrF
27	Fluoruro de bromo(III)	BrF ₃
28	Sulfuro de carbono	CS ₂
29	Fluoruro de yodo(VII)	IF ₇
30	Fluoruro de azufre(IV)	SF ₄
31	Ácido hipocloroso	HClO
32	Ácido hipobromoso	HBrO
33	Ácido ortoarsenioso	H ₃ AsO ₃
34	Ácido ortofosfórico	H ₃ PO ₄
35	Ácido sulfuroso	H ₂ SO ₃
36	Ácido selenioso	H ₂ SeO ₃
37	Ácido cloroso	HClO ₂
38	Ácido nitroso	HNO ₂
39	Ácido carbónico	H ₂ CO ₃
40	Ácido nítrico	HNO ₃

41	Ácido sulfúrico	H_2SO_4
42	Ácido selénico	H_2SeO_4
43	Ácido perclórico	HClO_4
44	Ácido permangánico	HMnO_4
45	Ácido ortofosforoso	H_3PO_3
46	Ácido ortobórico	H_3BO_3
47	Ácido crómico	H_2CrO_4
48	Ácido yódico	HIO_3
49	Ion cobre(II)	Cu^{2+}
50	Ion litio	Li^+
51	Ion hidrógeno	H^+
52	Catión nitrosilo	NO^+
53	Ion amonio	NH_4^+
54	Ion oxonio	H_3O^+
55	Catión nitroílo	NO_2^+
56	Ion hidruro	H^-
57	Ion cloruro	Cl^-
58	Ion fluoruro	F^-
59	Ion sulfuro	S^{2-}
60	Ion bromuro	Br^-
61	Ion yoduro	I^-
62	Ion cianuro	CN^-
63	Ion hipoclorito	ClO^-
64	Ion clorito	ClO_2^-
65	Ion permanganato	MnO_4^-
66	Ion manganato	MnO_4^{2-}
67	Ion cromato	CrO_4^{2-}
68	Ion dicromato	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
69	Ion sulfito	SO_3^{2-}
70	Ion sulfato	SO_4^{2-}
71	Ion carbonato	CO_3^{2-}
72	Ion perclorato	ClO_4^-
73	Ion clorato	ClO_3^-
74	Ion hidróxido	HO^-
75	Hidróxido de bario	$\text{Ba}(\text{OH})_2$
76	Hidróxido de litio	LiOH
77	Cloruro de sodio	NaCl
78	Hipoclorito de sodio	NaClO
79	Sulfato de potasio	K_2SO_4
80	Bromato de litio	LiBrO_3
81	Bromato de hierro(III)	$\text{Fe}(\text{BrO}_3)_3$

82	Ortofosfato de calcio	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
83	Sulfito de aluminio	$\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$
84	Hidrogenosulfato de potasio	KHSO_4
85	Hidrogenocarbonato de sodio	NaHCO_3
86	Hidrogenoortofosfato de calcio	CaHPO_4
87	Hidrogenosulfato de cinc	$\text{Zn}(\text{HSO}_4)_2$
88	Metano	CH_4
89	Etano	$\text{CH}_3\text{-CH}_3$
90	2-Metilbutano	$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$
91	2-Metil-2-penteno	$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{C}=\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\ \quad \quad \\ \text{CH}_3 \quad \quad \text{H} \end{array}$
92	Metilciclobutano	
93	2,2,4-Trimetilpentano	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ \quad \quad \\ \text{CH}_3 \quad \quad \text{CH}_3 \end{array}$
94	Ciclohexeno	
95	4-Metilpent-2-ino	$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$
96	2-Etil-4-metilpent-1-eno	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_2\text{C}=\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_2-\text{CH}_3 \end{array}$
97	Benceno	
98	Metilbenceno (tolueno)	

99	1,2-Dimetilbenceno	
100	Difenilo	
101	Etanol	$\text{CH}_3\text{---CH}_2\text{OH}$
102	3-Metil-1-butanol	$\begin{array}{ccccccc} \text{H}_3\text{C} & \text{---} & \text{CH} & \text{---} & \text{CH}_2 & \text{---} & \text{CH}_2\text{OH} \\ & & & & & & \\ & & \text{CH}_3 & & & & \end{array}$
103	Fenol	
104	Metoxietano	$\text{H}_3\text{C} \text{---} \text{O} \text{---} \text{CH}_2 \text{---} \text{CH}_3$
105	Propanal	$\text{H}_3\text{C} \text{---} \text{CH}_2 \text{---} \text{CHO}$
106	Benzaldehído	
107	Butanona	$\text{H}_3\text{C} \text{---} \text{CH}_2 \text{---} \text{CO} \text{---} \text{CH}_3$
108	Ácido etanoico	$\text{H}_3\text{C} \text{---} \text{COOH}$
109	Ácido 2-metilbutanoico	$\begin{array}{ccccccc} \text{H}_3\text{C} & \text{---} & \text{CH}_2 & \text{---} & \text{CH} & \text{---} & \text{COOH} \\ & & & & & & \\ & & & & \text{CH}_3 & & \end{array}$
110	1-Propanolato de sodio	$\text{H}_3\text{C} \text{---} \text{CH}_2 \text{---} \text{CH}_2\text{ONa}$
111	Propanoato de sodio	$\text{H}_3\text{C} \text{---} \text{CH}_2 \text{---} \text{COONa}$
112	Propanoato de metilo	$\text{H}_3\text{C} \text{---} \text{CH}_2 \text{---} \text{COO} \text{---} \text{CH}_3$
113	3-Metilbutanoato de etilo	$\begin{array}{ccccccc} \text{H}_3\text{C} & \text{---} & \text{CH} & \text{---} & \text{CH}_2 & \text{---} & \text{COO} \text{---} \text{CH}_2 \text{---} \text{CH}_3 \\ & & & & & & \\ & & \text{CH}_3 & & & & \end{array}$
114	Acetato de fenilo	$\text{H}_3\text{C} \text{---} \text{COO} \text{---} \text{C}_6\text{H}_5$ 
115	Benzoato de metilo	$\text{C}_6\text{H}_5 \text{---} \text{COO} \text{---} \text{CH}_3$
116	Metanamina	$\text{H}_3\text{C} \text{---} \text{NH}_2$
117	N,N-Dimetilmetanamina	$\begin{array}{ccc} \text{H}_3\text{C} & \text{---} & \text{N} & \text{---} & \text{CH}_3 \\ & & & & \\ & & \text{CH}_3 & & \end{array}$
118	N-Metilpropanamina	$\text{H}_3\text{C} \text{---} \text{CH}_2 \text{---} \text{CH}_2 \text{---} \text{NH} \text{---} \text{CH}_3$

- 119 2-Metilpropanamina $\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{NH}_2$
- 120 Fenilamina (anilina) 
- 121 Difenilamina 
- 122 Ácido 2-aminopropanoico $\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$
- 123 Ácido p-aminobenzoico 
- 124 Ácido 2-amino-3-metilbutanoico $\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$
- 125 Propanonitrilo $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{N}$
- 126 Benzonitrilo 
- 127 3-Metilbutanonitrilo $\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{N}$
- 128 Nitrometano $\text{H}_3\text{C}-\text{NO}_2$
- 129 2-Nitropropano $\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{NO}_2}{\text{CH}}-\text{CH}_3$
- 130 Nitrobenzeno 
- 131 Acetamida $\text{H}_3\text{C}-\text{CO}-\text{NH}_2$
- 132 Benzamida 
- 133 2-Metilpropanamida $\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CO}-\text{NH}_2$
- 134 N-Metilacetamida $\text{CH}_3-\text{CO}-\text{NH}-\text{CH}_3$

135	5-Metil-3-hepteno	$\begin{array}{ccccccccc} \text{CH}_2 & - & \text{CH} = & \text{CH} & - & \text{CH} & - & \text{CH}_2 \\ & & & & & & & \\ \text{CH}_3 & & & & & \text{CH}_3 & & \text{CH}_3 \end{array}$
136	3-Propil-1-penten-4-ino	$\begin{array}{ccccccc} \text{CH}_2 = & \text{CH} & - & \text{CH} & - & \text{C} \equiv & \text{CH} \\ & & & & & & \\ & & & \text{CH}_2 - & \text{CH}_2 - & \text{CH}_3 \end{array}$
137	2-Propen-1-ol	$\text{H}_2\text{C} = \text{CH} - \text{CH}_2\text{OH}$
138	Ácido 4-cloro-3-metilbenzoico	
139	Ácido 2-hidroxibutanoico	$\begin{array}{ccccccc} \text{CH}_3 - & \text{CH}_2 - & \text{CH} & - & \text{COOH} \\ & & & & \\ & & \text{OH} & & \end{array}$
140	1,2-Dihidroxi-3,4-dimetilbenceno	
141	3-Buten-2-ona	$\begin{array}{ccccccc} \text{H}_3\text{C} - & \text{CO} - & \text{C} & = & \text{CH}_2 \\ & & & & \\ & & \text{H} & & \end{array}$
142	1,2,3-Propanotricarbaldehido	$\begin{array}{ccccccc} \text{H}_2\text{C} & - & \text{CH} & - & \text{CH}_2 \\ & & & & \\ \text{CHO} & & \text{CHO} & & \text{CHO} \end{array}$
143	Ácido 4-oxopentanoico	$\text{H}_3\text{C} - \text{CO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$
144	3-Oxopentanal	$\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2 - \text{CO} - \text{CH}_2 - \text{CHO}$
145	Ácido 3-carboxihexanodioico	$\begin{array}{ccccccccccc} \text{HOOC} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 & - & \text{COOH} \\ & & & & & & & & & & \\ & & & & \text{COOH} & & & & & & \end{array}$
146	N,N-Dimetilacetamida	$\begin{array}{ccccccc} \text{CH}_3 - & \text{CO} - & \text{N} & - & \text{CH}_3 \\ & & & & \\ & & \text{CH}_3 & & \end{array}$
147	4-Bromo-3,5-octanodiona	$\begin{array}{ccccccccccc} \text{CH}_2 & - & \text{CO} & - & \text{CH} & - & \text{CO} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 \\ & & & & & & & & & & \\ \text{CH}_3 & & & & \text{Br} & & & & & & \text{CH}_3 \end{array}$
148	1-Ciclohexiletanamina	$\begin{array}{ccc} \text{H}_3\text{C} - & \text{CH} & - & \text{NH}_2 \\ & & & \\ & \text{C}_6\text{H}_{11} & & \end{array}$
149	MgH ₂	Hidruro de magnesio
150	FeCl ₂	Cloruro de hierro (II)
151	FeCl ₃	Tricloruro de hierro
152	CuBr	Bromuro de cobre (I)
153	Cr ₂ O ₃	Óxido de cromo (III)
154	CrO ₃	Óxido de cromo (VI)

155	MnO	Óxido de manganeso (II)
156	MnO ₂	Óxido de manganeso (IV)
157	H ₂ SO ₃	Ácido sulfuroso
158	H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico
159	H ₂ SeO ₃	Ácido selenioso
160	H ₂ SeO ₄	Ácido selénico
161	H ₂ TeO ₃	Ácido teluroso
162	HNO ₂	Ácido nitroso
163	HNO ₃	Ácido nítrico
164	KClO	Hipoclorito de potasio
165	NaClO ₂	Clorito de sodio
166	KClO ₃	Clorato de potasio
167	KClO ₄	Perclorato de potasio
168	KBrO	Hipodromito de potasio
169	AlBO ₃	Ortoborato de aluminio
170	K ₂ SO ₃	Sulfito de potasio
171	KMnO ₄	Permanganato de potasio
172	CuClO ₂	Clorito de cobre (I)
173	AgNO ₃	Nitrato de plata
174	NaHSO ₄	Hidrógenosulfato de potasio
175	NaHCO ₃	Hidrógenocarbonato de sodio
176	CH ₃ -CH ₂ -CH ₃	Propano
177	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	Butano
178	H ₂ C=CH-CH ₃	Propeno
179	HC≡C-CH ₃	Propino
180	C ₆ H ₅ -CH ₂ -CH ₃	Etilbenceno
181	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ OH	1-Butanol
182	CH ₃ -CH=CH-CH ₂ -CH ₂ OH	3-Penten-1-ol
183	CH ₃ -O-CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	1-Metoxipropano
184	CH ₂ =CH-CH ₂ -CH ₂ -O-CH ₂ -CH ₃	4-Etoxi-1-buteno (3-Butenil etil éter)
185	C ₆ H ₅ -O-CH ₃	Metoxibenceno
186	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CHO	Butanal
187	CH ₂ =CH-CHO	Propenal
188	CH ₃ -CO-CH ₂ -CH ₃	Butanona
189	CH ₃ -CO-CH ₂ -CH ₂ -CHO	4-Oxo-pentanal
190	CH ₃ -COOH	Ácido acético
191	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -COOH	Ácido butanoico
192	CH ₃ -CH ₂ -COOC ₆ H ₅	Propanoato de fenilo
193	CH ₃ -CH ₂ -C≡N	Propanonitrilo
194	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -C≡N	Butanonitrilo
195	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -NO ₂	1-Nitropropano

196	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-NH}_2$	Propanamida
197	$\text{C}_6\text{H}_5\text{-CO-NH}_2$	Benzamida
198	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-NH-CH}_3$	N-metilpropanamina
199	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-N(CH}_3\text{)-CH}_2\text{-CH}_3$	N-etil-N-metilpropanamina
200	$\text{CH}_3\text{-CH(NH}_2\text{)-COOH}$	Ácido 2-aminopropanoico
201	VO^{2+}	catión monooxovanadio(IV)
202	H_3O^+	ion oxonio
203	$(\text{NH}_4)^+$	ion amonio (nitronio)
204	H_2O_2	peróxido de hidrógeno
205	K_2O_2	peróxido de potasio
206	CaO_2	peróxido de calcio
207	CaO_4	hiperóxido de calcio
208	KO_3	ozónido de potasio

Ficha de Aspectos cuantitativos de la Química

Leyes ponderales: Ley de Conservación de la masa y Ley de las proporciones definidas.

Teoría atómica de Dalton

Ley de los volúmenes de combinación de Gay-Lussac.

Analiza la discordancia entre la ley de los volúmenes de combinación y la hipótesis de Dalton

Principio de Avogadro.

Definición de mol. La masa atómica de un elemento químico

Ecuación de estado de los gases. Ley de Dalton de las presiones parciales

Disoluciones. Composición de las disoluciones. Propiedades coligativas.

Métodos actuales para el análisis de sustancias: Espectroscopia y Espectrometría

1) La masa atómica relativa del isótopo oxígeno-16 tiene un valor de 15,995. Determine: a) la masa en gramos de un átomo del isótopo oxígeno-16; b) la masa de un mol de átomos del oxígeno-16. [a) $2,6 \cdot 10^{-23}$ g; b) 15,995 g/mol]

2) En un experimento se han obtenido $1,290 \cdot 10^{24}$ átomos de H. Determine: a) el número de moles de átomos de H; b) la masa de los átomos de H. [a) 2,142 mol; b) 2,142 g]

3) Escribe el número de protones, neutrones y electrones de los siguientes átomos: a) $^{13}_6\text{C}$; b) $^{37}_{17}\text{Cl}$; c) $^{235}_{92}\text{U}$. [a) Z = 6; N = 7; b) Z = 17; N = 20; c) Z = 92; N = 143].

4) Calcule la masa molar del elemento químico Br si en una muestra de salmuera hay el 50,54% del isótopo ^{79}Br , de masa 78,918·u, y el 49,46% del isótopo ^{81}Br , de masa 80,916·u. [79,906 g/mol]

9) Tenemos 27 g de agua. Calcule: a) la cantidad de sustancia en moles de agua; b) el número de moléculas de agua; c) el número de átomos de oxígeno e hidrógeno. [a) 1,5 mol; b) $9,0 \cdot 10^{23}$; c) $18,0 \cdot 10^{23}$ de H]

10) Sabiendo que la masa molecular del hidrógeno es 2 y la del oxígeno 32, conteste razonadamente: a) ¿qué ocupará más volumen, un mol de hidrógeno o un mol de oxígeno en las mismas condiciones de presión y temperatura?; b) ¿qué tendrá más masa, un mol de hidrógeno o un mol de oxígeno?; c) ¿dónde habrá más moléculas, en un mol de hidrógeno o en un mol de oxígeno?. [a) Igual volumen; b) $m_{\text{O}} > m_{\text{H}}$; c) igual]

19) Determina la fórmula molecular de una sustancia cuyo peso molecular es 72 y que responde a la fórmula empírica de alcano: $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$. [C_5H_{12}]

20) Un compuesto tiene la siguiente composición: 58,8% de C; 9,8% de H y 31,4% de O. Sabiendo que su peso molecular está comprendido entre 180 y 220, determina su fórmula empírica y su fórmula molecular. Pa(C) = 12; Pa(H) = 1; Pa(O) = 16. [$\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$ y $\text{C}_{10}\text{H}_{20}\text{O}_4$]

14) La cafeína, un estimulante que se encuentra en café y té, tiene de peso molecular 194 y su composición es: 49,48% de C; 5,19% de H; 28,85% de N y 16,48% de O. Determina la fórmula empírica y la fórmula molecular de la cafeína. Pa(C) = 12; Pa(H) = 1; Pa(N) = 14; Pa(O) = 16. [$\text{C}_4\text{H}_5\text{N}_2\text{O}$; $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$]

21) Al quemar 75 L de acetileno en unas determinadas condiciones de presión y temperatura calcula: a) el volumen de oxígeno que se consumirá; b) el volumen de todos los productos gaseosos de la reacción. Suponemos que el volumen de los productos los medimos en las mismas condiciones de P y T iniciales. [187,5 L oxígeno; 225 L de productos]

23) Explotan 100 cm^3 de una mezcla de gases, de H_2 y O_2 , a la temperatura de 298 K y presión de 1 bar. Se comprueba que queda un residuo gaseoso, de 7 cm^3 de O_2 , medidos a la misma T y P. ¿Qué % $\text{O}_{2(\text{g})}$ había en la mezcla?. [38%]

- 24)** Hallar el porcentaje en volumen de vapor de gasolina y aire para que la combustión de la gasolina sea completa. Suponer que el aire tiene un 21% en volumen de oxígeno y que la gasolina está constituida por el compuesto 2,2,4-trimetilpentano. [1,7%]
- 27)** Cuando se queman 0,436 g de un compuesto que contiene C, H y O se obtiene 0,958 g de CO₂ y 0,522 g de H₂O. Calcule la fórmula empírica del compuesto. Calcule la fórmula molecular sabiendo que su densidad, medida en condiciones normales, es de 2,679 g/L. [C₃H₈O]
- 28)** En la etiqueta de un frasco con ácido sulfúrico H₂SO₄ figuran los siguientes datos: d = 1,84 g/mL y 96% de porcentaje en peso. Calcule: a) La concentración de la disolución en mol/L; b) el volumen en mL de una disolución de hidróxido de sodio NaOH, de concentración 2 M, necesarios para reaccionar con 10 mL del ácido sulfúrico del frasco. [a) 18 M; b) 180 mL]
- 29)** Un compuesto orgánico de peso molecular 204 contiene un 58,8% de C, un 9,8% de H y un 31,4% de O. Determina: a) la fórmula molecular del compuesto; b) el volumen de oxígeno, medido a 25°C y 1 bar, que será necesario para la combustión completa de 102 g del compuesto. Datos: R = 0,083 bar·L·mol⁻¹·K⁻¹; Pa (C) = 12; Pa (H) = 1; Pa (O) = 16. [a) C₁₀H₂₀O₄; b) 160,8 L]
- 31)** Determine la masa de alcohol etílico que se ingiere al beber un vaso de 250 mL de una bebida alcohólica de concentración 4°. Datos: d_{etanol} = 0,80 g/mL; 1° alcohólico equivale a 1 mL de etanol por cada 100 mL de la bebida; Pm(etanol) = 46. [8 g]
- 32)** Determine la masa de ácido acético que hay en 500 mL de una botella de vinagre de concentración 3°. Datos: d_{ac.acético} = 1,04 g/mL; 3° equivalen a 3 mL de ácido acético por cada 100 mL de vinagre; Pm(CH₃COOH) = 60. [15,6 g]
- 33)** En tres recipientes, de 15 litros de capacidad cada uno, se introducen H₂ en el primero, Cl₂ en el segundo y CH₄ en el tercero. Siendo las condiciones normales de presión y temperatura (p = 1 atm; t = 0°C) en los tres. Para el contenido de cada recipiente, calcule: a) el número de moléculas; b) el número de átomos. Dato: R = 0,082 atm·L/(mol·K). [a) 4,035·10²³ moléculas; b) 8,070·10²³ átomos de H y de Cl; 2,018·10²⁴ átomos de C y de H]
- 34)** Tenemos 1,00 g de un compuesto que contiene C, H y O, comprobamos que ocupa un volumen de 1,00 L a 473 K y 44,4 kPa. Por combustión de 10,0 g de mismo compuesto se obtienen 0,455 mol de dióxido de carbono y 0,455 mol de agua. Calcule la fórmula molecular y nombre los isómeros. [C₄H₈O₂; isómeros (ácidos, ésteres y cetonas con hidróxido)]
- 35)** La adición de 100 g de un compuesto a 750 g de CCl₄ disminuye el punto de congelación del disolvente en 10,5 K. Calcule la masa molar del compuesto. Dato: K_{c(disolvente)} = 30 K/(mol kg⁻¹). [381 g/mol].
- 36)** La adición de 5,00 g de un compuesto a 250 g de naftaleno disminuye el punto de congelación del disolvente en 0,780 K. Calcule la masa molar del compuesto. Dato: K_{c(naftaleno)} = 6,94 K/(mol/kg). [177,94 g/mol].
- 37)** La presión osmótica de una disolución acuosa a 300 K es 120 kPa. Calcule el punto de congelación de la disolución. Datos: K_{c(disolvente)} = 1,86 K kg mol⁻¹; R = 8,314 Pa·m³/(mol·K); ρ_{agua} = 1.000 kg/m³. [-0,09 °C]
- 38)** la presión osmótica de una disolución acuosa a 288 K es 99 kPa. Calcule el punto de congelación de la disolución. Datos: K_{c(disolvente)} = 1,86 K kg mol⁻¹; R = 8,314 Pa·m³/(mol·K); ρ_{agua} = 1.000 kg/m³. [-0,077 °C]