



DPTO. DE FÍSICA Y QUÍMICA

FÍSICA Y QUÍMICA

1º de bachillerato

2014-15

EJERCICIOS RESUELTOS

Índice general

1. El átomo y el enlace	6
2. Leyes básicas de la Química	9

b1fq-res-atomo.tex

1. El átomo y el enlace

- 1.- Calcula la masa atómica del litio sabiendo que está formado por una mezcla de ${}^6_3\text{Li}$ y ${}^7_3\text{Li}$. La abundancia de ${}^7_3\text{Li}$ es del 92,40 %. La masa isotópica del Li-6 es 6,0167 u y la del Li-7 vale 7,0179 u.

Como el litio está formado únicamente por dos isótopos, la suma de sus abundancias expresadas en tanto por ciento debe dar cien; esto nos permite calcular la abundancia del isótopo ${}^6_3\text{Li}$:

$$\%({}^6\text{Li}) = 100 - \%({}^7\text{Li}) = 100 - 92,40 = 7,60 \%$$

La masa atómica del litio es la media ponderada de las masas de los dos isótopos que lo forman:

$$\text{Mat}(\text{Li}) = 6,0167 \cdot \frac{7,60}{100} + 7,0179 \cdot \frac{92,40}{100} = \boxed{6,94 \text{ u}}$$

- 2.- El cobre natural está formado por los isótopos Cu-63 y Cu-65. El más abundante es el primero, con una distribución isotópica de 64,4 %. Calcula la masa atómica aproximada del cobre.

El cobre está formado por dos isótopos, la suma de sus abundancias en tanto por ciento vale 100; con esto se puede calcular la abundancia del Cu-65:

$$\%({}^{65}\text{Cu}) = 100 - \%({}^{63}\text{Cu}) = 100 - 64,4 = 35,6 \%$$

No tenemos la masa exacta de los isótopos, por lo que se debe obtener una aproximada: esto se consigue teniendo en cuenta que el número másico de los isótopos (63 y 65) expresada en u es parecida a la masa de los isótopos. Así tomaremos como 63 u la masa aproximada del isótopo de Cu-63 y como 65 u la del Cu-65:

$$\text{Mat}(\text{Cu}) \approx 63 \cdot \frac{64,4}{100} + 65 \cdot \frac{35,6}{100} \approx \boxed{63,7 \text{ u}}$$

- 3.- El plomo presenta cuatro isótopos: Pb-204, Pb-206, Pb-207 y Pb-208. La abundancia de los tres primeros es 1,4%; 28,2% y 57,8 %. Calcula la masa atómica del plomo.

La suma de las cuatro abundancias expresadas en tanto por ciento debe dar 100; con esto calcularemos la del cuarto isótopo:

$$\%({}^{209}\text{Pb}) = 100 - \%({}^{204}\text{Pb}) - \%({}^{207}\text{Pb}) - \%({}^{208}\text{Pb}) = 100 - 1,4 - 28,2 - 57,8 = 12,0 \%$$

Como no nos dan como dato la masa exacta de los isótopos, tendremos que deducir una masa isotópica aproximada: esto se consigue teniendo en cuenta que la masa isotópica es parecida al número másico de los isótopos expresada en u.

$$\text{Mat}(\text{Pb}) \approx 204 \cdot \frac{1,4}{100} + 207 \cdot \frac{28,2}{100} + 208 \cdot \frac{57,8}{100} + 209 \cdot \frac{12,0}{100} \approx \boxed{207,8 \text{ u}}$$

- 4.- El boro, de masa atómica 10,811 u, está formado por dos isótopos, ^{10}B y ^{11}B , cuyas respectivas masas isotópicas son 10,0129 u y 11,0093 u. Calcula la abundancia natural de estos isótopos.

Llamemos, por ejemplo, x a la abundancia de ^{10}B ; la de ^{11}B será $100 - x$ puesto que la suma de las abundancias de los dos isótopos debe dar 100. Así:

$$10,811 = 10,0129 \cdot \frac{x}{100} + 11,0093 \cdot \frac{100 - x}{100}$$

Multiplicando ambos miembros de la igualdad por 100:

$$1081,1 = 10,0129 \cdot x + 11,0093 \cdot (100 - x)$$

Resolviendo la ecuación obtenemos la abundancia de ^{10}B , que vale

$$x = 19,91\%$$

y la del otro isótopo, ^{11}B , resulta ser:

$$100 - x = 100 - 19,91 = 80,09\%$$

2. Leyes básicas de la Química

- 1.- En una industria se duda entre utilizar como fuente de aluminio la bauxita (Al_2O_3) o el $\text{Al}(\text{OH})_3$. Indica cuál de las dos sustancias tiene una mayor riqueza en este elemento. Datos: Al 27; O 16; H 1 g/mol.

La masa molar del trióxido de dialuminio es:

$$M_m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 54 + 48 = 102 \text{ g/mol}$$

Así, la composición centesimal de aluminio en el Al_2O_3 resulta:

$$\frac{102 \text{ g Al}_2\text{O}_3}{54 \text{ g Al}} = \frac{100 \text{ g Al}_2\text{O}_3}{x}; \quad x = 52,94 \% \text{ Al}$$

La masa molar del trihidróxido de aluminio es:

$$M_m(\text{Al}(\text{OH})_3) = 27 + 3 \cdot 16 + 3 \cdot 1 = 27 + 48 + 3 = 78 \text{ g/mol}$$

Así, la composición centesimal de aluminio en el $\text{Al}(\text{OH})_3$ resulta:

$$\frac{78 \text{ g Al}(\text{OH})_3}{27 \text{ g Al}} = \frac{100 \text{ g Al}(\text{OH})_3}{y}; \quad y = 34,62 \% \text{ Al}$$

Solución: El mayor porcentaje de aluminio se encuentra en el Al_2O_3 .

- 2.- El sulfato de magnesio heptahidratado, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, se utiliza como sal de baño por activar la transpiración; se conoce como sal de Epsom. Determina la composición centesimal de esta sustancia. Datos: Mg 24,3; S 32; O 16; H 1 g/mol.

La masa molar de la sal es:

$$M_m(\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 24,3 + 32 + (4 + 7) \cdot 16 + 14 = 24,3 + 32 + 176 + 14 = 246,3 \text{ g/mol}$$

Así, la composición centesimal de magnesio es:

$$\frac{246,3 \text{ g sal}}{24,3 \text{ g Mg}} = \frac{100 \text{ g sal}}{x}; \quad x = 9,87 \% \text{ Mg}$$

La de azufre:

$$\frac{246,3 \text{ g sal}}{32 \text{ g S}} = \frac{100 \text{ g sal}}{x}; \quad x = 12,99 \% \text{ S}$$

La de oxígeno:

$$\frac{246,3 \text{ g sal}}{176 \text{ g O}} = \frac{100 \text{ g sal}}{x}; \quad x = 71,46 \% \text{ O}$$

Por último, la de hidrógeno se puede hallar por diferencia:

$$100 - 9,87 - 12,99 - 71,46 = 5,68 \% \text{ H}$$

- 3.- Cuando se calienta a 250 °C una muestra de un compuesto orgánico que contiene carbono, hidrógeno y oxígeno, pasa a estado gaseoso y su densidad a 1,2 atm de presión vale 0,84 g/L. Por otro lado, cuando se queman 12,06 g de dicho compuesto, se producen 17,67 g de dióxido de carbono y 7,24 g de agua. Determina su fórmula empírica y molecular. Nombra el compuesto y razona si tiene isomería óptica. Datos: C 12; O 16; H 1 g/mol.

Vamos a calcular la composición del compuesto, $C_xH_yO_z$:

Se puede observar que *todo* el carbono que hay en el CO_2 procede del compuesto orgánico y que *todo* el hidrógeno del agua procede también del mismo compuesto.

Vamos a calcular la masa de carbono que hay en los 17,67 g de dióxido de carbono. Para ello hallamos la masa molecular del dióxido de carbono:

$$M_m(CO_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 12 + 32 = 44 \text{ g/mol}$$

Vemos que cada 44 g de dióxido de carbono contienen 12 g del elemento carbono:

$$\frac{44 \text{ g } CO_2}{12 \text{ g C}} = \frac{17,67 \text{ g } CO_2}{m(C)}; \quad m(C) = 4,819 \text{ g}$$

Repitiendo el mismo razonamiento con el hidrógeno del agua:

$$M_m(H_2O) = 2 \cdot 1 + 16 = 2 + 16 = 18 \text{ g/mol}$$

Vemos que cada 18 g de agua contienen 2 g del elemento hidrógeno:

$$\frac{18 \text{ g } H_2O}{2 \text{ g H}} = \frac{7,24 \text{ g } H_2O}{m(H)}; \quad m(H) = 0,804 \text{ g}$$

La masa de oxígeno la hallamos por diferencia:

$$m(O) = m(\text{compuesto}) - m(C) - m(H) = 12,06 - 4,819 - 0,804 = 6,437 \text{ g}$$

MASA MOLECULAR

Por otro lado calculamos la masa molecular utilizando la ecuación de estado de los gases ideales:

$$P M_m = dRT$$

$$M_m = \frac{dRT}{P} = \frac{0,84 \cdot 0,082 \cdot (250 + 273)}{1,2} = 30 \text{ g/mol}$$

El ejercicio se puede resolver de dos maneras:

- La primera consiste en hallar primero la composición del compuesto y deducir, a partir de ella, la fórmula empírica. Después, con ayuda de la masa molecular calcularemos la fórmula molecular:

Elemento	Masa (g)	Cantidad (mol)	Simplif.	F. Empírica
C	4,819	$4,8190/12 = 0,4024$	$0,4024/0,4023 = 1$	1
H	0,804	$0,804/1 = 0,804$	$0,804/0,4023 = 2$	2
O	6,437	$6,437/16 = 0,4023$	$0,4023/0,4023 = 1$	1

La fórmula empírica es: CH_2O .

La molecular es un múltiplo de la empírica: $(\text{CH}_2\text{O})_n$, donde n es un número entero. Esto es: $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_n$.

La masa molar, que vale 30 debe ser igual a la suma de las masas de los átomos que la forman:

$$30 = 12n + 2n + 16n$$

$$30 = 30n$$

$$n = 1$$

La fórmula molecular es igual que la empírica: CH_2O .

- El segundo método consiste en calcular primero la fórmula molecular con ayuda de la composición y de la masa molecular y, después, se simplifica para obtener la fórmula empírica:

El número x de átomos de carbono en la fórmula molecular del compuesto es el número de moles de átomos de carbono que hay por cada mol de compuesto. Así se puede calcular dividiendo el número de moles de átomos de carbono entre el número de moles de compuesto:

$$x = \frac{n(\text{C})}{n(\text{compuesto})} = \frac{m(\text{C})/M_{at}(\text{C})}{m(\text{compuesto})/M_m(\text{compuesto})} = \frac{0,4819/12}{12,06/30} = 1$$

Repitiendo el mismo razonamiento para los demás elementos:

El número y de átomos de hidrógeno es:

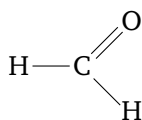
$$y = \frac{n(\text{H})}{n(\text{compuesto})} = \frac{m(\text{H})/M_{at}(\text{H})}{m(\text{compuesto})/M_m(\text{compuesto})} = \frac{0,804/1}{12,06/30} = 2$$

y, el de oxígeno:

$$z = \frac{n(\text{O})}{n(\text{compuesto})} = \frac{m(\text{O})/M_{at}(\text{O})}{m(\text{compuesto})/M_m(\text{compuesto})} = \frac{6,437/16}{12,06/30} = 1$$

La fórmula molecular es CH_2O . Simplificando obtendremos la fórmula empírica, que resulta ser la misma: CH_2O , porque no se puede simplificar. La sustancia es el metanal o *formaldehído*: HCHO

No tiene isomería óptica porque su carbono no es asimétrico. Un carbono asimétrico es aquél que tiene cuatro sustituyentes distintos, pero éste tiene no los tiene:



Fórmula empírica y molecular: CH_2O .

- 4.- Se queman 23,05 g de un hidrocarburo y se producen 77,15 g de dióxido de carbono. Además, se sabe que a 130 °C y 730 mmHg, la densidad de la sustancia en estado gaseoso vale 2,7 g/L. Determina su fórmula empírica y molecular. Datos: C 12; H 1 g/mol.

Vamos a calcular la composición del compuesto, C_xH_y :

Se puede observar que *todo* el carbono que hay en el CO_2 procede del compuesto orgánico y que *todo* el hidrógeno del agua procede también del mismo compuesto.

Vamos a calcular la masa de carbono que hay en los 77,15 g de dióxido de carbono. Para ello hallamos la masa molecular del dióxido de carbono:

$$M_m(\text{CO}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 12 + 32 = 44 \text{ g/mol}$$

Vemos que cada 44 g de dióxido de carbono contienen 12 g del elemento carbono:

$$\frac{44 \text{ g CO}_2}{12 \text{ g C}} = \frac{77,15 \text{ g CO}_2}{m(\text{C})}; \quad m(\text{C}) = 21,04 \text{ g}$$

El resto debe ser hidrógeno:

$$m(\text{H}) = 23,05 - 21,04 = 2,01 \text{ g}$$

MASA MOLECULAR

Por otro lado calculamos la masa molecular utilizando la ecuación de estado de los gases ideales:

$$P M_m = d R T$$

$$M_m = \frac{d R T}{P} = \frac{2,7 \cdot 0,082 \cdot (250 + 273)}{1,2} = 92,89 \text{ g/mol}$$

El ejercicio se puede resolver de dos maneras:

- La primera consiste en hallar primero la composición del compuesto y deducir, a partir de ella, la fórmula empírica. Después, con ayuda de la masa molecular calcularemos la fórmula molecular:

Elemento	Masa (g)	Cantidad (mol)	Simplif.	F. Empírica
C	21,04	$21,04/12 = 1,75$	$1,75/1,75 = 1$?
H	2,01	$2,01/1 = 2,01$	$2,01/1,75 = 1,15$?

Las interrogaciones indican que no sabemos por qué factor multiplicar para tener números enteros. Sin embargo no está todo perdido, supongamos que la fórmula empírica es $\text{CH}_{1,15}$.

La molecular es un múltiplo de la empírica: $(\text{CH}_{1,15})_n$, donde n es un número entero. Esto es: $\text{C}_n\text{H}_{1,15n}$.

La masa molar, que vale 30 debe ser igual a la suma de las masas de los átomos que la forman:

$$92,89 = 12n + 1,15n$$

$$92,89 = 13,15n$$

$$n = 7$$

La fórmula molecular es igual siete veces la empírica: $(\text{CH}_{1,15})_7$, lo que da: C_7H_8 (Había que multiplicar por siete en la tabla anterior). La fórmula empírica es la misma, porque no se puede simplificar más.

Fórmula empírica y molecular: C_7H_8

- El segundo método consiste en calcular primero la fórmula molecular con ayuda de la composición y de la masa molecular y, después, se simplifica para obtener la fórmula empírica:

El número x de átomos de carbono en la fórmula molecular del compuesto es el número de moles de átomos de carbono que hay por cada mol de compuesto. Así se puede calcular dividiendo el número de moles de átomos de carbono entre el número de moles de compuesto:

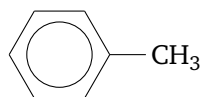
$$x = \frac{n(C)}{n(\text{compuesto})} = \frac{m(C)/M_{at}(C)}{m(\text{compuesto})/M_m(\text{compuesto})} = \frac{21,04/12}{23,05/92,89} = 7$$

Repitiendo el mismo razonamiento para el hidrógeno:

El número y de átomos de hidrógeno es:

$$y = \frac{n(H)}{n(\text{compuesto})} = \frac{m(H)/M_{at}(H)}{m(\text{compuesto})/M_m(\text{compuesto})} = \frac{2,01/1}{23,05/92,89} = 8$$

La fórmula molecular es C_7H_8 . Simplificando obtendremos la fórmula empírica, que resulta ser la misma: C_7H_8 , porque no se puede simplificar. Como información adicional diremos que la sustancia es el metilbenceno o *tolueno*:



Fórmula empírica y molecular: C_7H_8

5.- (Hoja 2-2, ej. 1)

Una cierta cantidad de gas ocupa un volumen de 1 L a 100 °C y a 760 mmHg de presión y se calienta hasta 150 °C manteniendo constante la presión. ¿Qué volumen ocupará en estas últimas condiciones?

Como la cantidad de gas es constante, utilizaremos la ecuación de Clapeyron:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}, \quad \frac{P V_1}{T_1} = \frac{P V_2}{T_2}, \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

y como vemos estamos aplicando la ley de Charles, porque la presión y la cantidad de gas son constantes.

Sustituyendo:

$$\frac{P \cdot 1L}{100 + 273K} = \frac{P V_2}{150 + 273K}; \quad \frac{1L}{373K} = \frac{V_2}{423K}$$

$$V_2 = \frac{423K \cdot 1L}{373K} = 1,134L$$

6.- (Hoja 2-2, ej. 2)

En un recipiente adecuado se recogen 300 cm³ de oxígeno a 27 °C y 752 mmHg de presión. ¿Qué volumen ocupará este gas en condiciones normales?

Como la cantidad de gas es constante, utilizaremos la ecuación de Clapeyron:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Sabiendo que $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$, que $1 \text{ L} = 1000 \text{ mL} = 1000 \text{ cm}^3$ y sustituyendo:

$$\frac{\frac{752}{760} \text{ atm} \cdot \frac{300}{1000} \text{ L}}{(27 + 273) \text{ K}} = \frac{1 \text{ atm} \cdot V_2}{(0 + 273) \text{ K}}, \quad \frac{752 \cdot 0,3}{760 \cdot 300} = \frac{V_2}{273}$$

$$V_2 = \frac{752 \cdot 0,3 \cdot 273}{760 \cdot 300} = 0,27013 \text{ L} = 270,13 \text{ mL} = \boxed{270,13 \text{ cm}^3}$$