#### **EJERCICIOS DE 1º DE BACHILLERATO RESUELTOS Y COMENTADOS**

#### MATERIA, GASES Y DISOLUCIONES.

#### 1) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 0,1g de $Fe_2(SO_4)_3$ . Datos: Fe = 56 S = 32 O = 16

Como un mol contiene siempre  $N_A = 6.022 \times 10^{23}$  átomos o moléculas según corresponda, tenemos que el número de átomos o moléculas =  $n_x N_A$ .

Aunque nos piden <u>átomos</u> de oxígeno, el dato está referido a la <u>molécula</u> de  $Fe_2(SO_4)_3$ , por ello primero veamos el número de moléculas que hay en 0,1g de  $Fe_2(SO_4)_3$ .

Como n= m/Mm donde Mm es la masa molecular, tenemos que n =  $0.1/400 = 2.5 \times 10^{-4}$  y por tanto:

Como nº de moléculas =  $n_xN_A$ , el nº de moléculas de  $Fe_2(SO_4)_3$  será =  $2.5 \times 10^{-4}$  x  $6.022 \times 10^{23}$  =  $1.51 \times 10^{20}$  moléculas

Y en consecuencia el nº de átomos de oxígeno será  $1,51x10^{20}$  x  $12 = 1,81x10^{21}$  átomos de oxígeno.

Hemos multiplicado por 12 porque en cada molécula de Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> hay 12 átomos de oxígeno (4x3).

# 2) ¿Dónde hay más átomos de oxígeno?: a) 0,005 mol de $O_2$ . b) 2 g de $H_2SO_4$ c) $1*10^{22}$ moléculas de $SO_3$ Datos: H=1 S=32 O=16

- a) Como: átomos o moléculas =  $n_xN_A$  = 0,005x 6,022x10<sup>23</sup> = 3,0211<sup>21</sup> moléculas de  $O_2$ Y como cada molécula de  $O_2$  contiene dos átomos de oxígeno  $\rightarrow$  3,0211<sup>21</sup>x2 = **6,042x10<sup>21</sup> átomos de oxígeno**
- b) Como el número de moles es n=m/Mm y la masa molecular del  $H_2SO_4$  (usando los datos) es 98, tenemos que n = 2/98 = 0.0204 moles. Por tanto, el número de moléculas de  $H_2SO_4$  será: moléculas =  $n_xN_A = 0.0204x 6.022x10^{23} = 1.228x10^{22}$  moléculas de  $H_2SO_4 \rightarrow 1.228x10^{22}x4 = 4.914x10^{22}$  átomos de O.
- c) Como cada molécula de SO<sub>3</sub> contiene 3 átomos de oxígeno  $\rightarrow$  1\*10<sup>22</sup>x3 =3x10<sup>22</sup> átomos de oxígeno

Por tanto (teniendo en cuenta los exponentes) hay más átomos de oxígeno en el caso b)

# 3) 80 gramos de un gas tipo A₂B₃ ocupa un volumen de de 15 litros en C.N. (condiciones normales) ¿cuántas moléculas hay de ese gas? ¿Qué masa molecular tiene ese gas?¿ Cuántos átomos hay en total en esos 80 gramos?

Al preguntarnos por el número de moléculas tendremos que relacionarlo con el número de Avogadro ( $N_A$ ) y con el número de moles (n):  $n^o$  moléculas =  $N_a$ \* n

y como el N<sub>A</sub> es  $6.022*10^{23}$  sólo necesitamos conocer n (número de moles), y para ello aplicamos la ecuación general de los gases PV = nRT para 15 litros de volumen y condiciones normales (C.N.  $\rightarrow$  1 atm y 0°C):

PV = nRT 
$$\rightarrow$$
 1\*15 = n\*0.082\*273  $\rightarrow$  n = 0.67 moles.

También podíamos haber aplicado el concepto de volumen molar de un gas: Un mol de gas en C.N. ocupa un volumen de 22.4 litros. Por tanto:  $(1 \text{mol}/22.4) = (x \text{ mol}/15) \implies x = 0.67 \text{ moles}$ 

Por tanto número de moléculas =  $0.67 * 6.022*10^{23} = 4.03*10^{23}$  moléculas.

Para ver la masa molecular del gas aplicamos:  $n = m/Mm \rightarrow 0,67 = 80/Mm \rightarrow Mm = 119.4$ 

Para saber cuántos átomos hay en total en esos 80 gramos, debemos tener en cuenta el número de moléculas que hay (**4.03\*10**<sup>23</sup> **moléculas**) y el número de átomos que hay en cada molécula de  $A_2B_3$  es decir 2+3=5

$$4.03*10^{23}*5 = 2.015*10^{24}$$
 átomos

4) Una bombona de 20 L contiene  $CO_2$  a 5 atm y 10  ${}^{\circ}$ C. ¿Cuántos gramos de  $CO_2$  deben salir de la bombona para que la presión baje a 700 mmHg con una temperatura de 30  $C^{\circ}$ ? ¿Cuál es la densidad del  $CO_2$  en las condiciones del inicio?

Veamos los gramos que hay al inicio: PV = nRT o bien PV = (m/Mm)RT qué sustituyendo datos y teniendo en cuenta la masa molecular del  $CO_2 = 12 + 16 \times 2 = 44$ :

 $5\times20 = (m/44) \times 0.082 \times 283 \Rightarrow m = 189.6 \text{ g de } CO_2 \text{ hay al inicio.}$ 

Veamos ahora cuantos gramos deben quedar en las nuevas condiciones con:

T =  $30^{\circ}$ C  $\rightarrow$  303 K y presión P = 700 mmHg  $\rightarrow$  P = 700/760 = 0,92 atm:

PV = nRT  $\rightarrow$  0,92×20 = (m/44)×0,082×303  $\rightarrow$  m = 32,6 g de CO<sub>2</sub> deben quedar. Por tanto deben salir: 189,6 – 32,6 = **157 gramos de CO<sub>2</sub>**. Para ver la densidad inicial aplicamos P Mm = d R T  $\rightarrow$  5×44 = d×0,082×283  $\rightarrow$  d=9,48 g/l

5) Sea una bombona de 50 litros contiene un gas a 2 atm y 20°C y otra que contiene 56 g de CH₄ a 3 atm y 20°C. Si se conectan mediante un tubo (de volumen despreciable) que presión existirá.

La bombona final tendrá un total de moles igual a la suma de los moles de una y otra bombona (da lo mismo de qué sean los moles) y un volumen igual a la suma de los volúmenes (el tubo de unión es de V despreciable). La temperatura será 20°C puesto que en ambas bombona hay la misma temperatura.

Veamos los moles de la primera bombona: PV = nRT  $\rightarrow$  2\*50 = n\*0,082\*293  $\rightarrow$  n= 4,16 moles.

Veamos los moles y volumen en la segunda bombona: n = m/Mm = 56/16 = 3,5 moles

y su volumen: PV = nRT  $\rightarrow$  3V = 3,5\*0,082\*293  $\rightarrow$  V = 28 litros

Por tanto, el volumen final es 50 + 28 = 78 litros y los moles totales serán 4,16 + 3,5 = 7,66 moles.

Y la presión final: PV = nRT  $\rightarrow$  P\*78 = 7,66\*0,082\*293  $\rightarrow$  **P = 2,36 atm** 

6) En un recipiente de  $2500 \, \text{cm}^3$  se introducen  $8,5 \, \text{g}$  de  $CO_2 \, \text{y}$   $4,4 \, \text{g}$  de  $NH_3 \, \text{a}$   $20 \, ^{\circ}\text{C}$ . Determinar: a) Fracciones molares de cada gas. b) Presiones parciales de cada gas. c) Masa molecular aparente. d) Densidad en esas condiciones. e) Densidad de esa mezcla a  $15 \, ^{\circ}\text{C} \, \text{y}$  5 atm.

Como las fracciones molares, las presiones parciales y la masa molecular aprente están relacionadas con los moles veamos los moles que hay de cada sustancia:

Como n = m/Mm (Mm es masa molecular)  $\rightarrow n_{CO2} = 8,5/44 = 0,19$   $n_{NH3} = 4,4/17 = 0,26$  por tanto los moles totales son  $n_t = 0,19 + 0,26 = 0,45$ 

- a) Como la fracción molar de una sustancia i es  $n_{\text{moles de i}}/n_{\text{moles totales}}$  tenemos que  $\rightarrow$   $X_{\text{CO2}} = 0.19/0.45 = 0.42$  y  $X_{\text{NH3}} = 0.26/0.45 = 0.58$  Comprobamos que la suma de las fracciones molares debe dar 1 (aproximadamente dependiendo de nuestra aproximación en los datos).
- b) Para calcular las presiones parciales puedo aplicar:  $P_iV = n_iRT$  (es decir la presión del gas i solo depende de sus moles ya que R es cte y V y T son fijos en el experimento), pero también puedo aplicar  $P_i = x_iP_t$ . En el caso de dos o tres gases da lo mismo aplicar una u otra forma, pero con muchos gases es más sencillo aplicar la formula de Raoult:  $P_i = x_iP_t$  y esta será la que aplicaremos para habituarnos con ella.

 $P_tV = n_tRT \rightarrow P_{t*2,5} = 0.45*0.082*293 \rightarrow P_t = 4.3 atm$ :

$$P_i = x_i P_t \rightarrow P_{CO2} = x_{CO2} P_t = 0.42*4.3 = 1.68 atm$$

 $P_{NH3} = x_{NH3}P_t = 0.58*4.3 = 2.5$  atm y comprobamos que la suma de las presiones parciales  $P_{CO2} + P_{NH3}$  da lo mismo que la presión total (aproximadamente dependiendo de nuestras aproximaciones en los datos).

C) La masa molecular aparente (Mm<sub>a</sub>) es la masa molecular que le correspondería a esa mezcla de gases como si fuera uno solo. La podemos obtener a partir de la ecuación general de los gases aplicando la presión total y la masa total:

 $P_tV = (m_t / Mm_a)RT$  o aplicando  $Mm_a = \Sigma x_i M_{Mi}$  Apliquemos esta última (compruébalo con la otra).

$$Mm_a = 0.42*44 + 0.58*17 = 28.34$$

También se puede obtener la Mm<sub>a</sub> aplicando  $n_{total} = m_{total} / Mm_a \rightarrow Mm_a = m_{total} / n_{total} \rightarrow Mm_a = (8,4 + 4,4)/(0,19 + 0,26)$ 

$$Mm_a = 28,4$$

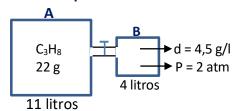
d) La densidad de esa mezcla (en realidad es disolución por ser mezcla homogénea) se corresponde con la de un gas que tenga de masa molecular la correspondiente a la aparente de esa mezcla:

De PV=nRT llegamos a  $PM_M = dRT$  y aplicando esta última al gas como mezcla conjunta tenemos que:  $P_t M_{Ma} = d_a RT \rightarrow 4,3 * 28,34_a = d_a * 0,082 * 293 \rightarrow d_a = 5,07 g/l (las unidades son gramos por litro puesto que los moles son gramos/Mm y el volumen es en litros)$ 

e) Apliquemos ahora PM<sub>M</sub> = dRT a las nuevas condiciones  $5*28,34 = d*0,082*288 \rightarrow d = 6 g/l$ 

Poner un ejemplo con tres o más moléculas es simplemente alargar los cálculos de dos a tres moléculas, la única diferencia es que ahorramos cálculos para el cálculo de las presiones parciales usando  $P_i = x_i P_t$ , en lugar de usar individualmente  $P_i V = n_i RT$ 

### 7) Ambos de pósitos están a 27ºC



- a) Calcular la presión y la densidad del gas en el depósito A.
- b) Calcular la masa y masa molecular del gas en el depósito B.
- c) Calcular la presión final al abrir la llave que une los dos depósitos.
- d) Masa molecular aparente de la mezcla

a) Mm 
$$C_3H_8 = 12.3 + 8 = 44$$
. N = m/Mm = 22/44 = 0,5 moles. PV = nRT  $\rightarrow$  P·11 = 0,5.0,082. 300  $\rightarrow$  P = 1,12 atm

Para ver la densidad del gas del depósito A, no es necesario aplicar P·Mm = dRT, ya que podemos usar directamente:

$$d = m/v = 22/11 = 2 g/l$$

- b) Para calcular la densidad podemos utilizar directamente  $d=m/v \rightarrow m = dv = 4,5.4 = 18 g = m$ Para la Mm aplicamos: PMm = dRT  $\rightarrow$  2·Mm = 4,5·0,082·300  $\rightarrow$  Mm = 55 u
- c) Para calcular la presión final tenemos que saber los moles que hay de cada gas. En A tenemos n=m/Mm = 22/44 = 0.5 moles y en B n=18/55 = 0.327 moles, por tanto los moles totales son 0.5 + 0.327 = 0.827 y la presión será:

$$PV = nRT \rightarrow P \cdot (11 + 4) = 0.827 \cdot 0.082 \cdot 300 \rightarrow P = 1.36 atm$$

hay que observar que el resultado sea lógico, es decir que esté entre la mayor presión (2 atm en B) y la menor (1,12 atm en A).

Es interesante resaltar que, al abrir la llave, pasará gas de B a A, ya que hay mayor presión en B. Luego, una vez equilibrada la presión ambos gases empezarán a difundirse hasta igualar las concentraciones en cada recipiente, en un proceso que puede ser más o menos lento dependiendo de la naturaleza de ambas sustancias y las dimensiones de los depósitos y del canal de unión.

d) Para calcular la Mm aparente aplicando  $Mm_a = \Sigma x_i M_{Mi}$  tendríamos que calcular la fracciones molares de los gases A y B, lo cual podríamos hacer, ya que conocemos sus masas y masas moleculares, pero no es necesario, ya que podemos aplicar:

PMm = dRT siendo d = m/V = 
$$(22 + 18)/(11 + 4) = 2,67 \text{ g/l}$$
 → PMm = dRT →  $1,36 \cdot \text{Mm} = 2,67 \cdot 0,082 \cdot 300$  →

$$Mm = 48,3 u$$

Observar que el resultado está dentro de la lógica, ya que su valor está entre el de las dos masas moleculares de gas A (44) y del gas B (55).

## 8) Calcular la composición centesimal en masa del $C_2H_4Cl_2$ . M Datos de masas atómicas: C = 12 H = 1 Cl = 35,5

Veamos primero la masa de un mol de C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>Cl<sub>2</sub>: Mm = 12·2 + 1·4 +35,5·2 = 24 + 4 + 71 = 199 → 1 mol 99g

Vemos ahora cuanto ha contribuido cada elemento a esa masa molecular:

El carbono (C) contribuye con 24 de los 99, por tanto  $(24/99)\cdot 100 = 24,24\%$  C El hidrógeno (H) contribuye con 4 de los 99, por tanto  $(4/99)\cdot 100 = 4,04\%$  H El cloro (Cl) contribuye con 71 de los 99, por tanto  $(71/99)\cdot 100 = 71,71\%$  Cl

9) Un compuesto contiene la siguiente proporción en masas: 24,25% de C; 4,05% de H y 71,8% de Cl. Determinar su fórmula empírica.

Sabiendo que al evaporar 2,8 g de esa sustancia en un recipiente (vacio) de 750 cc a 135 ºC se produce una presión de 959 mmHg, determinar su fórmula molecular.

Datos de masas atómicas: C = 12 H = 1 Cl = 35,5

Recuerda que fórmula empírica es aquella que nos indica la proporción (mínima y exacta) en la que entran los átomos en su composición, como por ejemplo  $(C_3H_6O)_n$ , como ves la fórmula interior al paréntesis es irreducible y el término <u>n</u> indica que esa fórmula puede estar multiplicada por n=1,2,3...

La proporción de los átomos que hay en una molécula está directamente ligada con el número de moles de átomos que hay en esa sustancia, y a su vez la proporcionalidad de moles está ligada con las masas. Así que hagamos lo siguiente:

Supongamos 100g de sustancia (la fórmula será la misma si supongo 80g o 37,1g), por tanto tenemos que el % nos indica la proporcionalidad de la masa de cada uno de los elementos (de 100g si el 31% es de C indicará que hay 31g de C) y si esa masa la dividimos por la Mm (masa molecular) tenemos la proporcionalidad de moles de cada elemento (n = m/Mm) en el compuesto y, en consecuencia, la proporción de átomos en la molécula, que en principio no tiene porqué salir con valores enteros y que por tanto debemos convertir en átomos enteros, para ello, al átomo que entra en menor proporción lo convertimos en unidad, es decir dividimos a todos por el valor de la proporción menor y tendremos así cuantas veces hay de los otros respecto al que menos que hemos obligado a ser uno (al dividir su proporción entre su mismo valor dará como resultado uno).

Veamos todo lo dicho en el siguiente cuadro:

Elemento	%	Masas por	Proporción moles:	Proporción	Proporción de	Aproximación a
		100 g	N=m/Mm	átomos	átomos respecto al	número entero de
					que menos	átomos
					(*)	(ver comentario *)
С	24,25	24,25g	24,25/12 = 2,02	2.02	2,02/2,02 = 1	1
Н	4,05	4,05g	4,05/1 = 4,05	4.15	4,15/2,02 = 2,05	2
Cl	71,8	71,8g	71,8/35,5=2,02	2,02	2,02/2,02=1	1

(\*) Los valores 2,04 y 0,995 son muy próximos a 2 y 1 respectivamente, pero en ocasiones pueden salir algún valor próximo a algo coma cinco (Ej. 2.48; 1.51; 0.49....), en estos casos multiplicaremos todos los valores finales de los átomos por dos, para así tener todos los valores con números enteros.

Fórmula empírica obtenida: **(CH<sub>2</sub>Cl)n** 

La fórmula molecular es la que nos indica la cantidad exacta de átomos que componen la molécula, por tanto debemos calcular el valor de n, es decir saber cuántos átomos hay de cada elemento en la molécula, o lo que es lo mismo, conocer su masa molecular, y ésta precisamente la podemos obtener, en nuestro caso, aplicando la fórmula general de los gases, es decir PV = nRT pero en su forma PV = (m/Mm)RT y por tanto: Mm = mRT/PV que sustituyendo ( y pasando Cº a K y mmHg a atm)

 $Mm = mRT/PV \rightarrow Mm = 2.8*0.082*408/(1.26*0.75) \rightarrow Mm = 99$ 

Es decir que (CH<sub>2</sub>Cl)n debe tener una Mm de 99, por tanto

$$(12 + 1*2 + 35,5)*n = 99 \rightarrow 49,5*2 = 99 \rightarrow n = 2 \rightarrow (CH2CI)2 \rightarrow C2H4Cl2$$

Puede ocurrir que **n** no de exactamente un número entero, debido a errores experimentales, pero si debe ser siempre cercano a un número entero, por ejemplo en lugar de 2 puede dar 1,95 o 2,03.

Observa que el resultado no es (CH<sub>2</sub>CI)<sub>2</sub> lo correcto es: **C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>Cl<sub>2</sub>** 

10) El análisis de una sustancia orgánica indica que tiene un 68,57% de C, 22,86% de O y 8,57% de H. Determinar su formula molecular sabiendo que 2,25 g de esa sustancia en estado gaseoso a 220°C y 735 mmde Hg ocupa un volumen de 0,67 l.

Elemento	%	Masas por	Proporción moles:	Proporción de	Aproximación a
		100 g	N=m/Mm	átomos respecto al	número entero de
				que menos	átomos
				(*)	(ver comentario *)
С	68.57	68.57 g	68.57/12 = 5.71	5.71/1.43= 3.99	4
Н	8.57	8.57 g	8.57/1 = 8.57	8.57/1.43= 5.99	6
0	22.86	22.86 g	22.86/16 =1.43	1.43/1.43 =1	1

Fórmula empírica obtenida: (C<sub>4</sub>H<sub>6</sub>O)n

Para determinar el valor de n necesitamos conocer la masa molecular del compuesto, para ello aplicamos PV = nRT pero en su forma PV = (m/Mm)RT y por tanto: Mm = mRT/PV que sustituyendo ( y pasando  $C^0$  a K y mmHg a atm  $\rightarrow$  220+273=473 K; 735/760 = 0,967)

 $Mm = mRT/PV \rightarrow Mm = 2,25.0,082.493/(0,967.0,67) \rightarrow Mm = 140,4$ 

Es decir que (C₄H<sub>6</sub>O)n debe tener una Mm de 140,4, por tanto

$$(12.4 + 1.6 + 16) \cdot n = 140.4 \rightarrow n = 2.01 \rightarrow n = 2 \rightarrow (C_4H_6O)_2 \rightarrow C_8H_{12}O_2$$

11) El análisis de un compuesto orgánico presenta la siguiente composición: 38,7 % de carbono, 9,7 % de hidrógeno y 51,6 % de oxígeno. Si además al evaporar 2g de esa sustancia a 150 °C y 1 atm de presión se obtiene que ocupa un volumen de 0.75 litros ¿Cuál es su fórmula molecular? Datos: C = 12 g mol<sup>-1</sup>, O = 16 g mol<sup>-1</sup>, H = 1 g mol<sup>-1</sup>

Primero determinamos la fórmula empírica del compuesto, para ello referiremos los datos de su composición centesimal (calculados sobre una muestra de 100 g de compuesto) a un número de moles de sus átomos, dividiendo esos porcentajes por las masas atómicas respectivas de cada elemento (recordemos:  $C = 12 \text{ g mol}^{-1}$ ,  $C = 16 \text{ g mol}^{-1}$ ,  $C = 16 \text{ g mol}^{-1}$ ).

$$\frac{38.7 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} = 3,225 \text{ mol de C}$$
  $\frac{51.6 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 3,225 \text{ mol de O}$   $\frac{9.7 \text{ g}}{1 \text{ g/mol}} = 9.7 \text{ mol de H}$ 

Para determinar la fórmula empírica del compuesto, asignaremos esos datos a números enteros, pues así se presentarán los átomos en la molécula. Para ello, dividimos los tres datos por el número menor. De ese modo estamos suponiendo que de él habrá 1 átomo en el compuesto.

$$\frac{3,225}{3,225}$$
 = 1 átomo de C  $\frac{3,225}{3,225}$  = 1 átomo de O  $\frac{9,7}{3,225}$  = 3 átomos de H

Con esto, ya tenemos en qué proporción aparecen esos átomos en el compuesto, siendo su fórmula empírica entonces (CH<sub>3</sub>O)n. Veamos ahora su fórmula molecular. Para ello determinamos cual es su masa molecular aplicando PV = (m/Mm)RT:

Por tanto: 1.0,75 = (2/Mm).0,082.423 → Mm = 92.5. Por tanto CH<sub>3</sub>O)n debe tener una masa molecular de 92,5 → (12 + 3.1 + 16) \* n = 92,5 → n = 2,98 → n = 3

La fórmula molecular es C<sub>3</sub>H<sub>9</sub>O<sub>3</sub>

El ejercicio está resuelto correctamente, pero esta fórmula molecular es imposible ¿por qué?

El máximo  $n^{o}$  de H en un compuesto tipo  $C_{n}H_{a}O_{b}$  es 2n+2 siendo n el número de C

12) Al quemar 5g de una sustancia orgánica que se sabe contiene C,H y O se obtienen 11,9 g de  $CO_2$  y 6,1 g de  $H_2O$ . ¿Cuál es su fórmula empírica? Sabiendo que al evaporar 2g de esa sustancia a 125  $^{\circ}C$  ocupa un volumen de 0,46 l medidos a 735, ¿Cuál es su fórmula molecular.

<u>Éste tipo de ejercicio (con dato de  $CO_2$  y  $H_2O$ ) puede que no se haya realizado en clase.</u>

Recuerda que la combustión de una sustancia orgánica dará siempre CO<sub>2</sub> y H<sub>2</sub>O (aparte de otros gases como óxidos de nitrógeno o azufre si la molécula los contenía N o S respectivamente).

Como nuestra sustancia sólo tiene C,H y O, en la combustión de la sustancia orgánica todo el carbono que contiene se convierte en CO<sub>2</sub>

Mol de  $CO_2$  = 12 + 32 = 44g es decir el Carbono aporta 12 de los 44 gramos por tanto de los 11,9 g de  $CO_2$  que se produjeron significa que contienen x g de carbono:

44 g CO<sub>2</sub>/12g C = 11,9 g CO<sub>2</sub>/xg C  $\rightarrow$  x = 3,25 g de C había en la sustancia.

En la combustión de la sustancia orgánica todo el hidrógeno que contiene se convierte en H<sub>2</sub>O

Mol de  $H_2O = 2 + 16 = 18g$  es decir el H aporta 2 de los 18g por tanto en los 6,1 g de  $H_2O$  hay X g de hidrógeno:

18 g H<sub>2</sub>O/2g H = 6,1g H<sub>2</sub>O/xg H  $\rightarrow$  x = 0,68g de H

Falta ver la **cantidad de oxígeno**, que se obtiene por diferencia, sabiendo que se quemaron 5g y de ellos 3,25 son de C y 0,68 son de H, el resto será Oxígeno: 5 - 3,25 - 0,68 = 1,07g de O.

Ahora podemos aplicar lo visto en el ejercicio 9.

Elemento	Masas	Proporción moles: N=m/Mm	Proporción átomos	Proporción de átomos respecto al que menos	Aproximación a número entero de átomos
С	3,25	3,25/12 = 0,27	0,27	0,27/0,067 = 4	4
Н	0,68	0,68/1 = 0,68	0,68	0,68/0,067 = 10,1	10
0	1,07	1,07/16 = 0,067	0,067	0,067/0,067 = 1	1

Su fórmula empírica es  $(C_4H_{10}O)_n$ 

Para ver su fórmula molecular calculemos su Mm:

 $PV = (m/Mm)RT \rightarrow (735/760)0,46 = (2/Mm)0,082*398 \rightarrow Mm = 146,7$ 

Observa y no te confundas, la masa de la experiencia para ver la Mm es de 2 gramos mientras que los 5g fueron los que se quemaron para ver su composición.

$$(C_4H_{10}O)_n = 146,7 \rightarrow (12*4 + 1*10 + 16)*n = 146,7 \rightarrow 74n = 146,7 \rightarrow n = 1,98 => n=2$$

Su fórmula empírica es por tanto  $C_8H_{20}O_2$  (\*)

- (\*) En este ejemplo resulta casualmente de nuevo que la fórmula obtenida es imposible, porque como ya se comentó, la mayor cantidad de átomos de H en un compuesto orgánico (que no contenga nitrógenos) es 2n+2 donde n es el número de C y en nuestro caso serían como máximo 18 hidrógenos.

  Sin embargo la resolución es correcta y vale como ejemplo.
- 13) En una botella para muestras tenemos una sustancia compuesta por 0,9 moles de Carbono,  $1,445 \times 10^{24}$  átomos de Hidrógeno ( $H_2$ ) y 4,8 grs de Oxígeno ( $O_2$ ). Determinar su fórmula empírica.

Como en los ejercicios anteriores, para obtener la fórmula empírica debemos obtener los moles que hay de cada átomo:

Carbono C 0,9 moles

Hidrogeno H 1,445 x  $10^{24}$  / 6,023 x  $10^{23}$  = 2,39 moles

Oxígeno O 4.8 / 16 = 0.30 moles de oxígeno

Es decir, estarán en la relación :2,39 : 0,9 : 0,3. Para ponerlos en relación de números enteros dividimos por el más pequeño (al que obligamos a tener el valor 1):

$$2,39 / 0,30 = 7,97 \approx 8$$
 átomos de H;  $0,90 / 0,30 = 3$  átomos de C;  $0,30 / 0,30 = 1$  átomo de H

Por lo tanto, la fórmula empírica do la sustancia será (C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>O)<sub>n</sub>

- 14) Se disuelven 25 g de  $K_2SO_3$  en 200 ml de agua, obteniéndose un volumen de 207 ml de disolución. Calcular: a) Concentración en g/l. b) Concentración en % (m/m). c) Molaridad. d) Molalidad. e) Densidad de la disolución en g/l. DATO:  $Mm K_2SO_3 = 158$
- a) g/l = gramos soluto/litros disolución = 25/0,207 = 120,8 g/l
- b) % (m/m) = (gramos soluto/gramos disolución)x100 = (25/25+200)x100 = 11,1 %
- c) M = moles soluto/litros disolución = (gramos soluto/Mm)/litros disolución = (25/158)/0,207 = 0,76 M
- d) molalidad = moles soluto/kg disolvente = (gramos soluto/Mm)/ kg disolvente. Teniendo en cuenta que la densidad del agua es 1g/ml tenemos que hemos usado 200g (0,2 kg)de agua, por tanto: molalidad = (gramos soluto/Mm)/ kg disolvente = (25/158)/0.2 = 0.79 molal
- e) Densidad = masa/volumen = (25+ 200)/0,207 = **1087 g/l**

Es importante darse cuenta de la diferencia en los resultados de a) y e). Ambos tienen las mismas unidades, pero una se refiere a concentración de la disolución em g/l y la otra a densidad de esa disolución también en g/l

15) Al disolver 72 g de Na₂SO₄ en 500 ml de agua se obtiene una disolución de densidad 1,08 g/ml. Calcula: a) la concentración en masa (g/l) y % del soluto. b) fracción molar y molaridad del Na₂SO₄. Datos masas atómicas: S=32 O=16 H=1

a) El soluto es el que se encuentra en menor cantidad, es decir el Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

g/l = gramo soluto/litros disolución.

Sabemos que hay 72 g de soluto, pero aún no sabemos cuántos litros de disolución hay, ya que lo único que sabemos es que se disuelven en 0,5 litros (500 ml de agua) y eso es el disolvente, no la disolución. Pero si sabemos que la densidad final de la disolución es 1,08 g/ml, y como:

d = m/v 
$$\rightarrow$$
 v = m/d  $\rightarrow$  v = (72 + 500)/ 1080 = 0.53 litros. Por tanto: g/l = 72/0,53 = 135.8 g/l  $\downarrow$   $\downarrow$  Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> Agua (1 ml  $\rightarrow$  1 g)

g soluto g soluto 72  
% soluto = ----- 
$$x 100 = --- x 100 = --- x$$

b)  $x_i = n_i/n_t$  Para saber los moles totales necesitamos saber los moles de  $Na_2SO_4$  y los de  $H_2O$ :

n = gramos/Mm. Para el  $Na_2SO_4 = 72/142 = 0.507$ . Para el agua n = 500/18 = 27.78. Moles totales = 0.507 + 27.78 = 28.287.

Molaridad = n/l = 0,507/0,53 = 0,96 M

Moles de Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> y litros de disolución calculados anteriormente

- 16) La etiqueta de una botella de HCl comercial tiene las siguientes indicaciones: Pureza 37,1 % (m/m), densidad 1,19 g/cc. Determinar: a) Molaridad de la disolución. b) Fracción molar del ácido. c) ¿Cuántos cc de esa disolución hay que coger para preparar 250 cc de disolución de concentracion 0,5 M?
- a) En primer lugar debemos tener en cuenta que la concentración del ácido de la botella es independiente de que la botella sea de un litro, dos litros o un cuarto de litro. Por eso podemos suponer una cantidad cualquiera y lo más fácil será suponer 1litro (1000ml) de esa disolución de ácido que hay en la botella. Como la densidad indicada en los datos está referida a la disolución contenida en la botella, veamos los gramos de disolución que hay en un litro:

$$d = m/v \rightarrow 1,19 \text{ g/cc} = m/1000 \text{ ml} \rightarrow m = 1190 \text{ g}$$
 (cc son cm<sup>3</sup>)

Pero esos 1190g son de disolución y la etiqueta dice que la pureza en HCl es del 37,2% por tanto: gramos de HCl = 1190\* (37,1/100) = 441,5g de HCl puro. Por tanto su concentración será:

M = n/l disolución = (m/Mm)/l disolución = (441,5/36,5)/1 = 12,1 Molar

**b)** Para ver la fracción molar del ácido HCl debemos conocer los moles que hay de cada componente en la mezcla, es decir agua y HCl:

Si en 1190g de disolución hay 441,5g de HCl, el resto será de agua, es decir: 1190 – 441,5 = 748,5g de agua, que en moles será: 748,5/18 = 41,6 moles de agua.

Los moles de HCl serán n= m/Mm = 441,5/36,5 = <u>12,1 moles de HCl.</u>

Los moles totales serán  $n_t = 41,6 + 12,1 = 53,7$  moles totales.

Y la fracción molar del ácido será X<sub>acido</sub> = n<sub>ácido</sub>/ n<sub>totales</sub> = 12,1/53,7 = X<sub>acido</sub> = 0,225

**C)** Como queremos preparar 250cc de disolución 0,5 M de HCl necesitaremos una cantidad de gramos de HCl que podemos calcular según M = (g/Mm)/l disolución:

M = (g/Mm)/I disolución  $\rightarrow 0.5 = (g/36.5)/0.25 \rightarrow g = 4.56g$  de HCl necesitamos. Y esos gramos debemos de obtenerlos de la botella, de la cual sabemos que en un litro (1000ml o cc) hay 441.5g de HCl puro, por tanto:

$$\frac{1000 \, ml}{441,5g \, HCl} = \frac{x \, ml}{4,56g \, HCl}$$

# X = 10,3 ml y añadir agua hasta completar 250 ml de disolución

Otra forma sería:  $M = \frac{n}{V} \rightarrow n = MV$  como queremos obtener 0,25 litros de disolución 0,5 M significa que necesitamos n = 0,5x0,25 = 0,125 moles de HCl que debemos obtenerlo de la botella, por tanto hay que sacar 0,125 moles:  $n = MV \rightarrow 0,125 = 12,1xV \rightarrow V = 0,0103 L \rightarrow 10,3 ml$ .

Este cálculo se hace aplicando directamente:  $MV=M'V' \rightarrow 0,5x0,25 = 12,1xV \rightarrow V = 0,0103 l = 10,3 ml$ 

17) La etiqueta de una botella de  $HNO_3$  comercial tiene las siguientes indicaciones: Pureza en masa de  $HNO_3$  45 %, densidad disolución 1,2 g/ml. Determinar: a) Molaridad de la disolución. b) Fracción molar del ácido. c) ¿Cuántos ml de esa disolución hay que coger para preparar 500 cc de disolución de concentracion 2 M? Masas atómicas: O = 16 M = 1 M = 14

Veamos cuantos gramos de disolución hay en un litro (1000 ml)  $\rightarrow$  m = d·v  $\rightarrow$  m = 1,2· 1000 = 1200 g de disolución. Pero como solo el 45% es HNO<sub>3</sub> tenemos que solo hay 0,45·1200 = 540 g de HNO<sub>3</sub> puros.

Por tanto la concentración será: M = n/l disolución = (m/Mm)/l disolución = (540/63)/1 = 8,57 Molar

**b)** Para ver la fracción molar del ácido HNO<sub>3</sub> debemos conocer los moles que hay de cada componente en la mezcla, es decir H<sub>2</sub>O y HNO<sub>3</sub>:

Si en 1200 g de disolución hay 540 g de  $HNO_3$ , el resto será de agua, es decir: 1200 - 540 = 660 g de agua, que en moles serán: 660/18 = 36,7 moles de agua.

Los moles de  $HNO_3$  serán n = m/Mm = 540/63 = 8,57 moles de  $HNO_3$ .

Los moles totales serán  $n_t = 36,7 + 8,57 = 45,27$  moles totales.

Y la fracción molar del ácido será X<sub>acido</sub> = n<sub>ácido</sub>/ n<sub>totales</sub> = 8,57/45,27 = **X<sub>acido</sub> = 0,19** 

**C)** Como queremos preparar 500 cc (ml) de disolución 2 M de HNO₃ necesitaremos una cantidad de gramos de HNO₃ que podemos calcular según M = (g/Mm)/l disolución:

M = (g/Mm)/I disolución  $\Rightarrow 2 = (g/63)/0,5 \Rightarrow g = 63 g de HNO<sub>3</sub> necesitamos. Y esos gramos debemos de obtenerlos de la botella, de la cual sabemos que en un litro (1000ml o cc) hay 540 g de HNO<sub>3</sub> puro (inicio apartado a)), por tanto:$ 

$$\frac{1000 \, ml}{540 \, g \, HCl} = \frac{x \, ml}{63 \, g \, HCl}$$

## X = 117 ml y añadir agua hasta completar 500 ml de disolución

Otra forma sería:  $M = \frac{n}{V} \rightarrow n = MV$  como queremos obtener 0,5 litros de disolución 2 M significa que necesitamos  $n = 0,5 \cdot 2 = 1$  mol de HNO<sub>3</sub> que debemos obtenerlo de la botella, por tanto hay que sacar de ella 1 mol:

$$M=n/V \rightarrow n=MV \rightarrow 1=8,57\cdot V \rightarrow V=0,117L \rightarrow 117 ml.$$

Este cálculo se puede hacer aplicando directamente:  $MV=M'V' \rightarrow 2.0,5 = 8,57.v \rightarrow V = 0,117$  litros = 117 ml

# 18) Preparar 0,5 litros de disolución 0,1 Molar de HCl sabiendo que se dispone de HCl concentrado del 36 % y densidad 1,18 g/ml.

Este ejercicio es semejante a los dos anteriores, pero preguntando sólo el apartado c.

Calculamos la masa de HCl que necesitamos. Para ello, utilizando el concepto de molaridad, calculando, en primer lugar, los moles de HCl que va a tener la disolución que queremos preparar:

 $M = n/V \rightarrow por tanto los moles de HCl serán <math>n = M \times V = 0.1M \times 0.5$  litros = 0.05 moles Como el peso molecular del ácido clorhídrico es de 36,5, los 0.05 moles equivaldrán a:

$$n = m/Mm \rightarrow m = n \times Mm \rightarrow 0.05 \text{ moles} \times 36.5 = 1.83 \text{ gramos de ClH}$$

Esa masa de HCl la tenemos que tomar del ácido clorhídrico concentrado del que disponemos (36 % y 1,18 g/ml de densidad). (\*) De ese modo veamos cuantos gramos hay en por ejemplo un litro (1000 ml) del ácido comercial:

$$d = m/V \rightarrow m = d \times V \rightarrow m = 1,18 \times 1000 = 1180 g de disolución$$

cuidado con las unidades

y como la pureza es 36 %  $\rightarrow$  1180 × (36/100) = 424.8 g de HCl puro ( en 1000 ml del ácido comercial)

Por tanto: 1000 ml ---- 424.8 g  

$$X$$
 ml ---- 1.83 g  $X = 4.3$  ml

#### (\*) Otra forma para este cálculo final:

Si 36 gramos de ácido clorhídrico puro están contenidos en 100 gramos de ácido concentrado comercial (el enunciado dice pureza 36%), los 1,83 gramos de nuestro problema se deberán tomar de una cantidad X dada por :

36 1,83   
---- = ---- 
$$x = 1,83 \times 100/36 = 5,08$$
 gramos de HCl concentrado comercial  $x = 1,83 \times 100/36 = 5,08$  gramos de HCl concentrado comercial  $x = 1,83 \times 100/36 = 5,08$  gramos de HCl concentrado comercial  $x = 1,83 \times 100/36 = 5,08$  gramos de HCl concentrado comercial  $x = 1,83 \times 100/36 = 5,08$  gramos de HCl concentrado comercial  $x = 1,83 \times 100/36 = 5,08$  gramos de HCl concentrado comercial  $x = 1,83 \times 100/36 = 5,08$  gramos de HCl concentrado comercial  $x = 1,83 \times 100/36 = 5,08$  gramos de HCl concentrado comercial  $x = 1,83 \times 100/36 = 5,08$  gramos de HCl concentrado comercial  $x = 1,83 \times 100/36 = 5,08$  gramos de HCl concentrado comercial  $x = 1,83 \times 100/36 = 5,08$  gramos de HCl concentrado comercial  $x = 1,83 \times 100/36 = 5,08$  gramos de HCl concentrado comercial  $x = 1,83 \times 100/36 = 5,08$  gramos de HCl concentrado comercial  $x = 1,83 \times 100/36 = 5,08$  gramos de HCl concentrado comercial  $x = 1,83 \times 100/36 = 5,08$  gramos de HCl concentrado comercial  $x = 1,83 \times 100/36 = 5,08$  gramos de HCl concentrado comercial  $x = 1,83 \times 100/36 = 5,08$  gramos de HCl concentrado comercial  $x = 1,83 \times 100/36 = 5,08$  gramos de HCl concentrado comercial  $x = 1,83 \times 100/36 = 5,08$  gramos de HCl concentrado comercial  $x = 1,83 \times 100/36 = 5,08$  gramos de HCl concentrado comercial  $x = 1,83 \times 100/36 = 5,08$  gramos de HCl concentrado comercial  $x = 1,83 \times 100/36 = 5,08$  gramos de HCl concentrado comercial  $x = 1,83 \times 100/36 = 5,08$  gramos de HCl concentrado comercial  $x = 1,83 \times 100/36 = 5,08$  gramos de HCl concentrado comercial  $x = 1,83 \times 100/36 = 5,08$  gramos de HCl concentrado comercial  $x = 1,83 \times 100/36 = 5,08$  gramos de HCl concentrado comercial  $x = 1,83 \times 100/36 = 5,08$  gramos de HCl concentrado comercial  $x = 1,83 \times 100/36 = 5,08$  gramos de HCl concentrado comercial  $x = 1,83 \times 100/36 = 5,08$  gramos de HCl concentrado comercial  $x = 1,83 \times 100/36 = 5,08$  gramos de HCl concentrado comercial  $x = 1,83 \times 100/36 = 5,08$  gramos de HCl concentrado comercial  $x = 1,83 \times 100/36 = 5,080$  gramos de HCl concentrado comercial  $x = 1,$ 

Y como tenemos un líquido del que conocemos su densidad, el volumen que esos 5,08 gramos ocuparán será:  $d = m/V \rightarrow V = d \times m = 5,08/1,18 = 4,3$  mililitros de ácido clorhídrico concentrado comercial del 36 %

#### **OTRA FORMA DE HACER EL PROBLEMA:**

Si quisiéramos aplicar MV=M'V' necesitaríamos conocer la molaridad del ácido disponible:

Suponemos 1litro (1000ml) de esa disolución de ácido (36 % y 1,18 g/ml de densidad):

. Como la densidad indicada en los datos está referida a la disolución contenida en la botella, veamos los gramos de disolución que hay en un litro:

$$d = m/v \rightarrow 1,18 \text{ g/cc} = m/1000 \text{ ml} \rightarrow m = 1180g$$
 (cc son cm<sup>3</sup>)

Pero esos 1190g son de disolución y la etiqueta dice que la pureza en HCl es del 36 % por tanto: gramos de HCl = 1180\* (36/100) = 424,8 g de HCl puro. Por tanto su concentración será:

M = (m/Mm)/I disolución = (424,8/36,5)/1 = 11,6 Molar

Y ahora aplicamos MV=M'V'  $\rightarrow$  11,6\*V = 0,1\*0,5 V = 4,3\*10<sup>-3</sup> litros = **4,3 ml** 

19) Se desea preparar 1 litro de una disolución de ácido nítrico 0,5 M a partir de un ácido nítrico comercial de densidad 1,50 g/cm³ y 34 % de riqueza en peso. ¿Qué volumen deberemos tomar de la disolución comercial? Explica el procedimiento que seguiremos para su preparación.

Para preparar la disolución que se pretende, hace falta, en primer lugar, conocer la cantidad de HNO₃ que necesitamos.

Como el dato de la concentración viene expresado como una molaridad, podemos aplicar:

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen (L) de disolución}} = \frac{n_s}{V} \Rightarrow n_s = M_V$$
Y sustituyendo los datos:  $n_s = 0.5 \text{ M} \cdot 1 \text{ L} = 0.5 \text{mol}$ 

Veamos cuantos gramos corresponden a esos moles:

$$n = m/Mm \rightarrow m = n \times m = 0.5 \times 63 = 31.5 \text{ gramos}$$

Como esa cantidad de HNO<sub>3</sub> tiene que obtenerse de una disolución comercial (riqueza 34 %), tendremos que calcular qué masa de ese reactivo comercial contendrá esos 12,6 g de HNO<sub>3</sub> que precisamos:

$$\frac{100g(disolución\ comercial)}{34\ g\ \acute{a}cido\ n\'itrico} = \frac{x\ g(disolución\ comercial)}{31,5\ g\ \acute{a}cido\ n\'itrico} \Rightarrow x = 92,65\ g\ de\ disolución\ comercial.$$

Al tratarse de un líquido, es más práctico calcular el volumen de disolución comercial que tendremos que emplear, haciendo uso de la densidad de la misma:

$$\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{\rho}$$
 y sustituyendo los datos:  $V = 92,65/1,5 = 61,8 \text{ cm}^3$ 

Para medir esos 61,8 ml emplearemos una bureta. Y esa cantidad la vaciaremos en un matraz aforado de 1 litro y luego añadiremos agua destilada hasta enrasar con la marca de 1 litro que contiene el matraz aforado.

- 20) Se toman 200 mL de una disolución de MgCl<sub>2</sub> de concentración 1 M y se mezclan con 400 cm<sup>3</sup> de otra, también de MgCl<sub>2</sub>, 2,5 M. Finalmente se añade al conjunto 400 mL de agua. Suponiendo que los volúmenes son aditivos y la densidad final es 1,02 g/mL.
- a) ¿Cuál será la molaridad resultante?
- b) ¿Cuál será la molalidad final?

*a)* En este problema se contempla la mezcla de dos disoluciones cuyas concentraciones son diferentes, y se pide determinar la concentración final, expresándola de diferentes modos. Para simplificar el problema, vamos a referirnos, como magnitud central de concentraciones, a la molaridad. Para determinarla en nuestro caso concreto, y analizando la expresión de la molaridad:

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen (L) de disolución}}$$

tendremos que determinar, en cada caso, cual es el nuevo número de moles de la mezcla, y dividirlo entre el nuevo volumen de la disolución, es decir:

$$M = \frac{n_1 + n_2}{V_1 + V_2 + V_3}$$

puesto que las concentraciones NO son aditivas.

Como según el enunciado los volúmenes, en este caso, sí pueden considerarse aditivos, el volumen final de la disolución será:

$$V_1 + V_2 + V_3 = 200 \text{ mL} + 400 \text{ mL} + 400 \text{ mL} = 1000 \text{ mL} = 1 \text{ L}$$

Para determinar el número de moles de soluto que aporta cada disolución, consideraremos la expresión 3.4.

Así, para la primera disolución: 200 mL de MgCl<sub>2</sub> 1M:

$$n_s = MV = 1 \text{ M} \cdot 0.2 \text{ L} = 0.2 \text{ mol}$$

Y para la segunda de 400 mL de MgCl<sub>2</sub> 2,5 M:

$$n_s = MV = 2.5 \text{ M} \cdot 0.4 \text{ L} = 1 \text{ mol}$$

Luego el número total de moles de MgCl<sub>2</sub> es de 1,2, y, por ello, la molaridad de la disolución resultante será:

$$M = \frac{n_1 + n_2}{V_1 + V_2 + V_3} = \frac{1.2 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 1.2 \text{ M}$$

b) La molalidad resultante (otra forma de expresar la concentración de una disolución), viene dada por la expresión:

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa (kg) de disolvente}}$$

donde la masa de disolvente la obtenemos a partir de:

masa de disolución = masa de disolvente + masa de soluto

Para determinar la masa de disolución disponemos del dato de su densidad (r = 1,02 g/mL) y de su volumen (V = 1 000 mL), por tanto:

$$m_{\rm disolución}$$
 = rV = 1,02 g/mL · 1 000 mL = 1 020 g de disolución

Para determinar la masa de soluto disponemos de su masa molar (M = 95,3 g/mol) y del número de moles totales presentes en la mezcla (1,2 mol), por tanto:

$$m_{\text{soluto}} = nM = 1.2 \text{ mol} \cdot 95.3 \text{ g/mol} = 114.36 \text{ g}$$

Entonces, la masa de disolvente de la mezcla será:

$$m_{\rm disolvente} = m_{\rm disolución} - m_{\rm soluto} = 1\,020\,{\rm g} - 114,36\,{\rm g} = 905,64\,{\rm g}$$

Sustituyendo en la expresión de la molalidad:

$$m = \frac{1.2 \text{ mol}}{0.905 \text{ kg}} = 1.326 \text{ mol/kg}$$

- 21) Calcula la molaridad que resulta de mezclar 50 ml de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0,15M con:
- a) 80 ml de H<sub>2</sub>O.
- b) 100 ml de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> de concentración 0,05 M. En ambos casos se suponen volúmenes aditivos.

Se trata de calcular la molaridad de una mezcla de disoluciones. Para ello debemos conocer los moles de soluto que aporta cada una y el volumen que aporta a la disolución final (que como se indica se suponen volúmenes aditivos):

M = n/l = moles soluto/litros disolución

$$M = \frac{n_1 + n_2}{V_1 + V_2}$$

a) 50 mL de  $H_2SO_4$  0,136 M con 80 ml de  $H_2O$ .

En este caso, el número de moles de  $H_2SO_4$  sólo los aporta la primera disolución, ya que la otra parte es agua pura, y podemos obtenerlos a partir de: M = n/l y por tanto  $\rightarrow n = M \cdot l$ 

moles de soluto = 0,15 M 
$$\cdot$$
 0,05 L = 7,5  $\cdot$  10<sup>-3</sup> moles

El volumen final de la disolución será la suma de ambos:

$$V = V_1 + V_2 = (0.05 + 0.08) L = 0.13 L$$

Por tanto, la molaridad de la disolución final será:

M = moles soluto/litros disolución = 
$$7.5 \cdot 10^{-3}/0.13 = 0.06 M$$

**b)** 50 mL de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0,15 M más 100 mL de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0,05 M.

Al ser la primera disolución la misma que la del apartado a) aportará el mismo número de moles de  $H_2SO_4$ , es decir,  $7.5 \cdot 10^{-3}$  pero ahora la segunda disolución también aporta moles de  $H_2SO_4$ , veamos cuantos:

moles de soluto = 
$$M \times V$$
 de disolución = 0,05 M · 0,1L = 0,005 moles

luego, el número de moles total será:  $n = n_1 + n_2 = 7.5 \cdot 10^{-3} + 0.005 = 0.0125$  moles

y el volumen de la mezcla será:

$$V = V_1 + V_2 = (0.05 + 0.1) L = 0.15 L$$
 y, por tanto:

$$M = n/I = 0.0125/0.15 = 0.083 M$$

22) Sea una disolución de agua formada por 500 g de agua y 55 gramos de glucosa. Calcula la presión de vapor a 35°C, la temperatura de ebullición y la de congelación

Datos: Mm de la glucosa 180. Ke<sub>agua</sub>= 0,512 °C Kg/mol. Kc<sub>agua</sub>= 1,86 °C Kg/mol. Presión del vapor de agua a 35°C = 42,22 mmHg

Para la presión de vapor aplicaremos  $P = X_d P_0$  donde  $X_d$  es la fracción molar del disolvente y  $P_0$  es la presión de vapor del disolvente puro (dato). Por tanto debemos calcular primero la fracción molar del disolvente

$$X_d = n_{agua}/n_{totales}$$
 donde  $n_{agua} = m/Mm_{agua} = 500/18=27,78$   $n_{glucosa} = m/Mm_{glucosa} = 55/190 = 0,29$   $\rightarrow$ 

 $n_{total} = 27,78 + 0,29 = 28,07y$  por tanto la fracción molar del agua (disolvente) será  $X_d = n_{agua}/n_{totales} = 27,78/28,0 = 0,99$  y en consecuencia la presión de vapor de esa disolución será:

$$P = X_d P_0 = 0.99 \times 42.22 = 41.8 \text{ mmHg}$$

Para calcular la temperatura de ebullición  $\rightarrow$  Te = Te<sub>0</sub> + Ke x m donde m es la molalidad de la disolución  $\rightarrow$  M= moles<sub>soluto</sub>/kg<sub>disolvente</sub> = 0,29/0,5 = 0,58 [0,29 son los moles de soluto (glucosa) calculados anteriormente y 0,5 son los kg de disolvente (500 g de agua)]

Por tanto Te = Te<sub>0</sub> + Ke x m = 
$$100 + 0.512 \times 0.58 = 100.3 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

Para calcular la temperatura de congelación  $\rightarrow$  Tc = Tc<sub>0</sub> - Kc x m  $\rightarrow$  Tc = 0 - 1,86 x 0,58 = -1,08 °C

23) El líquido refrigerante y anticongelante del radiador de los automóviles es una disolución de etilenglicol (etanodiol → CH<sub>2</sub>OH-CH<sub>2</sub>OH) y agua. Calcula la masa de etilenglicol (etanodiol) que hay que disolver en 5 litros de agua para que la temperatura de congelación sea de -10°C ¿Cuál es la temperatura de ebullición? ¿Cuál será la presión de vapor a 90°C?

Datos: C=12 H=1 O=16. Keagua = 0,512 °C Kg/mol. Kcagua = 1,86 °C Kg/mol. Pvagua 90°C = 526,4 mmHg

La temperatura de congelación viene dada por:  $Tc = Tc_0 - Kc \times m$  y en consecuencia  $-10 = 0 - 1,86 \times m$  De donde obtenemos que la molalidad m necesaria será m = 10/1,86 = 5,38 molal

Como queremos ver la cantidad que hay que añadir de etilenglicol (etanodiol) a 5 litros de agua (por tanto 5 kg de disolvente) emplearemos: molalidad =  $m = n_{soluto}/kg_{disolvente}$  Veamos entonces los moles de soluto que necesitamos:

$$m = n_{soluto}/kg_{disolvente} \rightarrow 5,38 = n_{soluto}/5 \rightarrow n = 26,9 \text{ moles de etilenglicol}$$

como el etanodiol es  $CH_2OH-CH_2OH \rightarrow C_2H_6O_2 \rightarrow Mm = 62$  y  $n = m/Mm \rightarrow 26,9 = m/62 \rightarrow m = 1667,8$  g

Para la temperatura de ebullición aplicamos:  $Te = Te_0 + Ke \times m = 100 + 0,512 \times 5,38 = 102,8 \, ^{\circ}C$ 

Para calcular la P<sub>vapor</sub> aplicamos P= X<sub>d</sub>P<sub>0</sub> por lo que debemos calcular primero la fracción molar del disolvente (x<sub>d</sub>):

 $X_d = n_d/n_t$   $n_{soluto} = 26,9$  (calculados anteriormente) y  $n_d = m/Mm = 5000/18 = 277,8 \rightarrow n_t = 26,9 + 277,8 = 304,7$ 

 $X_d = 277.8/304.7 = 0.912 \rightarrow P = X_dP_0 = 0.912x526.4 = 480.1 mmHg$ 

24) La crioscopía y la ebulloscopia se emplea también para determinar la masa molecular de una sustancia desconocida.

Al disolver 30 g de una sustancia en 250g de ciclohexano se obtiene que la temperatura de ebullición de la disolución alcanza los 81,3 °C. ¿Cuál es la masa molecular de esa sustancia? ¿Cuál es la temperatura de congelación de esa disolución?

Datos para el ciclohexano: Ke= 2,92 ºC Kg/mol. Kc= 20,8 ºC Kg/mol. T<sub>f</sub> = 6,59 °C T<sub>e</sub> = 80,74 °C

Aplicaremos Te = Te<sub>0</sub> + m·Ke

$$81,3 = 80,74 + \text{m} \cdot 2,92 \rightarrow \text{m} = 0,192 \text{ molal}$$

Aplicamos molalidad para obtener la masa molecular:

$$m = (m/Mm)/kg \text{ disolvente } \rightarrow 0,192 = (30/Mm)/0,250 \rightarrow Mm = 625$$

Para la T de congelación  $\rightarrow$  Tc = Tc<sub>0</sub> - m·Kc = 6,59 - 0,192·20,8 = **2,6 °C** 

### Veamos un ejercicio mezcla de determinación de fórmula molecular y ebulloscopía.

- 25) Un compuesto tiene un 66,8%de C, 7,3% de H y 25,9% de N.
  - a) ¿Cuál es su fórmula empírica?
- b) ¿Cuál es su fórmula molecular sabiendo que al disolver 5g de esa sustancia en 80g de acetona (propanona) la temperatura de ebullición de esa disolución es de 57,2ºC

Datos de la propanona (acetona): Te = 56,2°C Ke = 2,67 °C kg/mol

a) Supongamos 100 g de muestra:

Elemento	%	Masas por 100 g	Proporción moles: N=m/Mm	Proporción átomos	Proporción de átomos respecto al que menos	Aproximación a número entero de átomos
С	66,8	66,8g	66,8/12 = 5,57	5,57	5,57/1,85 =3,01	3
Н	7,3	7,3g	7,3/1 = 7,4	7,3	7,3/1,85 = 3,95	4
N	25,9	25,9g	25,9/14=1,85	1,85	1,/2,02=1	1

# Fórmula empírica: (C<sub>3</sub>H<sub>4</sub>N)<sub>n</sub>

b) Aplicaremos Te =  $Te_0 + m_x Ke$ 

$$57,2=56,2+m\cdot2,67 \rightarrow m=0,375 \text{ molal}$$

Aplicamos molalidad para obtener la masa molecular:

$$m = (m/Mm)/kg \text{ disolvente } \rightarrow 0.375 = (5/Mm)/0.08 \rightarrow Mm = 166.7$$

 $(C_3H_4N)_n = 166,7 \rightarrow (12\cdot3 + 1\cdot4 + 14)_n = 166,7 \rightarrow n = 3,09 \rightarrow aproximación a entero \rightarrow n = 3 por tanto:$ 

Fórmula molecular:  $(C_3H_4N)_3 \rightarrow C_9H_{12}N_3$