

Ejercicios resueltos de Química
2.º de Bachillerato

Curso Académico 2009-10

12 de enero de 2010

1.- (Hoja 7, ej. 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 y la del Li – 7 vale 7,0179.

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:

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

2.- (Hoja 7, ej. 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 *uma* es parecida a la masa de los isótopos. Así tomaremos como 63 *uma* la masa aproximada del isótopo de Cu-63 y como 65 *uma* la del Cu-65:

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

3.- (Hoja 7, ej. 3)

El plomo presenta cuatro isótopos: Pb-204, Pb-207, Pb-208 y Pb-209. La abundancia de los tres primeros es 2; 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:

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

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 (204, 207, 208 y 209 y 65) expresada en *uma*.

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

4.- (Hoja 7, ej. 4)

El boro, de masa atómica 10,811 uma, está formado por dos isótopos, ^{10}B y ^{11}B , cuyas respectivas masas isotópicas son 10,0129 uma y 11,0093 uma. 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 $x = 19,91\%$; la del otro isótopo, ^{11}B , resulta ser: $100 - x = 100 - 19,91 = 80,09\%$.

5.- (Libro, pág. 127, ej. 4)

El cloro se encuentra en la naturaleza como mezcla de dos isótopos, Cl-35 y Cl-37, con abundancias relativas del 75,77% y 24,23% respectivamente. Calcula la masa atómica promedio del átomo de cloro.

Datos: masas atómicas de los dos isótopos 34,97 u y 36,97 u.

La masa atómica del cloro es la media de las masas de los isótopos que lo forman, ponderada con relación a sus abundancias relativas:

$$Mat(\text{Cl}) = m(\text{Cl} - 35) \cdot \frac{\%(\text{Cl} - 35)}{100} + m(\text{Cl} - 37) \cdot \frac{\%(\text{Cl} - 37)}{100}$$

$$Mat(\text{Cl}) = 34,97 \cdot \frac{75,77}{100} + 36,97 \cdot \frac{24,23}{100} = 35,45 \text{ u}$$

6.- (Libro, pág. 146, ej. 1)

La masa atómica de la plata que encontramos en las tablas es de 107,87 u. Determina la abundancia relativa de los dos isótopos que tiene, sabiendo que sus masas atómicas son 106,91 u y 108,90 u.

La masa atómica de la plata es la media ponderada de la masa de los isótopos que la forman, promediada con respecto a sus abundancias relativas. Sea x la abundancia relativa del isótopo de 106,91 u de masa y $100 - x$ la del otro isótopo:

$$107,87 = 106,91 \cdot \frac{x}{100} + 108,90 \cdot \frac{100 - x}{100}$$

Multiplicando por cien ambos miembros:

$$10787 = 106,91 \cdot x + 108,90 \cdot (100 - x)$$

Desarrollando el paréntesis:

$$10787 = 106,91 \cdot x + 10890 - 108,90x$$

$$(108,90 - 106,91)x = 10890 - 10787$$

$$x = \frac{10890 - 10787}{108,90 - 106,91} = 51,76$$

La abundancia del isótopo de 106,91 *u* vale 51,76 %, mientras que la que tiene 108,90 *u* es $100 - x = 100 - 51,76 = 48,24$ %.

7.- (Libro, pág. 133, ej. 8)

Un determinado recipiente de 5,0 L de capacidad puede soportar una presión de $2 \cdot 10^5$ Pa. Si se introducen en él 15 g de trióxido de azufre, calcula la temperatura máxima a la que se puede calentar dicho recipiente.

Calculamos primero la masa molecular del trióxido de azufre:

$$M_m(\text{SO}_3) = 32 + 3 \cdot 16 = 80 \text{ g/mol}$$

Por otro lado pasamos la presión de Pa a atm:

$$2 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{101325 \text{ Pa}} = 1,974 \text{ atm}$$

Aplicamos la ecuación de estado de los gases ideales:

$$PV = \frac{m}{M_m}RT$$

Finalmente, despejamos la temperatura:

$$T = \frac{PV M_m}{m R} = \frac{1,974 \cdot 5 \cdot 80}{15 \cdot 0,082} = 641,95 \text{ K}$$

8.- (Libro, pág. 133, ej. 9)

Un recipiente de 1,10 L de capacidad contiene 0,36 g de helio a 25°C. Se vierte su contenido en otro recipiente de 1,25 L que contiene 0,60 g de nitrógeno a igual temperatura. Calcula la presión parcial que ejerce cada gas y la presión total de la mezcla. Datos: $M_{\text{at}}(\text{He}) = 4 \text{ g/mol}$; $M_{\text{at}}(\text{N}) = 14 \text{ g/mol}$.

Calcularemos primero el número de moles de cada gas. Para ello debemos recordar que el helio es un gas monoatómico, mientras que el nitrógeno es diatómico. La masa molecular del nitrógeno, N_2 , es $14 \cdot 2 = 28 \text{ g/mol}$.

$$n(\text{He}) = \frac{m(\text{He})}{M_{\text{at}}(\text{He})} = \frac{0,36 \text{ g}}{4 \text{ g/mol}} = 0,090 \text{ mol}$$

$$n(\text{N}_2) = \frac{m(\text{N}_2)}{M_m(\text{N}_2)} = \frac{0,60 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}} = 0,021 \text{ mol}$$

Cuando se vierte el contenido del recipiente con helio en el otro, ambos se encuentran mezclados en el recipiente de 1,25 L de capacidad. Nos interesa la presión total que ejercen

los dos gases. Utilizando la ecuación de estado de los gases ideales aplicada a la totalidad de la mezcla:

$$P_T V = n_T R T$$

Despejando la presión total:

$$P_T = \frac{n_T R T}{V} = \frac{(0,09 + 0,021) 0,082 \cdot 298}{1,25} = 2,17 \text{ atm}$$

donde previamente hemos pasado los 25 °C a K.

Para calcular las presiones parciales vamos a hallar la fracción molar de cada gas en la mezcla:

$$\chi(\text{He}) = \frac{n(\text{He})}{n(\text{He}) + n(\text{N}_2)} = \frac{0,09}{0,09 + 0,021} = 0,811$$

Podríamos utilizar una fórmula similar para calcular la fracción molar del otro componente, pero como la suma debe dar 1:

$$\chi(\text{N}_2) = 1 - \chi(\text{He}) = 1 - 0,811 = 0,189$$

La mezcla contiene un 81,1 % en volumen de helio y un 18,9 %, también en volumen de nitrógeno.

Las presión parcial de helio vale:

$$P(\text{He}) = \chi(\text{He}) P_T = 0,811 \cdot 2,17 = 1,76 \text{ atm}$$

Podríamos hacer lo mismo para el nitrógeno, pero como la suma de las presiones parciales es igual a la presión total, y sólo hay dos gases en la mezcla:

$$P(\text{N}_2) = P_T - P(\text{He}) = 2,17 - 1,76 = 0,41 \text{ atm}$$

9.- (Libro, pág. 135, ej. 13)

La novocaína, $\text{C}_{13}\text{H}_{21}\text{ClN}_2\text{O}_2$, es un anestésico local. Determina su composición centesimal, y a partir de ella, calcula la masa de cada elemento en 50 g de muestra.

La masa molar de la novocaína es:

$$\begin{aligned} M(\text{C}_{13}\text{H}_{21}\text{ClN}_2\text{O}_2) &= 13 \cdot 12 + 21 \cdot 1 + 1 \cdot 35,5 + 2 \cdot 14 + 2 \cdot 16 \\ &= \underbrace{156}_C + \underbrace{21}_H + \underbrace{35,5}_{Cl} + \underbrace{28}_N + \underbrace{32}_O = 272,5 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

Calculamos la composición centesimal de carbono:

$$\frac{156 \text{ g C}}{272,5 \text{ g comp.}} = \frac{x}{100 \text{ g comp.}}; \quad x = 57,25 \% \text{ C.}$$

La del hidrógeno:

$$\frac{21 \text{ g H}}{272,5 \text{ g comp.}} = \frac{y}{100 \text{ g comp.}}; \quad y = 7,70 \% \text{ H.}$$

La del cloro:

$$\frac{35,5 \text{ g Cl}}{272,5 \text{ g comp.}} = \frac{z}{100 \text{ g comp.}}; \quad z = 13,03 \% \text{ Cl.}$$

La del nitrógeno:

$$\frac{28 \text{ g N}}{272,5 \text{ g comp.}} = \frac{s}{100 \text{ g comp.}}; \quad s = 10,28 \% \text{ N.}$$

Por último, la de oxígeno, se calcula sabiendo que la suma de todas debe dar 100:

$$100 - 57,25 - 7,70 - 13,03 - 10,28 = 11,74 \% \text{ O.}$$

Las composiciones centesimales están referidas a 100 g de compuesto. Si su cantidad fuera de 50 g, esto es, la mitad, la masa de cada elemento sería la mitad: 28,63 g de C; 3,85 g de H; 6,515 g de Cl y 5,14 g de N.

10.- (Libro, pág. 135, ej. 14)

Determina la fórmula empírica de un ácido que contiene un 34,6 % de C, 3,9 % de H y 61,5 % de O. Si su masa molar valiera 104 g/mol, ¿Cuál sería la fórmula molecular? Nombra el ácido.

Realizaremos el problema de dos formas diferentes:

- Para obtener la fórmula empírica hallaremos la proporción en la que se encuentran los elementos en el ácido:

Elemento	Masa	Cantidad de sustancia	Proporción sencilla	×3
C	34,6 g	34,6/12 = 2,883333 mol	1	3
H	3,9 g	3,9/1 = 3,9 mol	1,3526	4
O	61,5 g	61,5/16 = 3,84375 mol	1,33333	4

La fórmula empírica es $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_4$.

La fórmula molecular es un múltiplo entero positivo de la fórmula empírica: $(\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_4)_x$.

La masa molar sería

$$M_m((\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_4)_x) = 104x = 104$$

De donde se deduce que $x = 104/104 = 1$ y, por tanto, la fórmula empírica y la molecular coinciden.

El compuesto sería el ácido propanodioico: $\text{HOOC}-\text{CH}_2-\text{COOH}$.

- Otra forma más recomendable de resolver el ejercicio sería hallar primero la fórmula molecular y después simplificarla obteniendo la fórmula empírica:

La fórmula molecular sería así: $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$, donde x , y y z son enteros positivos.

El subíndice x es el número de átomos de carbono que hay en una molécula del compuesto, por lo tanto es también el número total de átomos de carbono dividido por el número de moléculas de compuesto. De esto se sigue que es el número de moles de átomos que hay, dividido por el número de moles de compuesto:

$$x = \frac{n(\text{C})}{n(\text{comp.})} = \frac{m(\text{C})/M_{at}(\text{C})}{m(\text{comp.})/M_m(\text{comp.})} = \frac{34,6/12}{100/104} = 3$$

De igual manera, el número de átomos de hidrógeno en la fórmula molecular es:

$$y = \frac{n(H)}{n(comp.)} = \frac{m(H)/M_{at}(H)}{m(comp.)/M_m(comp.)} = \frac{3,9/1}{100/104} = 4$$

Y, el de oxígeno:

$$z = \frac{n(O)}{n(comp.)} = \frac{m(O)/M_{at}(O)}{m(comp.)/M_m(comp.)} = \frac{61,5/16}{100/104} = 4$$

La fórmula molecular es $C_3H_4O_4$. Es el ácido propanodioico: $HOOC-CH_2-COOH$.

Como no se puede simplificar más, la fórmula empírica coincide con la molecular.

11.- Para determinar la riqueza de una partida de cinc se tomaron 50,0 g de una muestra homogénea y se trataron con ácido clorhídrico del 37 % en peso y densidad 1,18 g/mL, consumiéndose 126 mL de ácido. La reacción del cinc con ácido clorhídrico produce cloruro de cinc e hidrógeno. Calcula:

- a) La molaridad de la disolución de ácido clorhídrico.
b) El porcentaje de cinc en la muestra.

Datos: Cl 35,45; H 1,01; Zn 65,37.

- a) La concentración de una disolución es independiente de la cantidad que tengamos de ella. Por tanto, para simplificar cálculos, supondremos que tenemos 1 L de disolución:

$$V(D) = 1 L = 1000 mL$$

Como podemos observar por la densidad, cada mL de disolución tiene una masa de 1,18 g, por lo que los 1000 mL que hemos elegido arbitrariamente tendrán una masa de disolución, $m(D)$:

$$\frac{1 mL}{1,18 g} = \frac{1000 mL}{m(D)}; \quad m(D) = 1,18 \cdot 1000 = 1180 g \text{ de disolución.}$$

La concentración en tanto por ciento en peso nos indica que cada 100 g de disolución contienen 37 g de soluto (ácido clorhídrico puro):

$$\frac{100 g \text{ de disolución}}{37 g \text{ de soluto}} = \frac{1180 g}{m(s)}; \quad m(s) = \frac{37 \cdot 1180}{100} = 436,6 g \text{ de soluto.}$$

La masa molar del ácido clorhídrico, HCl, es

$$M_m(HCl) = 1,01 + 35,45 = 36,46 g/mol$$

La molaridad vale:

$$M = \frac{n(s)}{V_L(D)} = \frac{m(s)/M_m(s)}{V_L(D)} = \frac{436,6/36,46}{1} = 11,97 mol \cdot L^{-1}$$

b) Escribimos y ajustamos la ecuación química:

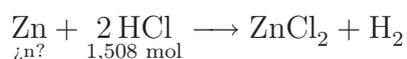


Para resolver el problema hay que darse cuenta de que los 50 g de cinc que se hacen reaccionar con ácido *no son puros*, por lo que no podemos utilizar este valor en los cálculos estequiométricos.

Lo que sí podemos utilizar es que han reaccionado $126 \text{ mL} = 0,126 \text{ L}$ de ácido $11,97 \text{ M}$, que contienen los siguientes moles de soluto (HCl puro):

$$M = \frac{n(s)}{V_L(D)}; \quad n(s) = M \cdot V_L(D) = 11,97 \cdot 0,126 = 1,508 \text{ mol de soluto}$$

Con esto podremos calcular los moles de cinc que han reaccionado realmente:



$$\frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol HCl}} = \frac{n}{1,508 \text{ mol HCl}}; \quad n = \frac{1,508}{2} = 0,754 \text{ mol Zn}$$

Que son:

$$m = n \cdot M_{at} = 0,754 \cdot 65,37 = 49,289 \text{ g Zn puro}$$

Como 50 g de la muestra de cinc con impurezas contienen 49,289 g de cinc puro, la riqueza en tanto por ciento es:

$$\frac{50 \text{ g muestra}}{49,289 \text{ g Zn puro}} = \frac{100 \text{ g muestra}}{x}; \quad x = \frac{100 \cdot 49,289}{50} = 98,58 \% \text{ de riqueza}$$

12.- ¿Cuál es la concentración de iones Al^{3+} y de iones SO_4^{2-} en 250 mL de una disolución acuosa que contiene 0,855 g de sulfato de aluminio?

Datos: Al 27; S 32; O 16.

Cuando se disuelve una sal en agua se disocia completamente, quedando libres los iones que la forman. Así, cuando se disuelve el sulfato de aluminio quedan libres en la disolución los cationes aluminio y los aniones sulfato. La sal es un compuesto iónico, luego es sólida antes de disolverse y los iones se encuentran en disolución acuosa (aq). Escribimos y ajustamos este proceso:



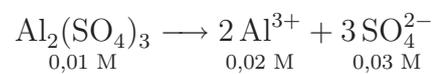
Calcularemos la concentración de sal que se prepara al disolver 0,855 g de sulfato de aluminio en agua formando un volumen de $250 \text{ mL} = 0,250 \text{ L}$ de disolución. La masa molar del sulfato de aluminio es:

$$M_m[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3] = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 32 + 12 \cdot 16 = 342 \text{ g/mol}$$

La molaridad de la sal es:

$$M = \frac{n(s)}{V_L(D)} = \frac{m(s)/M_m(s)}{V_L(D)} = \frac{0,855/342}{0,250} = 0,01 \text{ M}$$

Como se puede apreciar por los coeficientes estequiométricos del proceso de disolución, al disolverse 0,01 *mol* por litro de sulfato de aluminio se forma el doble de concentración de cationes aluminio y el triple de aniones sulfato:

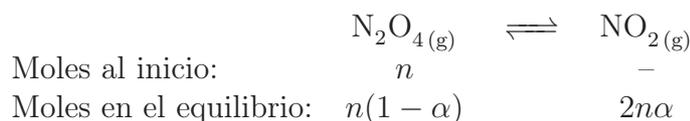


Luego en la disolución, la concentración molar de cationes aluminio, $[\text{Al}^{3+}] = 0,02 \text{ M}$ y la de aniones sulfato es: $[\text{SO}_4^{2-}] = 0,03 \text{ M}$

1.- (Hoja 13, ej. 1)

Calcula el grado de disociación del tetraóxido de dinitrógeno sabiendo que, a $30\text{ }^\circ\text{C}$ y 5 atm de presión, se disocia según la ecuación $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{g})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(\text{g})}$ y que a esa temperatura K_p vale $0,15\text{ atm}$.

Escribimos el número de moles en equilibrio suponiendo que al principio hay únicamente $n\text{ mol}$ de N_2O_4 :



El número total de moles gaseosos en el equilibrio vale:

$$n_t = n(1 - \alpha) + 2n\alpha = n - n\alpha + 2n\alpha = n + n\alpha = n(1 + \alpha)$$

Calculamos las fracciones molares de los gases:

$$\chi(\text{NO}_2) = \frac{n(\text{NO}_2)}{n_t} = \frac{2n\alpha}{n(1 + \alpha)} = \frac{2\alpha}{1 + \alpha}$$

$$\chi(\text{N}_2\text{O}_4) = \frac{n(\text{N}_2\text{O}_4)}{n_t} = \frac{n(1 - \alpha)}{n(1 + \alpha)} = \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha}$$

Aplicamos la ley del equilibrio químico:

$$K_p = \frac{P_{\text{NO}_2}^2}{P_{\text{N}_2\text{O}_4}} = \frac{\chi_{\text{NO}_2}^2 P_t^2}{\chi_{\text{N}_2\text{O}_4} P_t} = \frac{\left(\frac{2\alpha}{1 + \alpha}\right)^2}{\frac{1 - \alpha}{1 + \alpha}} P_t = \frac{4\alpha^2}{(1 + \alpha)(1 - \alpha)} P_t = \frac{4\alpha^2}{1 - \alpha^2} P_t$$

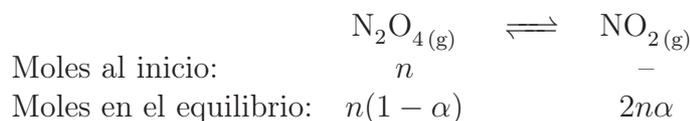
Se despeja el grado de disociación y se sustituyen los valores conocidos:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_p}{K_p + 4P_t}} = \sqrt{\frac{0,15}{0,15 + 4 \cdot 5}} = 0,0863$$

2.- (Hoja 13, ej. 2)

La constante K_p para la reacción de descomposición del tetraóxido de dinitrógeno en dióxido de nitrógeno: $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{g})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(\text{g})}$ vale $0,23$ a 308 K . Calcula la presión a la cual el N_2O_4 se encuentra disociado en un 25% .

Escribimos el número de moles en equilibrio suponiendo que al principio hay únicamente $n\text{ mol}$ de N_2O_4 :



El número total de moles gaseosos en el equilibrio vale:

$$n_t = n(1 - \alpha) + 2n\alpha = n - n\alpha + 2n\alpha = n + n\alpha = n(1 + \alpha)$$

Calculamos las fracciones molares de los gases y tenemos en cuenta que sólo hay dos de ellos en el equilibrio, con lo que la suma de las fracciones molares debe dar la unidad:

$$\chi(\text{NO}_2) = \frac{n(\text{NO}_2)}{n_t} = \frac{2n\alpha}{n(1 + \alpha)} = \frac{2\alpha}{1 + \alpha} = \frac{2 \cdot 0,25}{1 + 0,25} = 0,4$$

$$\chi(\text{N}_2\text{O}_4) = 1 - \chi(\text{NO}_2) = 1 - 0,4 = 0,6$$

Aplicamos la ley del equilibrio químico:

$$K_p = \frac{P_{\text{NO}_2}^2}{P_{\text{N}_2\text{O}_4}} = \frac{\chi_{\text{NO}_2}^2 P_t^2}{\chi_{\text{N}_2\text{O}_4} P_t} = \frac{\chi_{\text{NO}_2}^2}{\chi_{\text{N}_2\text{O}_4}} P_t$$

Sustituimos los valores conocidos y se despejamos la presión total:

$$0,32 = \frac{(0,4)^2}{0,6} P_t$$

$$P_t = \frac{0,32 \cdot 0,6}{(0,4)^2} = 1,2 \text{ atm}$$

3.- (Hoja 13, ej. 3)

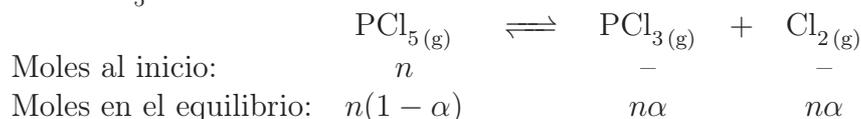
A 200 °C y presión de 1 atm, el pentacloruro de fósforo se disocia en un 48,5 %.

Calcula:

a) La constante K_p .

b) El grado de disociación a la misma temperatura pero a una presión de 10 atm.

a) Escribimos el número de moles en equilibrio suponiendo que al principio hay únicamente n mol de PCl_5 :



El número total de moles gaseosos en el equilibrio vale:

$$n_t = n(1 - \alpha) + n\alpha + n\alpha = n - n\alpha + n\alpha + n\alpha = n + n\alpha = n(1 + \alpha)$$

Puesto que no nos piden ni las fracciones molares ni las presiones parciales, obtendremos la fórmula que relaciona K_p con el grado de disociación y la presión total.

Por tanto, hallamos las fracciones molares, pero no las calculamos:

$$\chi_{\text{PCl}_3} = \frac{n_{\text{PCl}_3}}{n_t} = \frac{n\alpha}{n(1 + \alpha)} = \frac{\alpha}{1 + \alpha}$$

La fracción molar del cloro es la misma que la del pentacloruro de fósforo:

$$\chi_{\text{Cl}_2} = \chi_{\text{PCl}_3} = \frac{\alpha}{1 + \alpha}$$

La del pentacloruro de fósforo es:

$$\chi_{\text{PCl}_5} = \frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} = \frac{1-\alpha}{1+\alpha}$$

Aplicamos la ley del equilibrio químico:

$$K_p = \frac{P_{\text{PCl}_3} P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{PCl}_5}} = \frac{\chi_{\text{PCl}_3} P_t \cdot \chi_{\text{Cl}_2} P_t}{\chi_{\text{PCl}_5} P_t} = \frac{\frac{\alpha}{1+\alpha} \cdot \frac{\alpha}{1+\alpha}}{\frac{1-\alpha}{1+\alpha}} P_t = \frac{\alpha^2}{(1+\alpha)(1-\alpha)} P_t$$

Con lo que resulta:

$$K_p = \frac{\alpha^2}{1-\alpha^2} P_t \quad (1)$$

Así, como $\alpha = 0,485$:

$$K_p = \frac{\alpha^2}{1-\alpha^2} P_t = \frac{(0,485)^2}{1-(0,485)^2} \cdot 1 = 0,3076 \text{ atm}$$

- b) Como no cambia la temperatura, la constante de equilibrio tiene el mismo valor, $K_p = 0,3076 \text{ atm}$ que en el apartado anterior. Se utiliza la expresión anterior (1) y se despeja α :

$$K_p - K_p \alpha^2 = P_t \alpha^2; \quad P_t \alpha^2 + K_p \alpha^2 = K_p; \quad (P_t + K_p) \alpha^2 = K_p$$

De donde:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_p}{P_t + K_p}} = \sqrt{\frac{0,3076}{10 + 0,3076}} = 0,173$$

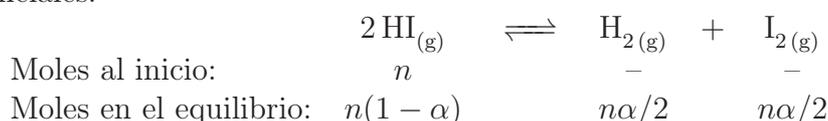
Como se puede comprobar, el grado de disociación es menor que en el apartado anterior, lo que es lógico, pues al aumentar la presión total por disminuir el volumen el equilibrio se desplaza, según el *Principio de Le Chatelier*, hacia donde menos moles gaseosas hay (en este caso hacia la izquierda).

4.- (Hoja 13, ej. 4)

A 800 K, la K_c para la reacción: $2 \text{HI}_{(g)} \rightleftharpoons \text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)}$ vale 0,016. Se introduce una cantidad determinada de yoduro de hidrógeno en un recipiente y, cuando se alcanza el equilibrio la presión vale 1 atm. Calcula:

- La concentración de todas las especies.
- Las concentraciones de los componentes si se duplica la presión del sistema.

- a) Representamos el equilibrio químico y llamamos n al número de moles de yoduro de hidrógeno iniciales:



El número total de moles gaseosos en el equilibrio vale:

$$n_t = n(1 - \alpha) + \frac{n\alpha}{2} + \frac{n\alpha}{2} = n - n\alpha + n\alpha = n$$

Como se observa, el número de moles en equilibrio es el mismo que al principio ¹; esto es lógico puesto que, como se observa en la ecuación química, cada dos moles que desaparecen producen otros dos. ($\Delta n_{gas} = 2 - 2 = 0$).

Escribimos la ley del equilibrio químico:

$$K_c = \frac{[H_2][I_2]}{[HI]^2} = \frac{\frac{n\alpha/2}{V} \cdot \frac{n\alpha/2}{V}}{\left(\frac{n(1-\alpha)}{V}\right)^2} = \frac{n^2\alpha^2}{4n^2(1-\alpha)^2} = \frac{\alpha^2}{4(1-\alpha)^2}$$

Despejamos α :

$$\alpha^2 = 4K_c(1-\alpha)^2; \quad \alpha^2 = 4K_c(1-2\alpha+\alpha^2); \quad \alpha^2 = 4K_c - 8K_c\alpha + 4K_c\alpha^2$$

$$(1-4K_c)\alpha^2 + 8K_c\alpha - 4K_c = 0$$

$$\alpha = \frac{-8K_c \pm \sqrt{64K_c^2 + 4(1-4K_c)4K_c}}{2(1-4K_c)} = \frac{-0,128 \pm \sqrt{0,256}}{1,872}$$

De las dos soluciones sólo es válida $\alpha = 0,2019$.

Aplicamos la ecuación de los gases ideales a toda la mezcla en equilibrio:

$$P_t V = n_t RT; \quad 1 \cdot V = n \cdot 0,082 \cdot 800; \quad \frac{n}{V} = \frac{1}{0,082 \cdot 800} = 0,0152 \text{ M}$$

La concentración inicial vale 0,0152 M. La concentración en equilibrio de cada sustancia vale:

$$[HI]_{eq} = \frac{n(1-\alpha)}{V} = \frac{n}{V} \cdot (1-\alpha) = 0,0152 \cdot (1-0,2019) = 0,0121 \text{ M}$$

$$[H_2]_{eq} = [I_2]_{eq} = \frac{n\alpha/2}{V} = \frac{n}{V} \cdot \frac{\alpha}{2} = 0,0152 \cdot \frac{0,2019}{2} = 1,53 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

- b) Si se duplica la presión del sistema porque el volumen se reduce a la mitad el equilibrio químico no se vería afectado debido a que, según el *Principio de Le Chatelier*, el sistema se opondría desplazándose hacia donde menos moles gaseosos hubiera; en este caso hay el mismo número de moles de gas en los dos miembros de la ecuación química. El grado de disociación y el número de moles en equilibrio no se verían afectados, aunque sí las concentraciones en equilibrio, que se duplicarían al reducirse el volumen a la mitad (la concentración es inversamente proporcional al volumen, $c = n/V$).

$$[HI]'_{eq} = 2 [HI]_{eq} = 2 \cdot 0,0121 = 0,0242 \text{ M}$$

$$[H_2]'_{eq} = [I_2]'_{eq} = 2 \cdot 1,53 \cdot 10^{-3} = 3,06 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

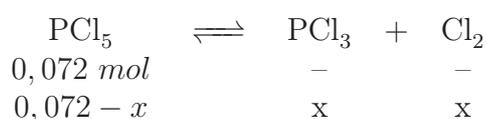
¹En toda reacción química se conserva la masa pero en ésta, en particular, además se conserva el número de moles; esto es debido a que $\Delta n_{gas} = 2 - 2 = 0$

- 5.- En un matraz de 1,00 L se introducen 0,072 mol de PCl_5 y se calienta a 250°C . Una vez alcanzado el equilibrio de disociación del pentacloruro de fósforo



se analiza la mezcla de gases encontrando que contiene 0,040 mol de cloro. Calcula las constantes de equilibrio K_c y K_p para la reacción de disociación del PCl_5 .

En la siguiente tabla se ve reflejada la cantidad inicial y las de equilibrio:



Al analizar la mezcla de gases en equilibrio se encuentran 0,00 mol de Cl_2 , por tanto $x = 0,040 \text{ mol}$ con lo que las cantidades de tricloruro de fósforo y de cloro en equilibrio son, ambas, 0,040 mol, mientras que quedan $0,072 - 0,040 = 0,032 \text{ mol}$ de pentacloruro de fósforo.

Calculamos K_c

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{\frac{0,040}{1} \cdot \frac{0,040}{1}}{\frac{0,032}{1}} = \frac{1}{20} \text{ M} = 0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Calculamos K_p

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 0,05(0,082 \cdot 523)^1 = 2,144 \text{ atm}$$

donde la temperatura se ha expresado en la escala absoluta ($250^\circ\text{C} + 273 = 523 \text{ K}$) y el incremento de moles de gas en la ecuación ajustada vale $\Delta n = 2 - 1 = 1 \text{ mol}$.