

Estequiometría: ejercicios resueltos

Ejercicio 1: Tienes en un laboratorio un frasco con 10 gramos de bromuro de litio en polvo y otro con 500 ml de agua destilada ¿cómo prepararías una disolución de bromuro de litio 0,5 M?

Solución:

Lo principal que hay que recordar en todos los ejercicios relativos a la molaridad es la fórmula de ésta: $\text{Molaridad} = n^{\circ} \text{ moles/volumen}$ (por defecto, un litro de disolución).

Si la disolución final debe ser 0,5M eso quiere decir que tendrá que tener 0,5 moles (de bromuro de litio) por litro de disolución. Como el volumen de que disponemos es de 0,5 litros, habrá que echar x moles de bromuro:

1 litro \rightarrow 0,5 moles
0,5 litros \rightarrow x moles $x = 0,25$ moles de bromuro de litio

¿Cuántos moles de bromuro son 10 gramos? Dado que el bromuro de litio (HBr) tiene por masa atómica 81, se hace la siguiente regla de tres:

1 mol \rightarrow 80 gramos
x moles \rightarrow 10 gramos $x = 0,125$ moles

Resulta que tenemos menos moles de bromuro de los que nos hacen falta para 0,5 litros de disolución. ¿Qué podemos hacer ahora? No hay ningún problema. Ya que el bromuro resulta ser de lo que hay menos, replanteemos la molaridad cogiendo su número de moles en lugar del volumen:

1 litro \rightarrow 0,5 moles
x litros \rightarrow 0,125 moles $x = 0,25$ litros

Con lo cual, para preparar la disolución pedida, basta echar los 10 gramos (0,125 moles) de HBr y 0,25 litros de agua destilada.

Este ejercicio podría haberse empezado a plantear directamente con el dato de los moles en lugar del volumen, con lo que se llegaría antes al resultado final. Pero he preferido seguir este camino para que si, al resolverlo, te encuentras con el mismo problema, sepas cómo solucionarlo. En este tipo de ejercicios no podemos saber de antemano qué es lo que va a haber en cantidad limitada, si los moles o el volumen, con lo que es cuestión de suerte o intuición empezar por un lado o por otro.

Ejercicio 2: Un compuesto tiene un 40% de carbono, un 53% de oxígeno y un 7% de hidrógeno. Calcula la fórmula empírica del compuesto.

Solución:

En los ejercicios de determinación de fórmulas empíricas, debe empezarse dividiendo el porcentaje

Cajón de Ciencias

en que se encuentra cada elemento por su masa molecular:

$$\text{Carbono: } 40/12 = 3,33$$

$$\text{Oxígeno: } 53/16 = 3,31$$

$$\text{Hidrógeno } 7/1 = 7$$

Luego se divide cada resultado por el menor de ellos:

$$\text{Carbono: } 3,33/3,31 = 1$$

$$\text{Oxígeno: } 3,31/3,31 = 1$$

$$\text{Hidrógeno: } 7/3,31 = 2$$

Los resultados se redondean, ya que es imposible que una molécula contenga una fracción de átomo de un elemento. Los números nos indican los subíndices (la cantidad relativa) de cada elemento en la molécula. En nuestro caso sería COH_2 .

Si nos pidieran hallar la fórmula molecular, tendrían que dar como dato cuál es la masa total de la molécula. Poniendo como ejemplo que hubiesen dicho que un mol de dicha molécula pesa 90 gramos, compararíamos este peso con el de la molécula que nos ha salido en la parte anterior del problema. Ya que un mol de COH_2 pesaría 30 gramos, obviamente la molécula final sería $(\text{COH}_2)_3$.

En lugar de dar directamente el peso de la molécula, algunos problemas obligan a calcular el número de moles a través de la ecuación de los gases perfectos ($PV = nRT$) para una cantidad de compuesto dada. En ese caso, el enunciado siempre da los datos de presión, volumen y temperatura.

Ejercicio 3: Calcula la intensidad de corriente eléctrica resultante de mantener funcionando durante una hora una pila Ag/N cuyo ánodo está formado por 50g de plata pura.

Solución:

Lo primero en todos los ejercicios acerca de pilas es determinar las semirreacciones. Algunos ejercicios las proporcionan, con lo cual tenemos un problema menos. Pero sin olvidar que **siempre hay que ver si las reacciones están ajustadas**. Si operamos con reacciones mal ajustadas, todo lo que hagamos después estará **mal**.

Nos dicen que la pila es de Ag y N. Primer paso: ¿cuál de los dos elementos cede electrones (es más electropositivo) y cuál los coge (es más electronegativo)? Si miramos la tabla periódica, es obvio que la Ag es el elemento electropositivo y el N el electronegativo.

Cajón de Ciencias

Un inciso: Electropositividad y electronegatividad

Recordar que un elemento es más electronegativo cuanto más a la derecha está en la tabla, y, a igualdad de período, cuanto más arriba se encuentre. La electronegatividad es siempre relativa: en este ejercicio, el N es más electronegativo que la plata, pero se comportaría como "electropositivo" si el otro elemento hubiera sido el cloro, por ejemplo.

Para ver cuántos electrones gana o pierde cada elemento, consultamos su valencia. Si el elemento tuviera más de una valencia, el ejercicio tendría que indicar cuál se usa. Si el elemento coge electrones, sólo se mira su valencia negativa. Las semirreacciones quedarían así:



El ajuste y suma de las dos semirreacciones sólo sería necesario si lo que nos pregunta implica a los dos elementos. Por ejemplo, "¿cuánto nitrógeno aniónico (N^{3-}) se forma después de gastar 15 gramos de plata?" En ese caso, multiplicaríamos la primera semirreacción por tres para igualar en ambas el número de electrones y las sumaríamos. A partir de ahí, resolveríamos como un problema de estequiometría normal. Como lo que nos pregunta el enunciado sólo afecta a la plata, ese paso no hace falta. Operaremos sólo con la semirreacción de la plata.

Nos pregunta la **intensidad**. Para saber la intensidad, necesitamos conocer la carga y el tiempo (que nos lo dice). Para saber la carga, necesitamos saber el número de electrones. Ésto lo sacaremos a partir de la semirreacción del ánodo.

$$\begin{array}{lll} 1 \text{ mol de plata} & \rightarrow & 108 \text{ gramos} \\ x \text{ moles} & \rightarrow & 50 \text{ gramos} \quad x = 0,46 \text{ moles} \end{array}$$

Yendo a la semirreacción del ánodo, vemos que 0,46 moles de plata nos darían 0,46 **moles** de electrones (**no** electrones a secas). ¿Cuántos electrones son 0,46 moles? Para ello usamos el número de avogadro:

$$\begin{array}{lll} 1 \text{ mol} & \rightarrow & 6,02 \cdot 10^{23} \text{ electrones} \\ 0,46 \text{ moles} & \rightarrow & x \quad x = 2,78 \cdot 10^{23} \text{ electrones.} \end{array}$$

Para saber la carga total, se multiplica el número de electrones por la carga de uno de ellos ($1,6 \cdot 10^{-19}$ C). Con este dato, vamos a la fórmula de la intensidad:

$$I = q/t \quad I = 44480/3600 \text{ segundos} = 12,36 \text{ A}$$

Cajón de Ciencias

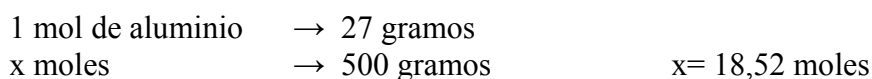
Ejercicio 4: En la reacción de formación de óxido de aluminio a partir de aluminio puro y oxígeno molecular, ¿cuánta cantidad de óxido se obtendrá de procesar 500 gramos de aluminio si este tiene un grado de pureza del 60%?

Solución:

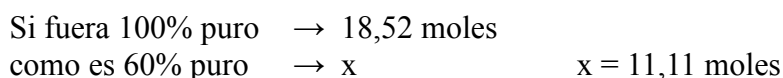
En primer lugar, tenemos que plantear la reacción, y **ajustarla**, si fuera necesario:



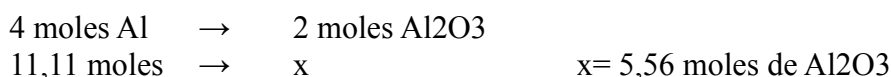
Como en todos los ejercicios de estequiometría, como la reacción ocurre en moles, hay que pasar el dato de gramos a moles:



Pero como el aluminio sólo es 60% puro, sólo el 60% de esa cantidad de aluminio es pura, por lo que sólo nos sirve el 60% de ese número de moles:



El resto se resuelve como un problema de estequiometría típico. Si la reacción nos indica que 4 moles de aluminio nos dan 2 de óxido...



Ejercicio 5: Tenemos la reacción de combustión del metano (CH_4). Si se realiza en presencia de 100g de metano y 3 litros de oxígeno, determina cuál es el reactivo limitante y qué cantidad de CO_2 se liberará.

Lo primero, plantear la reacción y **ajustarla** si fuera necesario. Es necesario saber que todas las reacciones de combustión ocurren en presencia de oxígeno. Si lo que se quema es - como es típico - un compuesto de hidrógeno y carbono, los productos serán invariablemente CO_2 y vapor de agua. Si el compuesto fuera algo distinto, el enunciado indicará cuáles son los productos.



La primera parte del problema nos pregunta por el reactivo limitante. Del metano y el oxígeno, será aquel que se acabe antes según sus cantidades y el ritmo de la reacción (el oxígeno, por ejemplo, se gasta a doble velocidad que el metano). Para ello, cogemos cualquiera de los dos reactivos y

Cajón de Ciencias

pasamos su cantidad a moles. Lo haremos ahora con el metano, pero se operaría de manera análoga con el oxígeno:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de metano} \rightarrow 16 \text{ gramos} \\ x \text{ moles} \quad \quad \quad \rightarrow 100 \text{ gramos} \end{array} \quad x = 6,25 \text{ moles.}$$

Ahora, según la reacción ajustada, si cada vez que se gasta un mol de metano, se gastan dos de oxígeno, cuando se gasten 6,25 moles de metano, se habrán consumido 12,50 moles de oxígeno.

¿Tenemos suficiente oxígeno? ¿Cuántos moles de oxígeno son 3 litros? Para calcularlo, necesitamos recordar que, en condiciones normales (y si no se dice lo contrario, ése es el caso), un mol de cualquier gas ocupa 22,4 litros. Por lo tanto, tendremos el siguiente número de moles de oxígeno:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \rightarrow 22,4 \text{ litros} \\ x \text{ moles} \rightarrow 3 \text{ litros} \end{array} \quad x=0,13 \text{ moles}$$

Obviamente, no hay oxígeno suficiente, y éste será el reactivo limitante. Con eso respondemos la primera parte del problema.

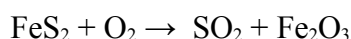
Vamos con la segunda: ¿qué cantidad de CO₂ se liberará?. Operamos como un ejercicio de estequiometría típico, sólo que de los dos datos (cantidad de metano y cantidad de oxígeno) tenemos que usar el del reactivo limitante, que será el que marque cuándo se acabará la reacción.

$$\begin{array}{l} 2 \text{ moles de O}_2 \quad \quad \rightarrow \quad 1 \text{ mol de CO}_2 \\ 0,13 \text{ moles} \quad \quad \rightarrow \quad x \end{array} \quad x = 0,07 \text{ moles de CO}_2.$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de CO}_2 \quad \quad \text{--->} \quad 48 \text{ gramos} \\ 0,07 \text{ moles} \quad \quad \text{--->} \quad x \end{array} \quad x = 3,21 \text{ gramos de CO}_2$$

(El enunciado sólo dice "cantidad" de CO₂, y resulta un poco ambiguo, porque no precisa si el resultado debe ser en gramos o en volumen. Si se quisiera calcular en litros, recordar el volumen de 1 mol de gas en condiciones normales).

Ejercicio 6: Las entalpías de formación de la pirita (FeS₂), del óxido férrico y del anhídrido sulfuroso son respectivamente 148,40, 829,73 y - 296,44 Kj/mol. Calcular la entalpía de reacción correspondiente a la siguiente reacción:



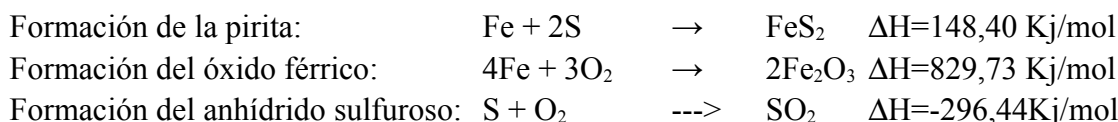
Solución:

El hecho fundamental que hay que recordar en los ejercicios de entalpías es la **Ley de Hess**. Esta nos dice que si para llegar a una reacción determinada hay que pasar por varias reacciones intermedias, la entalpía (o cantidad de energía asociada) de la reacción final va a ser la suma de la entalpía de todas esas reacciones intermedias.

Cajón de Ciencias

(Una aclaración: si te fijas, verás que la reacción que aparece no está ajustada. En estos ejercicios no importa, porque el ajuste ocurrirá al final a medida que lo vayamos resolviendo).

¿Cuáles son las reacciones intermedias en este caso? El enunciado las nombra, pero no las formula. Nos toca hacerlo a nosotros: (las reacciones aparecen ya ajustadas)



Tenemos que sumar las tres reacciones parciales para obtener la reacción final que nos proponen. Primero vamos a ver si cada elemento de nuestras reacciones parciales está en el lugar que le corresponde (es decir, si es reactivo o producto). Según la reacción final...

...el FeS_2 debe ser un reactivo, pero nosotros lo tenemos en el lado de los productos.

... el O_2 debe ser un reactivo. Coincide con lo que tenemos.

... el SO_2 debe ser un producto. También coincide.

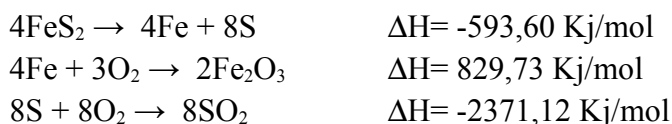
... el Fe_2O_3 debe ser producto. También coincide.

Eso quiere decir que la única reacción parcial a la que debemos “dar la vuelta” es la primera. Nota que en la reacción final no aparecen ni el Fe ni el S sueltos. No importa, porque cuando sumemos las reacciones parciales, retocaremos todo para que se vayan. La primera reacción parcial quedaría entonces así:

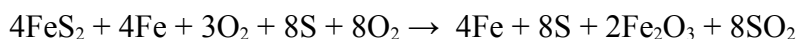


Dado que hemos invertido la reacción, **la entalpía cambia de signo.**

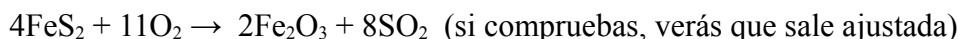
Ahora tenemos que multiplicar algunas de las reacciones por algún número para que el Fe y el S se nos vayan en la reacción final. Eso puede hacerse multiplicando la primera por 4 (para que a ambos lados haya 4Fe) y la tercera por 8 (para que a ambos lados haya 8S). Cuando multiplicamos una reacción por un número, la entalpía se multiplica también. El conjunto de reacciones parciales nos quedaría así:



Si las sumamos, nos da la reacción final:



Simplificando:



Cajón de Ciencias

La entalpía de la reacción final será, según la ley de Hess, la suma de las entalpías parciales:

$$\Delta H_{\text{final}} = -593,60 + 829,73 + (-2371,12) = -2134,99 \text{ Kj/mol}$$

Si preguntaran si la reacción es endo o exotérmica, ésta sería endotérmica (absorbe energía en el proceso, indicada por el signo menos)