

ESTEQUIOMETRÍA. CANTIDADES EN MASA Y VOLUMEN

Interés de la situación planteada

La estequiometría es la parte de la química que nos permite determinar las proporciones de los reactivos que intervienen en una reacción, así como la cantidad de cada uno de los productos que se formará en la misma. Resolver cuestiones sobre estequiometría implica comprender conceptos fundamentales, como: mol, fórmula química, reacción química, ecuación química, reactivos, productos, coeficientes estequiométricos, etc.

La estequiometría es, además, la que controla los procesos químicos presentes en la industria, el mercado o el medio ambiente. Aunque no lo detectemos, también es fundamental en nuestra vida cotidiana, estando presente en los combustibles, productos de limpieza, medicamentos e incluso en la cocina. A título de ejemplo: Todos sabemos, que combinar los alimentos adecuados en unas proporciones determinadas es fundamental para obtener un sabroso resultado. La estequiometría, también permite determinar la cantidad de gas nitrógeno que debe ser producida en cuestión de unos pocos milisegundos para activar el airbag de un coche tras un impacto, salvando así la vida del conductor o los pasajeros. En el sector farmacéutico es necesario conocer las cantidades exactas de un medicamento para que este tenga la efectividad necesaria sin perjudicar al consumidor...

Las reflexiones anteriores ponen de manifiesto que antes de llevar a cabo procesos en los que intervengan reacciones químicas (por ejemplo, para obtener un determinado producto), es necesario dar respuesta a una serie de preguntas, tanto para asegurarnos de que el resultado será el deseado como para evitar gastos innecesarios. Entre otras:

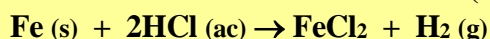
¿Qué cantidad de cada uno de los reactivos es necesario utilizar para obtener una cantidad determinada de producto?

¿Qué cantidad de producto podrá obtenerse a partir de una determinada cantidad de reactivo?

Teniendo en cuenta que los reactivos se combinan en una determinada proporción, ¿qué ocurre si uno de ellos se utiliza en una cantidad mayor que la que le corresponde?

¿Qué puede suceder si uno de los reactivos no posee un grado de pureza adecuado, está contaminado o si las condiciones de reacción no son las adecuadas para asegurar un correcto rendimiento del proceso?

6. El hierro se disuelve en ácido clorhídrico dando cloruro de hierro (II) e hidrógeno según la ecuación:



Si introducimos un clavo de hierro de 14 g en un vaso que contiene 125 cm³ de una disolución de clorhídrico 2 M, se pide:

- ¿Se disolverá todo el clavo?**
- ¿Cuántos gramos de cloruro de hierro (II) se formarán?**
- ¿Qué volumen de hidrógeno, medido en condiciones normales, se desprenderá?**

A continuación, iremos resolviendo cada una de las cuestiones planteadas

a) ¿Se disolverá todo el clavo?

Sabemos que el ácido clorhídrico ataca fácilmente al hierro y lo consume al tiempo que se forma cloruro de hierro (II) y se observa desprendimiento de hidrógeno.

Lo habitual en una reacción química es que las cantidades iniciales de las sustancias reaccionantes no estén exactamente en las proporciones estequiométricas, por lo que, aunque la reacción transcurre en un solo sentido, suelen quedar restos de sustancias sin reaccionar (como veremos, esto es lo que ocurre en este caso).

La reacción ya ajustada nos informa que por cada mol de Fe que reaccione, se consumirán 2 moles de HCl al tiempo que se forman 1 mol de FeCl₂ y 1 mol de H₂. Por tanto, la proporción en que reacciona el hierro con el clorhídrico vendrá expresada por:

$$\frac{n_{Fe}}{n_{HCl}} = \frac{1}{2} \rightarrow n_{Fe} = \frac{n_{HCl}}{2}$$

Así pues, para que se pueda consumir todo el clavo, el número de moles iniciales de Fe ha de ser, como máximo, la mitad del número de moles iniciales de HCl. Si fuese menor reaccionaría todo el hierro y sobraría clorhídrico. Si fuese mayor reaccionaría todo el clorhídrico y sobraría hierro. Naturalmente, en ambos casos, la reacción siempre se produce respetando la proporción: el doble de moles de HCl que de Fe.

De acuerdo con las consideraciones anteriores, para contestar a la primera cuestión, deberemos calcular los moles iniciales de Fe y de HCl y comparar ambas cantidades.

Se podría consumir todo el hierro si se cumpliera que $n_{Fe} \leq 2 \cdot n_{HCl}$

Luego, para resolver la cuestión planteada, bastará calcular los moles iniciales de las sustancias reaccionantes y comparar de acuerdo con la desigualdad anterior.

Por una parte, si llamamos V_a al volumen de disolución ácida y C a su concentración molar, tenemos que:

$$n_{HCl} = C \cdot V_a = 2 \cdot 0,125 = 0,25 \text{ moles}$$

Y, por otro lado, llamando m_{Fe} a la masa inicial (en gramos) de hierro y M_{Fe} a su masa molar:

$$n_{Fe} = \frac{m_{Fe}}{M_{Fe}} = \frac{14}{56} = 0,25 \text{ moles iniciales}$$

Vemos, pues, que el número de moles iniciales de Fe supera el máximo que podría reaccionar con la cantidad de ácido presente. Por tanto, reaccionará todo el HCl y sobraría Fe. Decimos que el HCl es, en este caso, el “reactivo limitante” porque, al no haber suficiente, nos limita la cantidad máxima de Fe que puede reaccionar.

De acuerdo con la estequiometría de la reacción, el número de moles de Fe que reacciona debe ser justamente la mitad que el número de moles iniciales de HCl, es decir:

Número de moles de Fe que reaccionan = $0,25/2 = 0,125$ moles de Fe

Con el dato anterior, podemos calcular la masa de Fe (en gramos) que reacciona, sin más que multiplicarlo por la masa molar del Fe:

Masa de hierro que reacciona = $0,125 \cdot 56 = 7$ g de Fe

Por tanto: No reaccionará todo el hierro, sino que sobrarán 7 gramos.

b) ¿Qué masa de cloruro de hierro (II) se formará?

En un planteamiento general en el que tengamos hierro de sobra, es lógico suponer, a modo de hipótesis, que la masa obtenida de cloruro de hierro (II), ha de ser tanto mayor cuanto mayor sea (a igualdad de los restantes factores) el volumen de disolución ácida, V_a , y/o cuanto mayor sea la concentración, C , de esa disolución.

Podemos considerar también algún caso límite evidente. Por ejemplo: si la concentración, C , o el volumen de la disolución ácida, V_a , tendiesen a 0, también deberá tender a 0 la masa de FeCl_2 formada, m_{FeCl_2} . Podemos escribir estas hipótesis de forma simplificada como:

$$m_{\text{FeCl}_2} = f(C, V_a)$$

Formuladas las hipótesis anteriores, podemos intentar obtener una expresión general para calcular la masa que se pide, para lo cual, obviamente, tendremos que utilizar las relaciones estequiométricas correspondientes. En efecto, a partir de la ecuación química, sabemos que por cada mol de FeCl_2 que se forme, se habrán utilizado 2 moles de HCl . Por tanto:

$$\frac{n_{\text{FeCl}_2}}{n_{\text{HCl}}} = \frac{1}{2}$$

Teniendo en cuenta ahora que $n_{\text{FeCl}_2} = \frac{m_{\text{FeCl}_2}}{M_{\text{FeCl}_2}}$ y que $n_{\text{HCl}} = C \cdot V_a$ se obtiene:

$$m_{\text{FeCl}_2} = \frac{C \cdot V_a \cdot M_{\text{FeCl}_2}}{2}$$

Y sustituyendo valores numéricos: $m_{\text{FeCl}_2} = \frac{2 \cdot 0,125 \cdot 126}{2} = 15,75 \text{ g}$

Analizando el resultado literal anterior, vemos que no solo es dimensionalmente homogéneo, sino que también cumple las hipótesis y los casos límite considerados. Además, el valor numérico obtenido (15,75 g) cae dentro de lo esperable teniendo en cuenta las cantidades iniciales de reactivos utilizadas.

c) ¿Qué volumen de hidrógeno gaseoso, medido en condiciones normales, se desprende?

Siguiendo las mismas pautas que anteriormente, comenzaremos estableciendo, a título de hipótesis, que dicho volumen V_{H_2} (en un planteamiento general donde hubiese hierro de sobra) aumentaría cuando (manteniendo constante el resto de factores), aumentase la concentración C de la disolución ácida, así como, cuando aumentase el volumen V_a de dicha disolución.

El enunciado indica que el volumen de hidrógeno gaseoso sea medido en condiciones normales, lo que, por otra parte, nos recuerda que dicho volumen depende de las condiciones termodinámicas, es decir, de la presión, P , y de la temperatura, T . En efecto, el volumen pedido deberá aumentar, si disminuye la presión, P , a que se somete el gas y/o si aumenta la temperatura correspondiente, T .

El conjunto de estas hipótesis se puede expresar, de forma simplificada, como sigue:

$$V_{H_2} = f(C, V_a, P, T)$$

También se puede aventurar lo que ocurriría en el caso de alguna situación límite evidente como, por ejemplo, que si la concentración o el volumen de la disolución tendiesen a 0 también lo haría el volumen de hidrógeno recogido.

Expresadas las hipótesis anteriores, para resolver el problema podemos empezar (igual que en el caso b) planteando la relación estequiométrica:

$$\frac{n_{H_2}}{n_{HCl}} = \frac{1}{2}$$

Teniendo en cuenta ahora que $n_{H_2} = \frac{P \cdot V_{H_2}}{R \cdot T}$ y que $n_{HCl} = C \cdot V_a$ se obtiene:

$$V_{H_2} = \frac{C \cdot V_a \cdot R \cdot T}{2 \cdot P}$$

Y sustituyendo valores numéricos: $V_{H_2} = \frac{2 \cdot 0'125 \cdot 0'082273}{2 \cdot 1} = 2'8 \text{ L}$

Analizando el resultado literal anterior, vemos que no solo es dimensionalmente homogéneo, sino que también cumple las hipótesis y casos límite considerados. Además, el valor numérico obtenido (2'8 litros) cae dentro de las expectativas que podríamos tener en función de las cantidades utilizadas.

Otra forma de relacionar el volumen de hidrogeno con el número de moles sería utilizar el volumen molar de los gases ideales en condiciones normales, puesto que este es constante independientemente de la naturaleza del gas e igual a 22'4 L/mol

$$V_m(CN) = \frac{V}{n} = 22'4 \text{ L/mol}$$

Por lo tanto, el valor del volumen de hidrogeno se podrá calcular como el producto del número de moles de hidrogeno por el volumen molar en condiciones normales.

$$V_{H_2} = n_{H_2} \cdot V_m = \frac{C \cdot V_a}{2} \cdot V_m = \frac{C \cdot V_a}{2} \cdot 22'4 \text{ L}$$

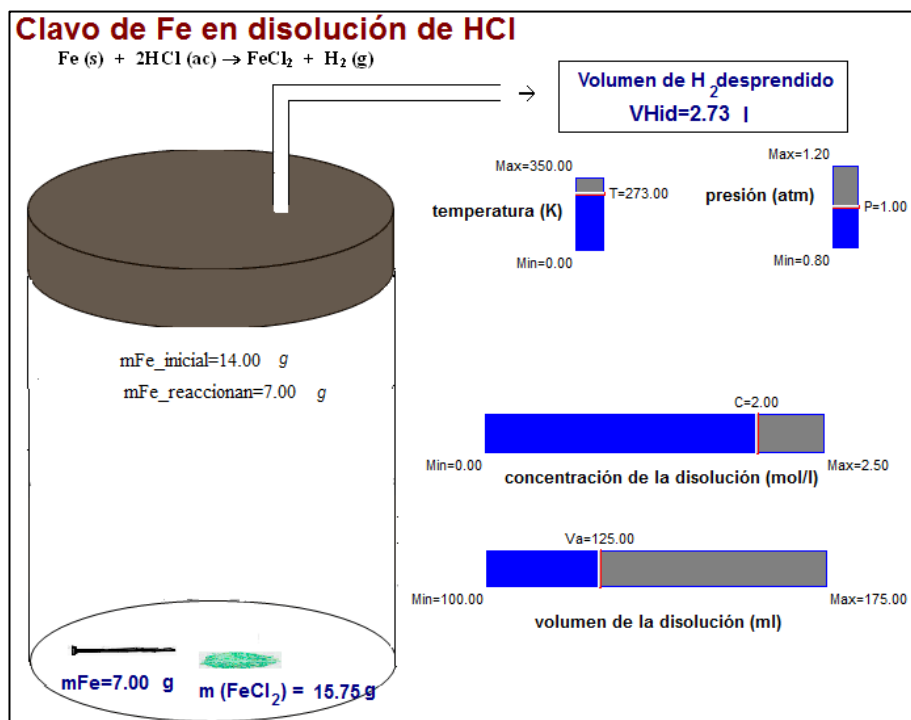
Y sustituyendo valores numéricos: $V_{H_2} = \frac{2 \cdot 0'125 \cdot 22'4}{2} = 2'8 \text{ L}$

Refuerzo

Para reforzar los conceptos involucrados en este problema, se puede usar una animación *Modellus* que hemos elaborado sobre él. Usando dos controladores manuales, los alumnos pueden modificar la presión y/o la temperatura. Así pueden constatar, por ejemplo, que el volumen de hidrógeno varía cuando varían estas magnitudes termodinámicas, aunque ello no significa que cambie la masa o los moles obtenidos de dicho gas.

Se dispone de otros dos controladores más para que los alumnos también pueden modificar la concentración de la disolución, C , y/o su volumen, V_a . Así pueden constatar que un cambio en estos parámetros (manteniendo constante el resto) afecta a las cantidades de las sustancias que reaccionan (es decir, a las masas de hierro, Fe y de ácido, HCl) y a las de los productos que se obtienen (el hidrógeno gaseoso, H_2 , y cloruro, FeCl_2). El clavo de hierro sumergido y el cloruro obtenido quedan dibujados en la pantalla de la animación con un volumen que se adecúa a los resultados numéricos de cada situación.

La siguiente imagen corresponde al caso en el que los datos coinciden con los del problema



La animación y el programa para hacerla correr están disponibles en la página “Web de Materiales para la Enseñanza y la Divulgación de la Física”, de la Sección Local de Alicante de la RSEF. <http://rsefalicante.umh.es/fisica.htm>