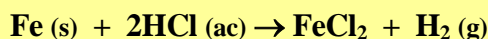


El hierro se disuelve en ácido clorhídrico dando cloruro de hierro (II) e hidrógeno según la ecuación:



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:

- a) ¿Se disolverá todo el clavo?**
b) ¿Cuántos gramos de cloruro de hierro (II) se formarán?
c) ¿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 disuelve con formación de cloruro de hierro (II) y desprendimiento de hidrógeno.

En una reacción química, lo habitual es que las cantidades iniciales de las sustancias reaccionantes no estén exactamente en las proporciones estequiométricas, por lo que, aunque la reacción sea 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 de que por cada mol de Fe que reaccione, lo harán 2 moles de HCl para dar 1 mol de FeCl₂ y un mol de H₂. Por tanto, la proporción en que reacciona el hierro con el clorhídrico vendrá expresada por:

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

Así pues, para que se pueda disolver 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: doble moles de HCl que de Fe.

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

Se podría disolver todo el hierro si se cumpliese que $n_{\text{Fe}} \leq 2 \cdot n_{\text{HCl}}$

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:

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

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 permitido para que pudiera reaccionar todo el Fe. Por tanto, reaccionará todo el HCl y sobrarán Fe. Decimos que el HCl es, en este caso, el “reactivo limitante” porque, al no haber suficiente, 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:

$$\text{Número de moles de Fe que reaccionan} = 0'25/2 = 0'125 \text{ moles de Fe}$$

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

$$\text{Masa de hierro que reacciona} = 0'125 \cdot 56 = 7 \text{ g de Fe}$$

Por tanto, no reacciona 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 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:

$$m_{FeCl_2} = f(C, V_a)$$

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:

$$\frac{n_{FeCl_2}}{n_{HCl}} = \frac{1}{2}$$

Teniendo en cuenta ahora que $n_{FeCl_2} = \frac{m_{FeCl_2}}{M_{FeCl_2}}$ y que $n_{HCl} = C \cdot V_a$ se obtiene:

$$m_{FeCl_2} = \frac{C \cdot V_a \cdot M_{FeCl_2}}{2}$$

$$\text{Y sustituyendo valores numéricos: } m_{FeCl_2} = \frac{2 \cdot 0'125 \cdot 126}{2} = 15'75 \text{ g}$$

Analizando el resultado literal anterior, vemos que no sólo es dimensionalmente homogéneo (M en ambos lados), sino que también cumple todas las hipótesis y casos límite considerados. Además, el valor numérico obtenido (15'75 g) cae dentro de lo normal teniendo en cuenta las cantidades iniciales de reaccionantes utilizadas.

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

Siguiendo las mismas pautas que anteriormente, podemos comenzar estableciendo, a título de hipótesis, que dicho volumen, V_{H_2} (manteniendo el planteamiento general en el que suponemos que hay hierro de sobra), aumentará cuando (manteniendo constantes el resto de factores), aumente la concentración de la disolución ácida, C , así como cuando aumente 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 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: $V_{H_2} = \frac{2 \cdot 0'125 \cdot 0'082 \cdot 273}{2 \cdot 1} = 2'8 \text{ l}$

Este resultado es dimensionalmente homogéneo (L^3 en ambos lados) y cumple las hipótesis y casos límite considerados. También el valor numérico obtenido (2'8 litros) cae dentro de las expectativas que podríamos tener en función de las cantidades utilizadas.

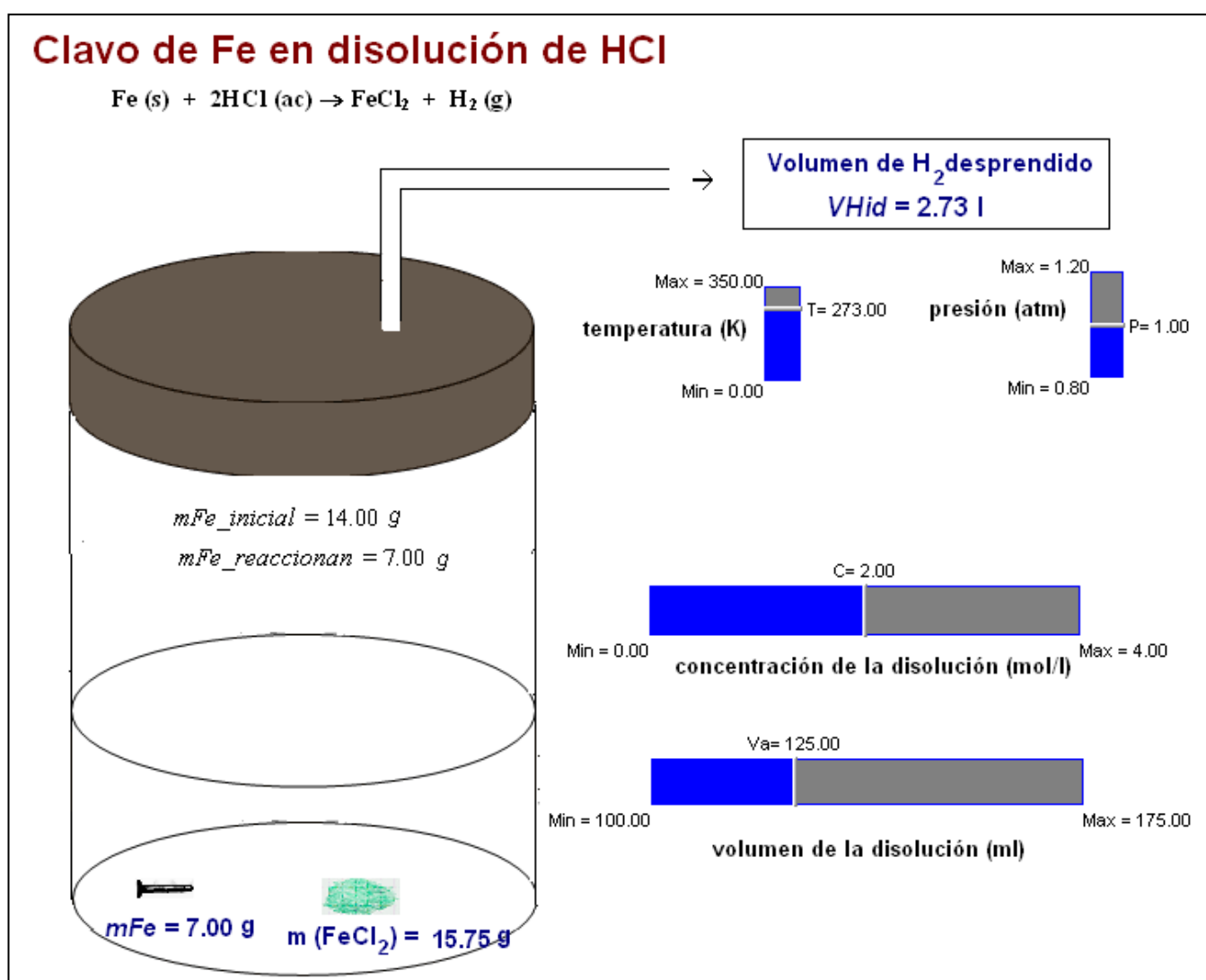
Refuerzo:

Para reforzar los conceptos involucrados en este problema, se puede usar una animación *Modellus* que hemos elaborado sobre él.

Usando sendos controladores manuales, los alumnos pueden modificar la presión y/o la temperatura, a que somete el hidrógeno que se desprende en la reacción. Así pueden constatar, por ejemplo, que el volumen de hidrógeno varía cuando varían estas magnitudes termodinámicas, aunque ello no significa que cambie la cantidad obtenida en la reacción de dicho gas, mientras se exprese en moles o en gramos.

Se dispone de otros dos controladores, 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 la 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 adecuado a los resultados numéricos de cada situación.

La siguiente imagen corresponde al caso en el que los datos coinciden con los que hemos usado en este 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>