

SELECTIVIDAD CASTILLA Y LEÓN - QUÍMICA - JUNIO 2005 -

BLOQUE B : SOLUCIÓN

B - 1: Una mezcla gaseosa está constituida inicialmente por 7,9 moles de hidrógeno y 5,3 moles de yodo en estado de vapor. Se calienta hasta 450°C y se llega al equilibrio habiéndose formado 9,52 moles de HI.

En un segundo proceso, a la citada temperatura y en un volumen de 2 litros, se introducen 0,02 moles de hidrógeno y 0,02 moles de yodo.

A) Calcule la constante de equilibrio a 450°C de la reacción: $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2 HI_{(g)}$

B) ¿Cual será el grado de disociación en el segundo proceso?

RESOLUCIÓN

Con los datos del primer proceso podemos calcular el valor de la constante de equilibrio para la reacción dada, los cuales tendremos que utilizarlos en el segundo proceso.

	H ₂ +	I ₂	⟷	2 HI	
Inicial	7,9	5,3		---	de donde: $x = \frac{9,52}{2} = 4,76$
En equilibrio	7,9 - x	5,3 - x		2x = 9,52	

La constante de equilibrio K_c es: $K_c = \frac{[KI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$; $K_c = \frac{\left[\frac{9,52}{V}\right]^2}{\left[\frac{7,9 - 4,72}{V}\right] \cdot \left[\frac{5,3 - 4,72}{V}\right]}$; **K_c = 53,45**

Para el segundo proceso tenemos:

	H ₂ +	I ₂	⟷	2 HI
Inicial	0,02	0,02		---
En equilibrio	0,02 - x	0,02 - x		2x

siendo x = n° de moles de H₂ que reaccionan, y que es igual también al n° de moles de I₂ que reaccionan

Teniendo en cuenta que conocemos el valor de la constante de equilibrio, que es única para cada

temperatura: es: $K_c = \frac{[KI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$; $53,45 = \frac{\left[\frac{2 \cdot x}{V}\right]^2}{\left[\frac{0,02 - x}{V}\right] \cdot \left[\frac{0,02 - x}{V}\right]}$; $53,45 = \frac{4 \cdot x^2}{(0,02 - x)^2}$ la cual, para

simplificarla, le hacemos la raíz cuadrada, y nos quedará: $\sqrt{53,45} = \frac{2 \cdot x}{0,02 - x}$; $7,31 = \frac{2 \cdot x}{0,02 - x}$

7,31 · (0,02 - x) = 2x; 0,146 = 9,31 · x; **x = 0,0157** que es el n° de moles transformadas. Por tanto, el n° de moles de cada especie en el equilibrio es:

H₂ = I₂ = 0,02 - 0,0157 = 0,0043 moles de H₂ y de I₂ existentes en el equilibrio

HI = 2 · 0,0157 = 0,0314 moles de HI existentes en el equilibrio

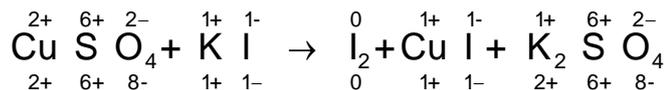
El grado de transformación lo determinamos teniendo en cuenta que de cada 0,02 moles iniciales que teníamos de H₂ han reaccionado 0,0157, y así:

$$\% \text{ transformado} = \frac{0,0157}{0,02} \cdot 100 = 78,53\% ; \alpha = 0,7853$$

B - 2: Al reaccionar 20 g de sulfato de cobre(II) con 30 g de yoduro potásico se obtiene yodo, yoduro de cobre(I) y sulfato de potasio. Se pide: A) Ajuste la reacción correspondiente por el método del ion-electrón. B) El peso de yoduro de cobre(I) que se formará. DATOS: Pesos atómicos: Cu = 63,54; I = 126,90 ; K = 39,10 ; O = 16,00 ; S = 32,06

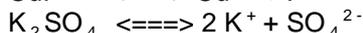
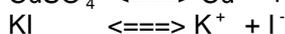
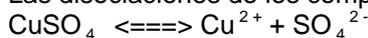
RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar, en la cual hemos de determinar los elementos que modifican su número de oxidación al producirse la reacción es:

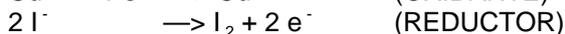
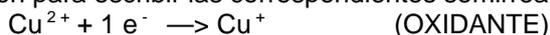


donde podemos ver que cambian el número de oxidación el Cu (pasa de 2+ a 1+) y el Yodo (de 1- a 0).

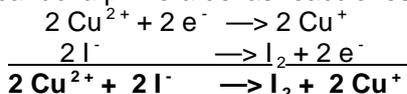
Las disociaciones de los compuestos que lo hacen (ácidos bases o sales) es



y de estos iones, tomamos aquellos en los que se encuentren los elementos que modifican su número de oxidación para escribir las correspondientes semirreacciones, las cuales, ya ajustadas son:



Igualamos ahora el número de electrones ganados por el oxidante (Cu) al de perdidos por el reductor (I⁻) multiplicando la primera de las reacciones por 2, y las sumamos:



que es la reacción iónica que tiene lugar. Estos coeficientes los llevamos a la reacción original, y ya nos quedará ajustada:



B) Para calcular la cantidad de yoduro de cobre(I) que se forma hemos de acudir a la estequiometría de la reacción, en la cual hemos de determinar si el reactivo limitante es el sulfato de cobre(II) o el yoduro de potasio; en este caso vamos a tomar el yoduro de potasio del cual tenemos 30 g, y calculamos los gramos que se necesitarán de sulfato de cobre, del cual hay 20 g, que han de ser menos de estos 20 g que tenemos (si no fuera así, el reactivo limitante sería el sulfato de cobre(II)) que es:

$2 \text{CuSO}_4 +$	$4 \text{KI} \rightarrow$	$2 \text{CuI} +$	$\text{I}_2 +$	$2 \text{K}_2\text{SO}_4$
2.159,6 = 319,2 g	4.166 = 664 g	2.190,44 = 380,88 g	253,8 g	2.174,26 g
X	30	Y		

La cantidad que se necesitará de yoduro de potasio es: $X = \frac{30 \cdot 319,2}{664} = 14,42 \text{ g de CuSO}_4$ necesarios,

pero como tenemos 20 g nos confirma que el reactivo limitante es efectivamente el YODURO DE POTASIO.

Así, la cantidad de yoduro de cobre(I) que se obtiene es:

$$Y = \frac{30 \cdot 380,88}{664} = 17,21 \text{ g de CuI obtenidos}$$

B - 3: En el proceso Haber-Bosch para la síntesis del amoníaco tiene lugar la reacción en fase gaseosa siguiente: $\text{N}_{2(\text{g})} + 3 \text{H}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_{3(\text{g})}$; $\Delta H^\circ = -92,6 \text{ kJ}$.

A) Explique cómo deben variar la presión, el volumen y la temperatura para que el equilibrio se desplace hacia la formación del amoníaco.

B) Comente las condiciones reales de obtención del compuesto en la industria

RESOLUCIÓN

De acuerdo con el principio de Le Chatelier, que dice. "Si sobre un sistema en equilibrio se introduce una modificación en las condiciones, el equilibrio se desplazará en el sentido que se contrarreste la modificación introducida"

Por ello, pueden suceder los siguientes casos:

- 1) **Variación de la presión y del volumen:** Son análogos, aunque opuestos pues una disminución de la presión produce el mismo efecto que un aumento del volumen, ya que si no varía la temperatura y de acuerdo con la ecuación general de los gases: $P \cdot V = P' \cdot V'$ si disminuye P, debe aumentar V para que se mantenga la igualdad.

Si tenemos en cuenta la expresión de la constante de equilibrio K_c para este caso:

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 [N_2]}; \quad K_c = \frac{\left(\frac{n_{NH_3}}{V}\right)^2}{\left(\frac{n_{H_2}}{V}\right)^3 \left(\frac{n_{N_2}}{V}\right)}; \quad K_c = \frac{(n_{NH_3})^2 \cdot V^4}{(n_{H_2})^3 (n_{N_2}) \cdot V^2} \quad K_c = \frac{(n_{NH_3})^2 \cdot V^2}{(n_{H_2})^3 (n_{N_2})}$$

Donde vemos que si aumenta el volumen, aumenta el valor del numerador de la fracción y para que se mantenga el valor de la constante de equilibrio ha de aumentar el denominador de la misma hasta que vuelva a cumplirse esta igualdad, por lo que el equilibrio debe desplazarse hacia la izquierda: hacia los reactivos. (Una disminución de la presión o un aumento del volumen desplazarán el equilibrio hacia el miembro en el cual exista mayor número de moles de gases).

Por tanto, dado que para favorecer la producción del amoníaco, el equilibrio debe desplazarse hacia la derecha, es conveniente que aumente la presión y disminuya el volumen.

- 2) **Variaciones de la temperatura:** se produce cuando se le suministra calor al sistema, por lo que éste tenderá a absorber parte del calor suministrado o retirado, es decir se favorece la reacción endotérmica, mientras que si se le retira calor del sistema (se enfría) el sistema evolucionará de forma que produzca calor, es decir, se favorecerá la reacción exotérmica.

En el caso de este proceso, del cual se nos indica que se trata de un proceso exotérmico ($\Delta H = -92,6 \text{ kJ}$), se desplazará hacia la izquierda (hacia los reactivos) si el sistema se calienta y hacia los productos si se enfría. Por ello, la producción de amoníaco se verá favorecida por las disminuciones de la temperatura.

Por todo ello, el proceso de producción del amoníaco, si solamente tuviéramos en cuenta el Principio de Le Chatelier estará favorecido por las altas presiones y las temperaturas bajas.

No obstante a lo indicado, el proceso Haber Bosch para la obtención del amoníaco se realiza a unos 500°C y 200 atm, debido a que para que se inicie la reacción entre el N_2 y el H_2 primero deben romperse las moléculas de Nitrógeno e Hidrógeno para originar los respectivos átomos, para lo cual se necesita una energía de activación, la cual se proporciona realizando el proceso a una temperatura relativamente alta, aunque esto no favorezca el desplazamiento del equilibrio hacia los productos de reacciones, pero si el proceso se realizara a temperaturas muy bajas, el equilibrio estaría más desplazado hacia los productos de reacción, pero la reacción sería muy lenta ya que a las moléculas de Nitrógeno e Hidrógeno les costaría mucho romperse y, por tanto, no podrían reaccionar los átomos entre sí para formar el amoníaco.

El proceso por etapas es: $N_{2(g)} + 3 H_{2(g)} \rightleftharpoons 2 N_{(g)} + 6 H_{(g)} \rightleftharpoons 2 NH_{3(g)}$; donde la fase más lenta es la que marca la velocidad de reacción; así la disminución de la temperatura favorece la segunda etapa pero hace muy lenta la primera, por lo que para el proceso industrial ha de buscarse un equilibrio entre ambas, como hemos dicho.

B - 4: Conteste a los siguientes apartados:

- Enuncie el Principio de exclusión de Pauli y analice las consecuencias que se derivan del mismo
- Enuncie el principio de indeterminación de Heisemberg
- Defina qué es un orbital atómico

Se trata de una cuestión exclusivamente teórica, a consultar en cualquier texto

B - 5:

La gasolina es una mezcla d hidrocarburos entre los que se encuentra el octano.

A) Escriba la reacción ajustada para la combustión del octano

b) Formule y nombre todos los hidrocarburos que contengan tres átomos de carbono

RESOLUCIÓN

La reacción de combustión del octano: C_8H_{18} es: $C_8H_{18} + 25/2 O_2 \longrightarrow 8 CO_2 + 9 H_2O$

Los hidrocarburos con tres átomos de carbono son:

