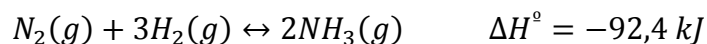


Unidad 5 Equilibrio

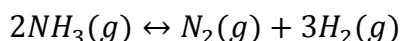
OPCIÓN A

1. Razone el efecto que provocará en la síntesis de amoníaco:



- Un aumento de la presión en el reactor. Un aumento de la presión origina que el sistema se desplace hacia donde menos moles gaseosas haya, para así contrarrestar el efecto de la disminución del volumen. Por lo que en este caso hacia la formación de amoníaco.
- Emplear un exceso de nitrógeno. Para que el valor de la constante de equilibrio se siga manteniendo, el equilibrio se debe desplazar hacia la formación de los productos, por lo que aumentaría la formación de amoníaco.
- Un aumento de la temperatura. El sistema se opondrá a ese aumento de energía desplazándose en el sentido que absorba calor, es decir hacia la formación de nitrógeno e hidrógeno
- El uso de un catalizador: Un catalizador solamente afecta a la velocidad de la reacción, pero el equilibrio no se ve afectado por él.

2. A 400 °C el amoníaco se encuentra disociado un 40% en nitrógeno e hidrógeno a una presión de 710 mm de Hg según la reacción:



Si inicialmente introducimos 4 moles de amoníaco, calcule el valor de la k_c

	$2NH_3(g) \leftrightarrow$	$N_2(g) +$	$3H_2(g)$
Inicialmente	4	0	0
Reacciona	4α	$\frac{1}{2}4\alpha$	$\frac{3}{2}4\alpha$
Equilibrio	$4-4\alpha$	$\frac{1}{2}4\alpha$	$\frac{3}{2}4\alpha$

Como $\alpha = 0.4$ los moles en el equilibrio de cada una de las sustancias son:

$$\left. \begin{array}{l} \text{Moles } NH_3 = 4 - 4 \cdot 0.4 = 2.4 \\ \text{Moles } N_2 = \frac{1}{2} 4 \cdot 0.4 = 0.8 \\ \text{Moles } H_2 = \frac{3}{2} 4 \cdot 0.4 = 2.4 \end{array} \right\} \text{moles en el equilibrio} = 2.4 + 0.8 + 2.4 = 5.6$$

Conocidos los moles en el equilibrio, calculamos el volumen en el cual transcurre la reacción para poder determinar las concentraciones que emplearemos en el cálculo de la K_p .

$$P_{eq} V_{eq} = n_{eq} RT \rightarrow V_{eq} = \frac{n_{eq} RT}{P_{eq}} = \frac{5.6 \cdot 0.082 \cdot (273 + 400)}{710/760} = 330.81 \text{ litros}$$

$$K_c = \frac{[N_2][H_2]^3}{[NH_3]^2} = \frac{\left[\frac{0.8}{330.81}\right] \left[\frac{2.4}{330.81}\right]^3}{\left[\frac{2.4}{330.81}\right]^2} = 1.75 \times 10^{-5}$$

OTRA FORMA.

Como conocemos cuales son los moles de cada componente en el equilibrio y la presión, podemos calcular la K_p y a partir de ésta, la K_c

$$K_p = \frac{P_{N_2} P_{H_2}^3}{P_{NH_3}^2} = \frac{(x_{N_2} P)(x_{H_2} P)^3}{(x_{NH_3} P)^2} = \frac{\left(\frac{0.8}{5.6} P\right) \left(\frac{2.4}{5.6} P\right)^3}{\left(\frac{2.4}{5.6} P\right)^2 P^2} = \frac{0.8}{5.6} \cdot \frac{2.4}{5.6} \cdot \left(\frac{710}{760}\right)^2 = 0.0534$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \rightarrow K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta n}} = \frac{0.0534}{(0.082 * 673)^{4-2}} = 1.75 \times 10^{-5}$$

3. Sea el equilibrio a 720 °C: $SO_3(g) \leftrightarrow SO_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g)$.

Si a una presión de 0,25 atm el trióxido de azufre se encuentra disociado en un 69 %, calcule el valor de k_p .

	$SO_3(g) \leftrightarrow SO_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g)$		
Inicialmente	n_0	0	0
Reacciona	$n_0 \alpha$	$n_0 \alpha$	$\frac{1}{2} n_0 \alpha$
Equilibrio	$n_0 - n_0 \alpha$	$n_0 \alpha$	$\frac{1}{2} n_0 \alpha$

Como $\alpha = 0.69$ los moles en el equilibrio de cada una de las sustancias son:

$$\left. \begin{array}{l} m SO_3 = n_0(1 - \alpha) = 0.31n_0 \\ \text{moles } SO_2 = n_0 \alpha = 0.69n_0 \\ \text{moles } O_2 = \frac{1}{2} n_0 \alpha = 0.345n_0 \end{array} \right\} n_{eq} = n_0 - n_0 \alpha + n_0 \alpha + \frac{1}{2} n_0 \alpha = n_0 \left(1 + \frac{1}{2} \alpha\right) = 1.345n_0$$

Como conocemos cuales son los moles de cada componente en el equilibrio y la presión, podemos calcular la K_p :

$$K_p = \frac{P_{SO_2} P_{O_2}^{1/2}}{P_{SO_3}} = \frac{(x_{SO_2} P)(x_{O_2} P)^{1/2}}{x_{SO_3} P} = \frac{\left(\frac{0.69n_0}{1.345n_0} \cdot 0.25\right) \left(\frac{0.345n_0}{1.345n_0}\right)^{1/2} \cdot 0.25^{1/2}}{\frac{0.31n_0}{1.345n_0} \cdot 0.25} = \frac{0.69 \left(\frac{0.345}{1.345}\right)^{1/2} \cdot 0.25^{1/2}}{0.31} = 0.564$$

4. El producto de solubilidad del bromuro de plata a 25 °C es de $4,6 \times 10^{-13}$. Calcule los gramos de esta sal que habrá disueltos en 500 ml de disolución saturada a esa temperatura.

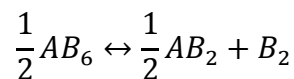
	$AgBr \leftrightarrow Ag^+ + Br^-$		
Inicialmente	n_0	0	0
Reacciona	s	s	s
Equilibrio	$n_0 - s$	s	s

$$K_{ps} = [Ag^+][Br^-] = s \cdot s = s^2 \rightarrow s = \sqrt{K_{ps}} = \sqrt{4,6 \times 10^{-13}} = 6,78 \times 10^{-7}$$

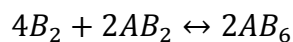
La solubilidad se expresa como moles disueltos por litro, por lo que para calcular los gramos en 500 ml:

$$6,78 \times 10^{-7} \frac{\cancel{\text{moles AgBr}}}{\cancel{1 \text{ litro}}} \cdot \frac{(79,9 + 107,9) \text{ g de AgBr}}{\cancel{1 \text{ mol de AgBr}}} \cdot \cancel{0,5 \text{ litros}} = 6,37 \times 10^{-5} \text{ g}$$

5. La siguiente reacción genérica de equilibrio:



Tiene una $k_c = 0,04065$ a 27°C. A partir de estos datos determine el valor de la k_p a esa misma temperatura de la siguiente reacción:



Para la primera reacción: $K_c = \frac{[AB_2]^{1/2} \cdot [B_2]}{[AB_6]^{1/2}} = 0,04065$

La segunda reacción tiene una K_c de $K_c' = \frac{[AB_6]^2}{[B_2]^4 \cdot [AB_2]^2} = \left(\frac{[AB_6]^{1/2}}{[AB_2]^{1/2} \cdot [B_2]} \right)^4 = \left(\frac{[AB_2]^{1/2} \cdot [B_2]}{[AB_6]^{1/2}} \right)^{-4}$

$$K_c' = 0,04065^{-4} = 366233,275$$

Para calcular la K_p' , aplicamos la fórmula: $K_p' = K_c' (RT)^{\Delta n}$

$$K_p' = 366233,275 \cdot (0,082 \cdot 300)^{2-6} = 1$$

Datos:

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

Masa Atómica: Br: 79,9 g/mol Ag: 107,9 g/mol

OPCIÓN B

- El amoníaco reacciona a 298 K con oxígeno molecular y se oxida a monóxido de nitrógeno y agua, siendo su entalpía de reacción negativa.
 - Formule la reacción química correspondiente con los coeficientes estequiométricos enteros más pequeños posibles.



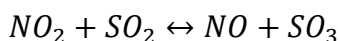
- Razone cómo se modificará el equilibrio al aumentar la presión total a la temperatura de reacción si todos los compuestos son gaseosos a excepción del agua, que se encuentra en estado líquido.

Al aumentar la presión, disminuye el volumen, aumentando así la concentración. El equilibrio se desplazará hacia donde hay menos moles gaseosas para compensar este aumento. En este caso hay 9 moles gaseosas en los reactivos y 4 moles en los productos, por lo que se desplazará hacia la formación de productos.

- ¿Cómo afectará al equilibrio un descenso de la temperatura?
Un descenso de la temperatura hace que el sistema se desplace hacia donde la reacción es exotérmica, para compensar la disminución de energía, por lo tanto, la reacción que se está estudiando se desplazará hacia la derecha.
- Si en ese proceso químico solamente pudiéramos controlar la concentración de amoníaco, ¿cómo podríamos favorecer la producción de monóxido de nitrógeno?

Como la K_c se mantiene constante, una variación en la concentración de los reactivos afecta a las concentraciones de los productos. En este caso, aumentaríamos la concentración de amoníaco para que el equilibrio se desplace hacia la formación de monóxido de nitrógeno.

- En un reactor de 1 litro a temperatura constante se establece el equilibrio:



Siendo las concentraciones de cada uno de los componentes las siguientes:

$$[NO_2] = 0,2M \quad [SO_2] = 0,6M \quad [NO] = 4,0M \quad [SO_3] = 1,2M$$

- Calcule el valor de la k_c a esa temperatura

$$K_c = \frac{[NO][SO_3]}{[NO_2][SO_2]} = \frac{4.0 \cdot 1.2}{0.2 \cdot 0.6} = 40$$

- Si se añaden 0,4 moles de NO ¿cuál será la nueva concentración de los productos cuando se restablezca el equilibrio?

Como el volumen es 1 litro, los 0.4 moles se transforman en una concentración 0.4 M.

	$NO_2 +$	$SO_2 \leftrightarrow$	$NO(g) +$	$SO_3(g)$
Inicialmente	0.2	0.6	4.0+0.4	1.2
Reacciona	+x	+x	-x	-x
Equilibrio	0.2 + x	0.6 + x	4.4 - x	1.2 - x

Como no se ha modificado la temperatura, la K_c de este nuevo equilibrio sigue siendo la misma, por lo que podemos calcular la nueva concentración:

$$K_c = \frac{[NO][SO_3]}{[NO_2][SO_2]} = \frac{(4.4 - x) \cdot (1.2 - x)}{(0.2 + x) \cdot (0.6 + x)} = 40$$

$$5.28 - 5.6x + x^2 = 40(0.12 + 0.8x + x^2) \rightarrow 39x^2 + 37.6x - 0.48 = 0$$

$$x_1 = 0.013 \quad x_2 = -0.98$$

Las nuevas concentraciones son:

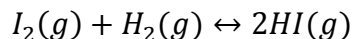
$$[NO_2] = 0.2 + 0.013 = 0.213 \text{ M}$$

$$[SO_2] = 0.6 + 0.013 = 0.613 \text{ M}$$

$$[NO] = 4.4 - 0.013 = 4.387 \text{ M}$$

$$[SO_3] = 1.2 - 0.013 = 1.187 \text{ M}$$

3. El yodo reacciona con el hidrógeno según la reacción:



El análisis de una mezcla gaseosa contenida en un recipiente de 1 litro a 227 °C donde se ha alcanzado el equilibrio dio el siguiente resultado: $2,21 \times 10^{-3}$ moles de HI; $1,46 \times 10^{-3}$ moles de I_2 y $2,09 \times 10^{-3}$ moles de H_2 .

Calcule el valor de la k_p **sin calcular previamente la k_c** .

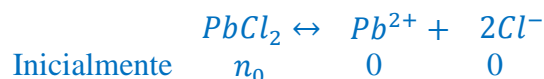


Moles totales en el equilibrio: $1.46 \times 10^{-3} + 2.09 \times 10^{-3} + 2.21 \times 10^{-3} = 5.76 \times 10^{-3}$

$$K_p = \frac{P_{HI}^2}{P_{I_2} \cdot P_{H_2}} = \frac{(X_{HI}P)^2}{X_{I_2}P \cdot X_{H_2}P} = \frac{\left(\frac{2.21 \times 10^{-3}}{5.76 \times 10^{-3}}\right)^2 P^2}{\frac{1.46 \times 10^{-3}}{5.76 \times 10^{-3}} P \cdot \frac{2.09 \times 10^{-3}}{5.76 \times 10^{-3}} P} = 1.6$$

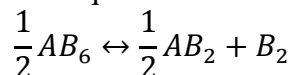
4. Calcule el producto de solubilidad del cloruro de plomo (II) sabiendo que su solubilidad en 100 ml de agua a 20°C es de 0,99 g. (2 p)

$$s = \frac{0.99g}{0.1 l} \cdot \frac{1 mol}{278.2 g} = 0.00356 \text{ moles/litro}$$

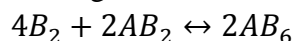


$$K_{ps} = [Pb^{2+}][Cl^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 \rightarrow K_{ps} = 4 \cdot 0.00356^3 = 1.80 \times 10^{-7}$$

5. La siguiente reacción genérica de equilibrio:



Tiene una $k_c = 0,04065$ a 27°C. A partir de estos datos determine el valor de la k_p a esa misma temperatura de la siguiente reacción: (2 p)



Ver problema 5 de la opción A