

Seminario de Equilibrio

Preguntas:

- 1) Explique la naturaleza del equilibrio químico y describa con evidencias que es dinámico
- 2) Establezca el Principio de Le Chatelier ¿Por qué se restringe solo a los equilibrios dinámicos y no se aplica a los estáticos, por ej. un lápiz equilibrado en su punta?
- 3) ¿Por qué la concentración de un sólido puro es constante?
- 4) En el proceso industrial Haber-Bosch se hace reaccionar nitrógeno y e hidrógeno gaseoso en una relación 3:1, típicamente la temperatura es 500°C a una presión de 200 atm y en presencia de hierro “finamente dividido” cuando el porcentaje de equilibrio en moles de amoníaco es 18.
 - a) Escriba la ecuación de reacción y la expresión de la constante de equilibrio en función de las presiones parciales de los gases K_p .
 - b) ¿Qué sucederá con el equilibrio y con K si se eleva la presión? ¿Por qué se emplearan altas presiones en el proceso industrial?
 - c) ¿Por qué razón se elegirá una temperatura de 500°C?
 - d) ¿Cuál será la función del hierro “finamente dividido”? ¿afectará el equilibrio y a K ?

Problemas:

- 1) Para las siguientes reacciones escriba la expresión para las constantes de equilibrio K_p y K_c y señale sus unidades:
 - a) $\text{CO(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)} \leftrightarrow \text{COCl(g)} + \text{Cl(g)}$
 - b) $\text{H}_2\text{(g)} + \text{Br}_2\text{(g)} \leftrightarrow 2\text{HBr(g)}$
 - c) $2\text{SO}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \leftrightarrow 2\text{SO}_3\text{(g)}$
 - d) $2\text{O}_3\text{(g)} \leftrightarrow 3\text{O}_2\text{(g)}$
- 2) Para la reacción $2\text{SO}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \leftrightarrow 2\text{SO}_3\text{(g)}$, $K_p = 2,5 \cdot 10^{10} \text{ atm}^{-1}$ a 500 K. Encuentre los valores (a la misma temperatura) de las constantes de equilibrio para las reacciones:
 - a) $\text{SO}_2\text{(g)} + 1/2\text{O}_2\text{(g)} \leftrightarrow \text{SO}_3\text{(g)}$
 - b) $3\text{SO}_2\text{(g)} + 3/2\text{O}_2\text{(g)} \leftrightarrow 3\text{SO}_3\text{(g)}$
 - c) $\text{SO}_3\text{(g)} \leftrightarrow \text{SO}_2\text{(g)} + 1/2\text{O}_2\text{(g)}$Rta: a) $(K_p)^{1/2}$ b) $(K_p)^{3/2}$ c) $(1/K_p)^{1/2}$
- 3) Clasifique los siguientes equilibrios como homogéneos o heterogéneos y escriba la expresión para K_c :
 - a) $\text{Ca(OH)}_2\text{(aq)} + \text{CO}_2\text{(g)} \leftrightarrow \text{CaCO}_3\text{(s)} + \text{H}_2\text{O(l)}$
 - b) $\text{H}_2\text{CO}_3\text{(aq)} \leftrightarrow \text{H}^+\text{(aq)} + \text{HCO}_3^-\text{(aq)}$
 - c) $2\text{KNO}_3\text{(s)} \leftrightarrow 2\text{KNO}_2\text{(s)} + \text{O}_2\text{(g)}$
 - d) $\text{H}_2\text{O(l)} \leftrightarrow \text{H}^+\text{(aq)} + \text{OH}^-\text{(aq)}$

4) Un recipiente de acero que contiene amoníaco, nitrógeno e hidrógeno está en equilibrio a 1000 K. Un análisis del contenido muestra que las concentraciones son: $[NH_3] = 0.142M$; $[N_2] = 1.36 M$ y $[H_2] = 1.84$. Calcule el valor de K_c para la reacción: $N_{2(g)} + 3 H_{2(g)} \rightarrow 2 NH_{3(g)}$

5) A 20°C la constante de equilibrio $K_c = 0.21$ para la reacción: $NH_4SH (s) \leftrightarrow NH_3 (g) + SH_2 (g)$

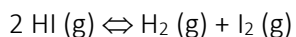
En un balón se tiene una mezcla de las especies cuya concentraciones son $[NH_3] = [SH_2] = 0.13 M$.

a) Calcule el cociente de reacción.

b) ¿Qué puede decir de este sistema? ¿se encuentra en equilibrio? Si no es así en que dirección evolucionará?

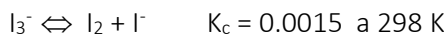
Rta: a) 0.0169; b) No está en eq. evolucionará hacia la formación de productos.

6) En un recipiente de 1.5 litros se introducen 4.5 moles de HI y 1.5 moles de H_2 y de I_2 . Se somete la mezcla a una temperatura de 730 K, si a esta temperatura $K_c = 2.07 \times 10^{-2}$. Calcule las concentraciones de las especies en el equilibrio.



$$\text{Rta: } [I_2] = [H_2] = 0.559 M \quad [HI] = 3.883 M$$

7) Cuando se disuelve iodo molecular en una solución de ioduro de potasio se establece el siguiente equilibrio:



Si 0.2 moles se disuelven en 500 ml de solución que contiene 0.2 moles de KCl a 298K, calcule la concentración de cada especie en el equilibrio.

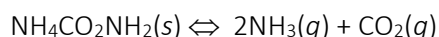
8) Para la reacción $PCl_5 (g) \leftrightarrow PCl_3(g) + Cl_2(g)$, K_c vale $2,24 \cdot 10^{-2} M$ a 227 °C. En un recipiente de 10,0 litros se introducen 4,0 moles de PCl_5 , a una temperatura de 227 °C. Calcule:

a) La concentración de las especies en el equilibrio.

b) La presión parcial de cada gas ($R = 0,0821 \text{ atm l mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$).

c) La cantidad de sustancia de PCl_5 , en moles, que queda sin descomponer, tras añadir 10,0 moles de Cl_2 .

9) El carbamato de amonio sólido se disocia según la ecuación:



A 25 °C, la presión total de los gases en equilibrio con el sólido es 0,116 atm. Calcule la constante de equilibrio (K_p) de la reacción.