

Seminario Equilibrio Químico

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? ¿Qué es un catalizador y cómo actúa?
- 4) ¿Cómo pueden desplazarse hacia la derecha el siguiente equilibrio? $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{C}(\text{s}) \leftrightarrow 2 \text{CO}(\text{g}) \quad \Delta H > 0$
- 5) En el proceso industrial Haber-Bosch para la producción de amoníaco $\text{NH}_3(\text{g})$, se hacen reaccionar nitrógeno e hidrógeno gaseosos en una relación 3:1, típicamente la temperatura es 500°C a una presión de 200 atm, en presencia de hierro "finamente dividido". Cuando el porcentaje en el equilibrio es 18 en moles de amoníaco
 - 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 emplearán 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 la posición del equilibrio y el valor de 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) $\text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \leftrightarrow \text{COCl}(\text{g}) + \text{Cl}(\text{g})$
 - b) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{HBr}(\text{g})$
 - 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) Clasifique los siguientes equilibrios como homogéneos o heterogéneos y escriba la expresión para K_c :
 - a) $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{g}) \leftrightarrow \text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 - 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) $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \leftrightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
- 3) 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) $\text{SO}_3(\text{g}) \leftrightarrow \text{SO}_2(\text{g}) + 1/2\text{O}_2(\text{g})$

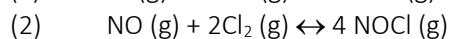
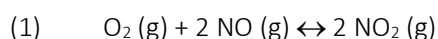
Rta: a) $(K_p)^{1/2}$ b) $(K_p)^{3/2}$ c) $(1/K_p)^{1/2}$

4) 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:

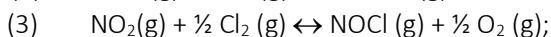


Rta: a) $(K_p)^{1/2}$ b) $(K_p)^{3/2}$ c) $(1/K_p)^{1/2}$

5) Dada K_1 y K_2 para las reacciones :



Obtener K_3 en términos de K_1 y K_2 para:



6) 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: $[\text{NH}_3] = 0.142\text{M}$; $[\text{N}_2] = 1.36\text{M}$ y $[\text{H}_2] = 1.84$. Calcule el valor de K_c para la reacción: $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$

7) A 20°C la constante de equilibrio $K_c = 0.21$ para la reacción: $\text{NH}_4\text{SH}(\text{s}) \leftrightarrow \text{NH}_3(\text{g}) + \text{SH}_2(\text{g})$

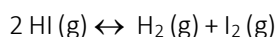
En un balón se tiene una mezcla de amoníaco y sulfuro de hidrógeno de igual concentración $[\text{NH}_3] = [\text{SH}_2] = 0.13\text{M}$.

a) Calcule el cociente de reacción.

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

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

8) 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.



Rta: $[\text{I}_2] = [\text{H}_2] = 0.559\text{M}$ $[\text{HI}] = 3.883\text{M}$

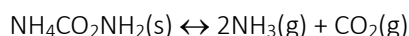
9) Para la reacción $\text{PCl}_5(\text{g}) \leftrightarrow \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$, K_c vale $2,24 \cdot 10^{-2}\text{M}$ a 227°C . En un recipiente de 10,0 litros se introducen 4,0 moles de PCl_5 , a una temperatura de 227°C . Calcule:

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 .

10) 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.

11) A 21°C K_c para la disociación del $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ es 4.48.

a) Escriba la ecuación química equilibrada y expresión correspondiente a la constante de equilibrio.

b) Calcule la concentración de $\text{NO}_2(\text{g})$ en equilibrio con 0.36 M de N_2O_4 a dicha temperatura