

## G5A. EQUILIBRIO QUIMICO

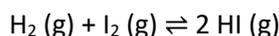
1) Indicar las expresiones de Kc y Kp para las siguientes reacciones:

- Síntesis del amoníaco en fase gaseosa.
- Descomposición en fase gaseosa del trióxido de azufre en dióxido de azufre y oxígeno.

2) Para la reacción de síntesis de amoníaco en fase gaseosa a partir de hidrógeno y nitrógeno:

- Justificar a partir del principio del desplazamiento (Le Chatelier), todas las formas posibles de desplazar el equilibrio para obtener mayor cantidad de amoníaco, sabiendo que la reacción que posee un  $\Delta H^\circ < 0$ . Tener en cuenta que esto significa buscar las condiciones más adecuadas para un alto rendimiento de la reacción.
- ¿Por qué se enfría la mezcla a la salida del reactor? (consultar de la bibliografía los puntos de ebullición de las sustancias presentes en la reacción).

3) Considerando la reacción de síntesis del ioduro de hidrógeno a partir de las sustancias simples:

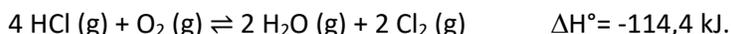


Al analizar el sistema en equilibrio se encontraron 2,50 mol de iodo, 8,30 mol de ioduro de hidrógeno y 0,55 mol de hidrógeno en un recipiente de volumen V.

- Calcular la constante de equilibrio, Kp.
- ¿Es necesario conocer en este caso el volumen y la temperatura del reactor? ¿Porqué?

**Respuesta:** a)  $K_p = 50,1$  b) No, no es necesario, porque la reacción tiene la misma cantidad de moles en productos y reactivos (2 moles). Al plantear la expresión de  $K_p = (P_{\text{HI}})^2 / (P_{\text{H}_2} \cdot P_{\text{I}_2}) = (RTn_{\text{HI}}/V)^2 / ((RTn_{\text{H}_2}/V) \cdot (RTn_{\text{I}_2}/V))$  se pueden cancelar tanto el volumen como la temperatura y se llega a la expresión  $K_p = (n_{\text{HI}})^2 / (n_{\text{H}_2} \cdot n_{\text{I}_2})$ .

4) Considerando la reacción:



Suponga que se alcanza el equilibrio. Qué le sucederá al número de moles de  $\text{O}_2$  en el recipiente si se:

- |   |                            |
|---|----------------------------|
| a) añade algo de $\text{Cl}_2$ .          | e) aumenta la temperatura. |
| b) añade algo de HCl.                     | f) añade algo de helio.    |
| c) remueve algo de $\text{H}_2\text{O}$ . | g) añade un catalizador.   |
| d) disminuye el volumen del recipiente.   |                            |

5) Teniendo en cuenta la reacción:

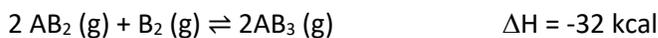


En un recipiente de 2 L a 150°C se colocan 6 mol de A y 6 mol de A<sub>2</sub>. Aparte, se sabe que la constante de equilibrio K<sub>p</sub> vale 0,03.

- a) Determinar la concentración de cada una de las sustancias del sistema en el equilibrio y el rendimiento de la reacción.
- b) Si las condiciones iniciales fueran las siguientes, indicar si el rendimiento aumenta, se mantiene o disminuye respecto de **a)** para cada caso, explicando por qué (sin efectuar cálculos numéricos):
  - i) 3 mol de A y 3 mol de A<sub>2</sub> en un volumen de 1 L a 150 °C
  - ii) 12 mol de A y 6 mol de A<sub>2</sub> en un volumen de 2 L a 150 °C
  - iii) 6 mol de A y 6 mol de A<sub>2</sub> en un volumen de 4 L a 150 °C
  - iv) 6 mol de A y 6 mol de A<sub>2</sub> en un volumen de 2 L a 100 °C

**Respuesta:** **a)** [A] = 1,854 mol/L; [A<sub>2</sub>] = 3,573 mol/L; Rendimiento = 38,2% **b) i)** se mantiene; **ii)** aumenta; **iii)** disminuye; **iv)** aumenta.

**6)** Dada la siguiente reacción:



- a) Calcular la concentración de cada una de las sustancias del sistema en el equilibrio y el valor de la constante de equilibrio K<sub>p</sub>, sabiendo que se parte de 6 mol de AB<sub>2</sub> y 2 mol de B<sub>2</sub> en un recipiente cerrado de 20 litros a 350°C y se forman 2,4 mol de producto.
- b) Calcular la presión final del sistema.
- c) Calcular el calor intercambiado, indicando si es calor ganado o cedido por el entorno.
- d) ¿Qué factores de equilibrio modificaría y cómo, para desplazar el equilibrio a la derecha? Explicar.

**Respuesta:** **a)** [AB<sub>2</sub>] = 0,18 mol/L; [B<sub>2</sub>] = 0,04 mol/L y [AB<sub>3</sub>] = 0,12 mol/L; K<sub>p</sub> = 0,2175 **b)** P<sub>Final</sub> = 17,37 atm **c)** calor intercambiado = -38,4 kcal (ganado por el entorno)

**7)** Se estudió la reacción descomposición en fase gaseosa del pentacloruro de fósforo en tricloruro de fósforo y cloro. En un matraz de 5 L se introducen 2 moles de pentacloruro y 1 mol de tricloruro, y se deja que el sistema alcance el equilibrio.

- a) Escribir la ecuación de la reacción.
- b) Calcular las concentraciones de cada sustancia en el equilibrio sabiendo que a 250°C K<sub>c</sub> vale 0,0406 ¿Cuál es el grado de disociación del pentacloruro de fósforo?
- c) En el equilibrio anterior ¿cuál sería el grado de disociación si se partiera únicamente de 2 moles de pentacloruro de fósforo en el matraz de 5 L?

**Respuesta:** **a)**  $\text{PCl}_5 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$  **b)** En el equilibrio: [PCl<sub>5</sub>] = 0,342 mol/L; [PCl<sub>3</sub>] = 0,256 mol/L; [Cl<sub>2</sub>] = 0,056 mol/L; α = 0,14 **c)** α = 0,276

8) Para la reacción de descomposición en fase gaseosa del pentacloruro de fósforo en tricloruro de fósforo y cloro, la constante de equilibrio a 25°C es  $K_p = 1,78$ .

- Calcular el porcentaje de pentacloruro de fósforo que se disocia en un vaso cerrado e incompresible a 25°C cuando la cantidad inicial de esta sustancia es 0,05 moles. Se sabe que la presión inicial en el vaso es de 2 atm.
- ¿Cómo modificaría el volumen para aumentar la producción de cloro? Justificar.

**Respuesta: a)** Se disocia 60%.

9) Dada la reacción:

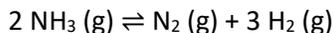


A 250 °C se coloca una muestra de  $\text{PCl}_5$  en un recipiente cerrado de 30 L y se deja que se establezca el equilibrio. En ese instante hay 1,847 mol de  $\text{PCl}_5$ , 1,500 mol de  $\text{PCl}_3$  y 1,500 mol de  $\text{Cl}_2$ .

- Calcular  $K_c$  y  $K_p$  a 250°C.
- Calcular la concentración de cada una de las sustancias del sistema a 250°C al establecerse el equilibrio si en el recipiente cerrado de 30 L previamente evacuado se introducen 3 mol de  $\text{PCl}_3$  y 3 mol de  $\text{Cl}_2$  (g).

**Respuesta: a)**  $K_c = 0,0406$  y  $K_p = 1,7405$ ; **b)**  $[\text{PCl}_3] = 0,0466$  mol/L;  $[\text{Cl}_2] = 0,0466$  mol/L;  $[\text{PCl}_5] = 0,0534$  mol/L.

10) A 450°C y 10 atm de presión el  $\text{NH}_3$  (g) está disociado en un 95,7 % según la reacción:



- Calcular  $K_c$  y  $K_p$  a dicha temperatura.

**Respuesta: a)**  $K_p = 1,99 \times 10^4$ ;  $K_c = 5,66$

11) En un recipiente de 10 L se introduce una mezcla de 4 moles de  $\text{N}_2$  (g) y 12 moles de  $\text{H}_2$  (g). Si establecido el equilibrio se observa que se formaron 0,92 moles de  $\text{NH}_3$  (g):

- Determinar las concentraciones de  $\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2$  y  $\text{NH}_3$  en el equilibrio.
- Determinar la constante de equilibrio,  $K_c$ .

**Respuesta: a)**  $[\text{N}_2] = 0,354$  mol/L;  $[\text{H}_2] = 1,062$  mol/L;  $[\text{NH}_3] = 0,092$  mol/L **b)**  $K_c = 1,996 \times 10^{-2}$

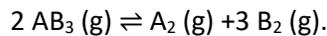
12) En un recipiente de 1 L se introduce 2 mol de  $\text{N}_2$  y 6 mol de  $\text{H}_2$  a la temperatura de 780 K. Cuando se establece el equilibrio para la reacción de formación de  $\text{NH}_3$  en fase gaseosa, se tiene una mezcla con un 28% en mol de  $\text{NH}_3$ .

- Determinar el número de moles de cada componente en el equilibrio.
- Determinar la presión final del sistema.
- Determinar la constante de equilibrio,  $K_p$ .
- Determinar la variación de energía libre de Gibbs estándar para esta reacción.

- e) Si una vez establecido el equilibrio se disminuye el volumen del recipiente, ¿hacia dónde se desplaza el equilibrio? Justificar.

**Respuesta:** a) moles  $N_2 = 1,125$  moles, moles  $H_2 = 3,375$  moles, moles  $NH_3 = 1,75$  moles b)  $P_{Final} = 399,75$  atm c)  $K_p = 1,73 \times 10^{-5}$  d)  $\Delta G^\circ_r = 71105$  J/mol.

- 13) En un reactor que opera a presión constante de 20 atm y 25°C se colocaron 30 moles de un gas  $AB_3$ , el cual se descompone de acuerdo con la reacción:



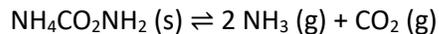
Al llegar al estado de equilibrio, el sistema había realizado un trabajo mecánico de 59230 Joule.

- Determinar las concentraciones de cada uno de los gases del sistema en el equilibrio.
- Determinar la constante de equilibrio,  $K_c$ .
- Calcular el calor intercambiado con el medio.
- Calcular la variación de energía interna que experimenta el sistema.
- Indique 2 formas de aumentar la formación de productos.

**Datos:**  $\Delta H^\circ_R = -5,43$  Kcal/mol de  $AB_3$  (considere el calor liberado por mol de  $AB_3$  que reacciona)

**Respuesta:** a)  $[AB_3] = 0,092$  mol/L;  $[A_2] = 0,182$  mol/L;  $[B_2] = 0,545$  mol/L b)  $K_c = 3,47$  c)  $Q = -544$  kJ d)  $\Delta U = -603$  kJ

- 14) En un recipiente se coloca una cierta cantidad de carbamato amónico sólido ( $NH_4CO_2NH_2$ ) que se disocia en amoníaco y dióxido de carbono a 25°C de acuerdo a la siguiente reacción:



Sabiendo que la constante de equilibrio  $K_p$  para la reacción a esa temperatura vale  $2,3 \times 10^{-4}$ .

- Calcular  $K_c$  y las presiones parciales en el equilibrio.

**Respuesta:** a)  $K_c = 1,576 \times 10^{-8}$ ;  $p(CO_2) = 0,0386$  atm;  $p(NH_3) = 0,0772$  atm.