

Universidad Nacional de Cuyo - Facultad de Ingeniería

# Química Aplicada

Equilibrio Químico

Profesora Titular: Dra. Graciela Valente

Profesora Adjunta: Dra. Rebeca Purpora

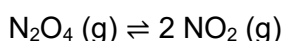
Jefe de Trabajos Prácticos: Ing. Alejandra Somonte

## I. EJERCICIOS

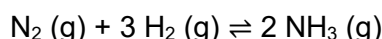
1. Para las siguientes reacciones escriba las expresiones de la constante de equilibrio:

- a.  $I_2(s) + H_2(g) \rightleftharpoons 2 HI(g)$
- b.  $CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$
- c.  $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$
- d.  $2 NO_2(g) + 7 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g) + 4 H_2O(l)$

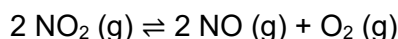
2. Un sistema en equilibrio está formado por 0,56 moles de  $N_2O_4$  y 0,00224 moles de  $NO_2$  en un recipiente de 0,8 L. Teniendo en cuenta la reacción involucrada calcular  $K_c$ .



3. Se coloca nitrógeno e hidrógeno gaseosos en un recipiente vacío de 5 litros a 500 °C. Cuando se establece el equilibrio se encuentran presentes 84 g de  $N_2$ , 4,2 g de  $H_2$  y 0,298 moles de  $NH_3$ . Calcular  $K_c$  y  $K_p$  a 500 °C

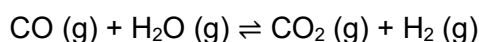


4. Al calentar dióxido de nitrógeno en un recipiente cerrado, se descompone según la siguiente reacción:



El recipiente contiene inicialmente 0,0189 mol/L de  $NO_2$ , se lo calienta hasta 327°C y, una vez alcanzado el equilibrio, la concentración de  $NO_2$  es de 0,0146 mol/l. Calcular  $K_p$ .

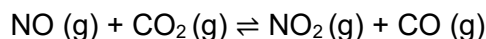
5. A 900 °C el valor de  $K_c$  es 8,25 para la siguiente reacción:



Si en un recipiente de 25 litros se mezclan 10 moles de  $CO$  y 5 moles de  $H_2O$  a 900 °C. Calcular en el equilibrio:

- a. Las concentraciones de todos los compuestos.
- b. La presión total de la mezcla.

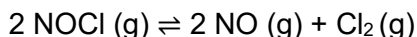
6. La constante de equilibrio,  $K_c$ , es 1,6 a 986 °C para la reacción



Un recipiente de un litro contiene inicialmente una mezcla de 0,2 moles de  $NO$ ; 0,3 moles de  $CO_2$ ; 0,4 moles de  $NO_2$  y 0,4 moles de  $CO$  a 986 °C.

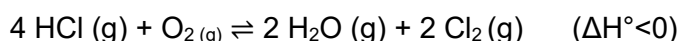
- a. Indicar si esta mezcla está o no en equilibrio.
- b. Si no estuviera en equilibrio, ¿para dónde debería desplazarse la reacción para alcanzarlo?
- c. ¿Cuál sería el valor de la constante en la reacción inversa?
- d. Si los gases reaccionan hasta alcanzar el estado de equilibrio a 986 °C, calcular las concentraciones finales.
- e. Calcular la presión inicial y la presión final de la mezcla gaseosa.

7. Se ha estudiado la siguiente reacción a 735 K:



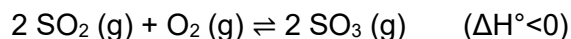
Inicialmente en un recipiente de 1 litro se introdujeron 2 moles de NOCl y una vez establecido el equilibrio se comprobó que se había disociado un 33,3 % del compuesto.

- Calcular Kc.
  - ¿Hacia dónde se desplazará la reacción para restablecer el equilibrio si se aumenta la presión?
8. Para la siguiente reacción en equilibrio:



Justificar cuál es el efecto sobre la concentración del HCl en el equilibrio en los siguientes casos:

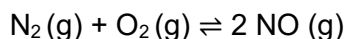
- Aumentar [O<sub>2</sub>].
  - Disminuir [H<sub>2</sub>O].
  - Aumentar el volumen.
  - Reducir la temperatura.
  - Añadir un gas inerte como He.
  - Introducir un catalizador.
9. Para la reacción en equilibrio:



La concentración de O<sub>2</sub> aumentará:

- Si se añade SO<sub>2</sub> (g)
- Si se disminuye la temperatura.
- Si se añade He.
- Si se aumenta el volumen del recipiente.
- Si se agrega un catalizador.

10. Dada la siguiente ecuación exotérmica:



A 25°C y 1 atm de presión, representativa de un equilibrio químico es posible afirmar que:

- La constante de equilibrio se duplica si se duplica la presión.
- La reacción se desplaza hacia la izquierda si se aumenta la temperatura.
- La reacción se desplaza hacia la izquierda si se aumenta la presión.
- Si se aumenta la temperatura, la constante de equilibrio no varía.

## II. AUTOEVALUACIÓN

- Ordene las siguientes reacciones según su tendencia creciente a proceder hacia la formación de productos:
  - $2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3 (\text{g}) \quad K_c = 8.10^{25}$
  - $2 \text{HCl} (\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g}) \quad K_c = 3,1.10^{-17}$
  - $2 \text{HBr} (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HCl} (\text{g}) + \text{Br}_2 (\text{g}) \quad K_c = 6.10^{14}$
- A  $817^\circ \text{C}$  el  $\text{CO}_2 (\text{g})$  reacciona con carbono (s) en exceso, mediante un proceso exotérmico, formando monóxido de carbono en equilibrio. En estas condiciones, se observa que existe un 80% en volumen de CO en equilibrio y una presión total en el recipiente de 3,125 atm.
  - Calcular  $K_p$ .
  - Mencionar tres procedimientos para desplazar la reacción hacia la formación de CO.
- Considere el siguiente equilibrio:
$$\text{C} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{CO} (\text{g}) \quad \Delta H^\circ = 119,9 \text{ kJ}$$
  - ¿Cómo se desplaza la reacción para restablecer el equilibrio al aumentar la cantidad de carbono?
  - ¿Y al retirar monóxido de carbono?
  - ¿Y al disminuir la presión?
  - ¿Podrá formarse monóxido de carbono espontáneamente a altas temperaturas?
- En un recipiente de 5 L se introduce 1 mol de  $\text{SO}_2$  y 1 mol de  $\text{O}_2$  y se calienta a  $727^\circ \text{C}$ , con lo que se alcanza el equilibrio en la reacción:
$$2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3 (\text{g})$$
Se analiza la muestra después de llegar al equilibrio y se encuentran 0,150 moles de  $\text{SO}_2$ . Calcular:
  - La cantidad de  $\text{SO}_3$  que se forma en gramos.
  - $K_c$ .
  - $K_p$ .
- La preparación comercial de metanol  $\text{CH}_3\text{OH}$ , se hace a temperaturas elevadas según la siguiente reacción:
$$\text{CO} (\text{g}) + 2 \text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH} (\text{g})$$
A cierta temperatura el valor de  $K_c$  es 7,3. Una mezcla en reacción contiene 0,9 moles de  $\text{CH}_3\text{OH}$ , 0,45 moles de CO y 0,45 moles de  $\text{H}_2$  en un recipiente de 3 litros.
  - Indicar si el sistema se encuentra en equilibrio.
  - Si no lo está, ¿en qué dirección evolucionará para alcanzarlo?