

Universidad Nacional de Cuyo - Facultad de Ingeniería

Química General e Inorgánica

TRABAJO PRÁCTICO:

Cinética Química y Equilibrio químico

Profesora Titular: Dra. Graciela Valente

Profesora Adjunta: Dra. Cecilia Medaura

Jefes de Trabajos Prácticos:

Lic. Sebastián Drajlín Gordon

Lic. Liliana Ferrer

Prof. Inés Grillo

Ing. Carina Maroto

Dra. Rebeca Purpora

Ing. Alejandra Somonte

Ing. Silvina Tonini

Contenido: Cinética química y Equilibrio químico. Factores que afectan el equilibrio.

ÍNDICE

I. EJERCICIOS	3
II. AUTOEVALUACIÓN	5

I. EJERCICIOS

1- Indique cuál de los siguientes factores influye sobre la velocidad de reacción:

- Temperatura.
- Valor de la constante de equilibrio K_p .
- Concentración de los reactivos y su naturaleza.
- Catalizadores

2- Indique el orden total de reacción de las siguientes reacciones, cuyas velocidades están expresadas por las siguientes ecuaciones:

- $v = k A^2 B$
- $v = k A^{2/3} B^2$
- $v = k A^2$
- $v = k A B^2$

3- Se han realizado varias medidas referentes a una reacción del tipo $aA + bB \rightarrow P$

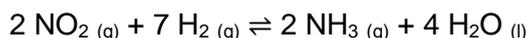
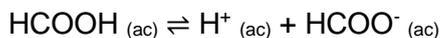
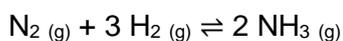
obteniéndose los siguientes resultados:

EXPERIENCIA Nº	CONCENTRACION INICIAL (mol.l ⁻¹)		VELOCIDAD (mol.l ⁻¹ .s ⁻¹)
	[A]	[B]	
1	0,01	0,01	$4,4 \cdot 10^{-4}$
2	0,02	0,01	$8,8 \cdot 10^{-4}$
3	0,02	0,02	$35,2 \cdot 10^{-4}$

¿Cuál es la expresión de la ecuación de velocidad para esa reacción? Utilice el método de las velocidades iniciales.

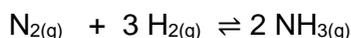
Luego calcule el valor de la constante k de velocidad con sus correspondientes unidades.

4. Para las siguientes reacciones escriba las expresiones de la constante de equilibrio, K_c y K_p :



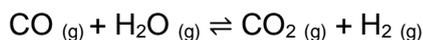
¿Cuáles de los equilibrios anteriores son homogéneos y cuáles heterogéneos?

5. 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
Calcule K_c y K_p a 500 °C

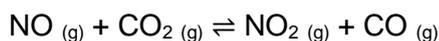
6. A 900 °C el valor de K_c es 8,25 para la siguiente reacción:



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

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

7. La K_c es 1,6 a 986 °C para la siguiente 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.

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

8. Al calentar dióxido de nitrógeno en un recipiente cerrado, se descompone según la siguiente reacción: $2 NO_2_{(g)} \leftrightarrow 2 NO_{(g)} + O_2_{(g)}$

Si 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. Calcule K_p .

9. 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 dissociado un 33,3 % del compuesto.

- Calcule K_c .
- ¿Hacia dónde se desplazará la reacción para restablecer el equilibrio si se aumenta la presión? Razone la respuesta.

10. Para la reacción en equilibrio: $2 SO_2_{(g)} + O_2_{(g)} \rightleftharpoons 2 SO_3_{(g)}$ $\Delta H (-)$

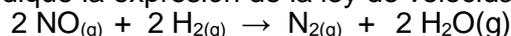
la concentración de O_2 aumentará:

- Si se añade SO_2 (g)
- Si se disminuye la temperatura.
- Si se añade He
- Si se aumenta el volumen del recipiente.
- Si se agrega un catalizador.

11. Dada la siguiente ecuación exotérmica: $\text{N}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \leftrightarrow 2 \text{NO}_{(g)}$ 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

1. Teniendo en cuenta la siguiente reacción y suponiendo que se trabaja a 1280°C , indique la expresión de la ley de velocidad para la reacción:

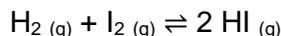


Experimento	[NO] (M)	[H ₂] (M)	Velocidad inicial (M/s)
1	5×10^{-3}	2×10^{-3}	$1,25 \times 10^{-5}$
2	$1,0 \times 10^{-2}$	2×10^{-3}	$1,0 \times 10^{-4}$
3	$1,0 \times 10^{-2}$	4×10^{-3}	$1,0 \times 10^{-4}$

Determine: a) La expresión de la Ley de velocidad para la reacción. b) La constante de velocidad.

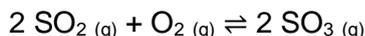
- La reacción $2 \text{A} + 3 \text{B} \rightarrow \text{C}$ es de primer orden con respecto de A y de B. Cuando las concentraciones iniciales son $[\text{A}] = 1,6 \times 10^{-2} \text{ M}$ y $[\text{B}] = 2,4 \times 10^{-3} \text{ M}$, la velocidad es de $4,1 \times 10^{-4} \text{ M/s}$. Calcule la constante de velocidad para la reacción.
- Ordene las siguientes reacciones según su tendencia creciente a proceder hacia la formación de productos:
 - 2SO_2 (g) + O_2 (g) \rightleftharpoons 2SO_3 (g) $K_c = 8 \cdot 10^{25}$
 - 2HCl (g) \rightleftharpoons H_2 (g) + Cl_2 (g) $K_c = 3,1 \cdot 10^{-17}$
 - 2HBr (g) + Cl_2 (g) \rightleftharpoons 2HCl (g) + Br_2 (g) $K_c = 6 \cdot 10^{14}$
- A 817°C el CO_2 (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. Calcule:
 - K_p .
 - 3 procedimientos para desplazar la reacción hacia la formación de CO.

5. Dada la siguiente reacción:



Se inyectan 1 g de H_2 y 1 g de yodo en un recipiente de reacción al vacío de 5 litros a 448°C . El valor de K_c es 50 a esa temperatura. Calcule:

- K_p .
 - Las presiones parciales de cada sustancia en la mezcla en equilibrio.
 - Los moles de HI que se forman.
6. Considera 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?
7. En un recipiente de 5 L se introduce 1 mol de SO_2 y 1 mol de O_2 y se calienta a 727°C , con lo que se alcanza el equilibrio en la reacción:

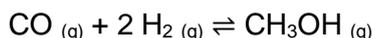


Se analiza la muestra después de llegar al equilibrio y se encuentran 0,150 moles de SO_2 . Calcule:

- La cantidad de SO_3 que se forma en gramos.
 - K_c .
 - K_p
8. La constante de equilibrio K_c de la disociación del pentacloruro de fósforo es de 4×10^{-2} a 250°C



- ¿Cuánto vale K_p ?
 - ¿Cuáles son las presiones parciales de cada especie en el equilibrio?
 - ¿Cuál es la presión total del sistema?
9. La preparación comercial de metanol CH_3OH , se hace a temperaturas elevadas según la siguiente reacción:



A cierta temperatura el valor de K_c es 7,3.

Una mezcla en reacción contiene 0,9 moles de CH_3OH , 0,45 moles de CO y 0,45 moles de H_2 en un recipiente de 3 litros.

- Indique si el sistema se encuentra en equilibrio.
- ¿Si no lo está, en qué dirección evolucionará para alcanzarlo?