ÍNDICE

	Página
Carátula	1
Índice	3
Introducción	4
Objetivos	5
Principios Teóricos	6
Equilibrio Químico	6
Cuantificación del equilibrio químico	7
Perturbación del equilibrio: El principio de Le Chatelier	8
Detalles Experimentales	10
Materiales y Reactivos	10
Procedimiento	11
Conclusiones	33
Bibliografía	34
Apéndice	35

INTRODUCCIÓN

El equilibrio químico es un estado del sistema en el que no se observan cambios a medida que transcurre el tiempo. Así pues, si tenemos un equilibrio de la forma:

$$a\,A + b\,B \rightarrow c\,C + d\,D$$

Se define la constante de equilibrio K_c como el producto de las concentraciones en el equilibrio de los productos elevadas a sus respectivos coeficientes estequiométricos, dividido por el producto de las concentraciones de los reactivos en el equilibrio elevadas a sus respectivos coeficientes estequiométricos, para cada temperatura.

OBJETIVOS

- Estudio cualitativo de sistemas en equilibrio.
- Determinación cuantitativa de las especies presentes en un sistema en equilibrio.
- Establecer una expresión matemática que relacione las cantidades de las especies en el equilibrio.

PRINCIPIOS TEÓRICOS

EQUILIBRIO QUIMICO

Es la denominación que se hace a cualquier reacción reversible cuando se observa que las cantidades relativas de dos o más sustancias permanecen constantes, es decir, el equilibrio químico se da cuando la concentración de las especies participantes no cambia, de igual manera, en estado de equilibrio no se observan cambios físicos a medida que transcurre el tiempo.

A pesar de que un sistema químico en equilibrio parece que no se modifica con el tiempo, esto no significa que no está ocurriendo ningún cambio. Inicialmente, los reactivos se combinan para formar los productos, pero llega un momento en que la cantidad de producto es los suficientemente grande que estos productos reaccionen entre sí volviendo a formar los reactivos iniciales. De esta manera transcurren simultáneamente dos reacciones: directa e inversa.

El equilibrio se alcanza cuando los reactivos se transforman en productos con la misma velocidad que los productos vuelven a transformarse en reactivos (velocidad de reacción directa igual a velocidad de reacción inversa).

Condiciones:

Un sistema en equilibrio debe cumplir los siguientes requisitos:

- Sólo puede existir equilibrio en un sistema aislado: un sistema en el que ni la energía ni las sustancias entren o salgan continuamente.
- Cuando se alcanza el estado de equilibrio, las propiedades observables del sistema (color, masa del reactivo sin reaccionar, temperatura, etc.), no varían con el tiempo.
- Toda situación de equilibrio se altera cuando se modifica la **temperatura**, pero se restablece cuando el sistema vuelve a la temperatura original.
- También puede haber modificaciones en el equilibrio con variaciones en la **presión/volumen** y con variaciones en la **concentración** de las sustancias participantes en la reacción.

CUANTIFICACIÓN DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

Cuando se alcanza el estado de equilibrio, las concentraciones de los reactivos y los productos se encuentran en una relación numérica constante. Experimentalmente se comprueba que las concentraciones de las sustancias implicadas en un sistema en equilibrio se encuentran relacionadas por la siguiente expresión matemática:

$$aA + bB \rightarrow cC + dD$$

Las letras a, b ,c y d son los coeficientes estequiométricos de las especies reactivas A, B, C y D. Para la reacción a una temperatura dada:

$$K = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

En donde K es la constante de equilibrio. La ecuación es la expresión matemática de la ley de acción de masas, propuesta por los químicos noruegos Cato Gulderg y peter Waage en 1864. Esta ley establece que para una reacción reversible en equilibrio y a una temperatura constante, la relación determinada de concentraciones de reactivos y productos tiene una valor constante k (la constante de equilibrio). Observe que aunque las concentraciones pueden variar, el valor de k para una reacción determinada permanece constante, siempre y cuando la reacción este en equilibrio y la temperatura no cambie. La validez de esta ecuación y de la ley de acción de masas quedo establecida al estudiar muchas reacciones reversibles.

En consecuencia, la constante de equilibrio se define por un cociente, cuyo numerador se obtiene multiplicando las concentraciones en equilibrio de los productos, cada una de las cuales esta elevada a una potencia igual a su coeficiente estequiométrico en la ecuación balanceada. El denominador se obtiene aplicando el mismo procedimiento para las concentraciones de equilibrio de los reactivos. La magnitud de la constante de equilibrio indica si una reacción en equilibrio es favorable a los productos o a los reactivos. Si k es mucho mayor que 1 (esto es, $k>1$), el equilibrio se desplazara hacia la derecha, y favorecerá a los productos. Por el contrario, si la constante de equilibrio es mucho menor que 1 (es decir, $k<1$), el equilibrio se desplazara a la izquierda y favorecerá a los reactivos.

PERTURBACIÓN DEL EQUILIBRIO: EL PRINCIPIO DE LE CHÂTELIER

El rendimiento de una reacción química se ve disminuido por la tendencia a alcanzar el estado de equilibrio, ya que los reactivos no se transforman al cien por ciento en productos. Para conseguir que el equilibrio se rompa desplazándose en el sentido que nos interesa, es necesario saber qué factores se pueden modificar. Los cambios de cualquiera de los factores: presión, temperatura o concentración de las sustancias reaccionantes o resultantes, pueden hacer que una reacción química evolucione en uno u otro sentido hasta alcanzar un nuevo estado. Todos los cambios que afectan el estado de equilibrio son predecibles según el principio de Le Châtelier. A fines del siglo XIX, el químico francés Henry Le Châtelier (1850-1936) postuló que, si sobre un sistema en equilibrio se modifica cualquiera de los factores que influyen en una reacción química, dicho sistema evolucionará en la dirección que contrarreste el efecto del cambio. Cuando un sistema que se encuentra en equilibrio, es sometido a una acción externa que lo perturbe, el equilibrio se desplaza hasta alcanzar nuevamente el equilibrio. Los principales factores que afectan el equilibrio son:

- **Cambio de concentración.** Supongamos el siguiente sistema en equilibrio: A + B ó C + D. Si se agrega alguna de las sustancias reaccionantes, por ejemplo A, se favorece la reacción que tiende a consumir el reactivo añadido. Al haber más reactivo A, la velocidad de reacción hacia los productos aumenta, y como en el estado de equilibrio las velocidades de reacción son iguales en ambos sentidos, se producirá un desplazamiento de la reacción hacia los productos. Es decir, se formará una mayor cantidad de C y D, hasta alcanzar un nuevo estado de equilibrio. De igual modo podemos predecir qué efectos tendría un aumento en la concentración de cualquiera de los productos C o D. Al aumentar C, por ejemplo, el equilibrio se desplazaría hacia los reactivos, ya que la velocidad de reacción aumentaría en ese sentido hasta alcanzar un nuevo estado de equilibrio. Al disminuir la concentración de alguno de los reactivos, retirando parte de A o B, también podemos alterar el equilibrio químico. Según el Principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplazaría en el sentido de compensar dicha falta, es decir, hacia la formación de reactivos. De igual manera, si disminuimos la concentración de uno de los productos, el sistema reacciona desplazándose hacia los productos, con el objetivo de compensar la disminución de los mismos y favorecer su formación. Sin embargo, aunque la variación de la concentración de cualquiera de las

sustancias que interviene en el equilibrio no afecta en absoluto el valor de la constante, si se modifican las concentraciones de las restantes sustancias en equilibrio.

- **Cambio de la temperatura**. Si en un equilibrio químico se aumenta la temperatura, el sistema se opone al cambio desplazándose en el sentido que haya absorción de calor, esto es, favoreciendo la reacción endotérmica. Por el contrario, al disminuir la temperatura se favorece el proceso que genera calor; es decir, la reacción exotérmica.
- **Cambio de la presión**. La variación de la presión en un equilibrio, sólo influye cuando intervienen sustancias en estado gaseoso y se verifica una variación en el número de moles entre reactivos y productos. Un aumento de presión favorecerá la reacción que implique una disminución de volumen. En cambio, si se disminuye la presión, se favorecerá la reacción en la que los productos ocupen un volumen mayor que los reactivos.
- **Catalizadores**. no modifican el sentido del equilibrio, estos afectan la energía de activación tanto a la derecha como a la izquierda, por lo tanto solamente cambian la cantidad de tiempo necesario para alcanzar el equilibrio.

DETALLES EXPERIMENTALES

Materiales:

- 5 tubos de ensayo (de igual diámetro y altura)
- 1 probeta de 50 mL
- 1 pipeta de 10 mL
- 1 vaso de precipitado de 300 mL
- 1 piseta
- 1 regla milimetrada
- 1 marcador indeleble
- 1 fluorescente
- 1 bagueta
- 1 propipeta

Reactivos:

- Cromato de Potasio K_2CrO_4 0,1M
- Dicromato de Potasio $K_2Cr_2O_7$ 0,1M
- Hidróxido de Sodio NaOH 1M
- Ácido Clorhídrico HCl 1M
- Tiocianato de Potasio KSCN 0,002M
- Cloruro Férrico Fe Cl3 0,2M
- Cloruro de Potasio KCl sólido
- Agua destilada

PROCEDIMIENTO

A) Sistema de equilibrio del ion cromato – ion dicromato

A.1. En medio básico

1. Se extrae de un vaso con una pipeta 1 mL de K_2CrO_4 0,1M y se transfiere a un tubo de ensayo.

2. Se extrae de un vaso con una pipeta 1 mL de $K_2Cr_2O_7$ 0,1M y se transfiere a otro tubo de ensayo.

3. Con la pipeta se mide un volumen de 10 mL de NaOH. Se agrega gota a gota a ambos tubos de ensayo hasta que una de las soluciones cambie de color.

Resultado: Usando 0,5 mL de NaOH, la solución de $K_2Cr_2O_7$ cambio a K_2CrO_4.

La reacción es:

$$Cr_2O_7^{2-} + 2OH^- \rightarrow 2CrO_4^{2-} + H_2O$$

A.2. En medio ácido

1. Se extrae de un vaso con una pipeta 1 mL de K_2CrO_4 0,1M y se transfiere a un tubo de ensayo.

2. Se extrae de un vaso con una pipeta 1 mL de $K_2Cr_2O_7$ 0,1M y se transfiere a otro tubo de ensayo.

3. Con la pipeta se mide un volumen de 10 mL de HCl. Se agrega gota a gota a ambos tubos de ensayo hasta que una de las soluciones cambie de color.

Resultado: Usando 0,5 mL de HCl, la solución de K_2CrO_4 cambio a $K_2Cr_2O_7$.

La reacción es:

$$Cr_2O_4^{2-} + 2H^+ \rightarrow Cr_2O_7^{2-}$$

A.3. Comprobación de la Reversibilidad

1. Se trabaja sólo con las soluciones que cambiaron de color en los pasos A.1 y A.2 respectivamente.

2. Al tuvo de A.1 se agrega gota a gota HCl1M hasta el cambio de coloración.

Resultado: Usando 0,5 mL de HCl, la solución de K_2CrO_4 cambio a $K_2Cr_2O_7$.

3. Al tubo de A.2 se agrega gota a gota NaOH 1M hasta el cambio de coloración.

Resultado: Usando 0,5 mL de NaOH, la solución de $K_2Cr_2O_7$ cambio a K_2CrO_4.

B) Reversibilidad entre el Cloruro de hierro (JJJ) y el Tiocianato de potasio

1. En una probeta se adiciona 20 mL de agua destilada y se añade 3 gotas de las soluciones de $FeCl_3$ y KSCN.

2. La solución resultante se divide en partes iguales y se trasvasa a 4 tubos de ensayo. Luego se observa el color.

3. El primer tubo es el tubo patrón.

4. Al segundo tubo se le añade 3 gotas de solución de KSCN. El color naranja adquiere un color rojo sangre.

5. Al tercer tubo se le añade 3 gotas de solución de $FeCl_3$. El color naranja adquiere un color rojo sangre.

6. Al cuarto tubo se le añade unos cristales de cloruro de potasio KCl, se agita vigorosamente. La solución toma un color naranja aún más claro.

C) Determinación Cuantitativa de la Constante de Equilibrio mediante el método colorimétrico

1. Se vierte en un vaso aproximadamente 100 mL de KSCN 0,002M.

2. Se extraen 5 mL de KSCN del vaso para echarlo en cada tubo de ensayo.

3. Se añade 5 mL de KSCN a cada tubo de ensayo.

4. Se echa 15 mL de solución de $FeCl_3$ a una probeta, de la cual se extraen 5 mL con una pipeta quedando 10 mL y se vierte al tubo 1.

5. Se prepara soluciones de $FeCl_3$ 0,08M, 0,032M, 0,0128M y 0,00512M a partir de la solución de $FeCl_3$ 0,2M por diluciones sucesivas.

6. En la probeta que contiene 10 mL de $FeCl_3$, se completa con agua destilada hasta 25 mL de solución de $FeCl_3$ 0.2M a 0.08M

7. Luego se extraen 5 mL de solución $FeCl_3$ 0,08M y se agrega al segundo tubo.

8. De los 20 mL de solución $FeCl_3$ 0,08M el cual se echan 10 mL a un vaso e inmediatamente se desecha.

9. En la probeta que contiene 10 mL de $FeCl_3$, se completa con agua destilada hasta 25 mL de solución de $FeCl_3$ 0.08M a 0.032M

10. Luego se extraen 5 mL de solución $FeCl_3$ 0,032M y se agrega al tercer tubo.

11. De los 20 mL de solución $FeCl_3$ 0,032M el cual se echan 10 mL a un vaso e inmediatamente se desecha.

12. En la probeta que contiene 10 mL de $FeCl_3$, se completa con agua destilada hasta 25 mL de solución de $FeCl_3$ 0.032M a 0.0128M

13. Luego se extraen 5 mL de solución $FeCl_3$ 0,0128M y se agrega al cuarto tubo.

14. De los 20 mL de solución $FeCl_3$ 0,0128M el cual se echan 10 mL a un vaso e inmediatamente se desecha.

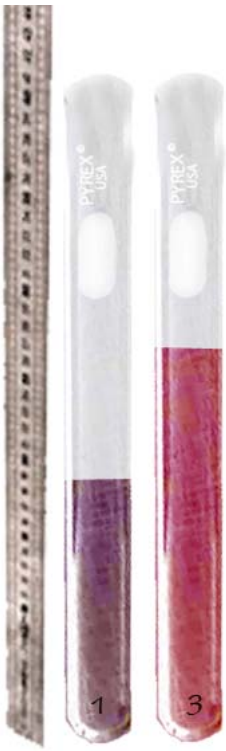
15. En la probeta que contiene 10 mL de $FeCl_3$, se completa con agua destilada hasta 25 mL de solución de $FeCl_3$ 0.0128M a 0.00512M

16. Luego se extraen 5 mL de solución $FeCl_3$ 0,00512M y se agrega al quinto tubo.

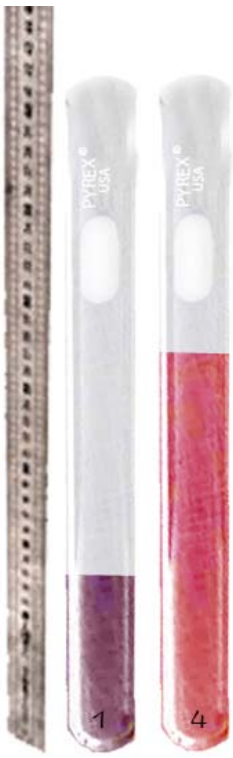
17. Una vez que tenemos preparadas las 5 soluciones, se procede a conectar el fluorescente a la corriente eléctrica para comparar el color de la solución del primer tubo con respecto a los demás.

18. Los tubos 1 y 2 se envuelven con un papel blanco, dejando el fondo de los tubos al descubierto, se inclinan ambos tubos observándose en el primer tubo que el paso de luz es menor que en el segundo tubo, haciendo que los colores de ambas soluciones sean diferentes para lo cual se va extrayendo un poco de solución del primer tubo hasta que el paso de luz del segundo tubo sea igual al del primer tubo. Luego se mide la altura del primer tubo, la cual marca 6,6cm mientras que la del segundo tubo marca 7,2cm.

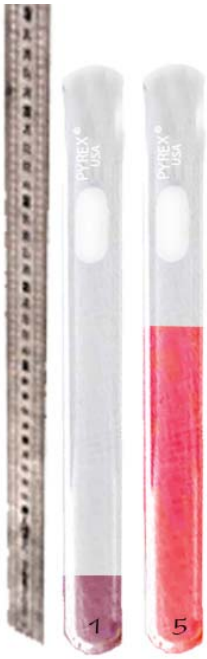
19. Los tubos 1 y 3 se envuelven con un papel blanco, haciendo que los colores de ambas soluciones sean diferentes para lo cual se va extrayendo un poco de solución del primer tubo hasta que el paso de luz del tercer tubo sea igual al del primer tubo. Luego se mide la altura del primer tubo, la cual marca 5,3cm mientras que la del tercer tubo marca 7,2cm.



20. Los tubos 1 y 4 se envuelven con un papel blanco, haciendo que los colores de ambas soluciones sean diferentes para lo cual se va extrayendo un poco de solución del primer tubo hasta que el paso de luz del cuarto tubo sea igual al del primer tubo. Luego se mide la altura del primer tubo, la cual marca 3,1cm mientras que la del cuarto tubo marca 7,2cm.



21. Los tubos 1 y 5 se envuelven con un papel blanco, haciendo que los colores de ambas soluciones sean diferentes para lo cual se va extrayendo un poco de solución del primer tubo hasta que el paso de luz del quinto tubo sea igual al del primer tubo. Luego se mide la altura del primer tubo, la cual marca 1,8cm mientras que la del quinto tubo marca 7,2cm.



Datos y Cálculos:

1. Determinando la razón de altura experimental de cada par:

$$R_{1\text{-}2} = \frac{6,6}{7,2} = 0,916$$

$$R_{1\text{-}3} = \frac{5,3}{7,2} = 0,736$$

$$R_{1\text{-}4} = \frac{3,1}{7,2} = 0,430$$

$$R_{1\text{-}5} = \frac{1,4}{7,2} = 0,250$$

2. Calculando la concentración de ion complejo $[(FeSCN)^{+2}]$ en cada una de las reacciones:

$[(FeSCN)^{+2}]_{1-2} = 0{,}916\ [0{,}001]$
$[(FeSCN)^{+2}]_{1-2} = 0.000916M$

$[(FeSCN)^{+2}]_{1-3} = 0{,}736\ [0{,}001]$
$[(FeSCN)^{+2}]_{1-3} = 0.000736M$

$[(FeSCN)^{+2}]_{1-4} = 0{,}430\ [0{,}001]$
$[(FeSCN)^{+2}]_{1-4} = 0.000430M$

$[(FeSCN)^{+2}]_{1-5} = 0{,}250\ [0{,}001]$
$[(FeSCN)^{+2}]_{1-5} = 0.000250M$

3. Calculando la concentración del ion Fe^{+3} en equilibrio:

$[Fe^{+3}]_{1-2} = 0{,}004 - 0.000916$
$[Fe^{+3}]_{1-2} = 0{,}003084M$

$[Fe^{+3}]_{1-3} = 0{,}016 - 0.000736$
$[Fe^{+3}]_{1-3} = 0{,}015264M$

$[Fe^{+3}]_{1-4} = 0{,}064 - 0.000430$
$[Fe^{+3}]_{1-4} = 0{,}06357M$

$[Fe^{+3}]_{1-5} = 0{,}00256 - 0.000250$
$[Fe^{+3}]_{1-5} = 0{,}00231M$

4. Calculando la concentración del ion SCN^{-1} en equilibrio:

$[SCN^{-1}]_{1-2} = 0{,}001 - 0.000916$
$[SCN^{-1}]_{1-2} = 0{,}000084M$

$[SCN^{-1}]_{1-3} = 0{,}001 - 0.000736$
$[SCN^{-1}]_{1-3} = 0{,}000264M$

$[SCN^{-1}]_{1-4} = 0{,}001 - 0.000430$
$[SCN^{-1}]_{1-4} = 0{,}00057M$

$[SCN^{-1}]_{1-5} = 0{,}001 - 0.000250$
$[SCN^{-1}]_{1-5} = 0{,}00075M$

5. La fórmula de la constante de equilibrio es:

$$K_c = \frac{[(FeSCN)^{2+}]}{[Fe^{3+}][SCN^{-}]}$$

Aplicando la constante de equilibrio en cada caso:

$$K_{c_1} = \frac{0.000916}{0{,}003084x0{,}000084} = 3535{,}91$$

$$K_{c_2} = \frac{0.000736}{0{,}015264x0{,}000264} = 182{,}64$$

$$K_{c_3} = \frac{0.000430}{0{,}06357x0{,}00057} = 11{,}86$$

$$K_{c_4} = \frac{0.000250}{0{,}00231x0{,}00075} = 144{,}30$$

Luego se calcula la constante de equilibrio promedio:

$$K_c promedio = \frac{K_{c_1} + K_{c_2} + K_{c_3} + K_{c_4}}{4}$$

$$K_c promedio = \frac{3535{,}91 + 182{,}64 + 11{,}86 + 144{,}30}{4}$$

$$K_c promedio = 968{,}67$$

CONCLUSIONES

- Se aprendió una nueva técnica para determinar el equilibrio que se da en una reacción reversible. Esta técnica se denomina "colorimetría".
- La técnica mencionada anteriormente se refiere al aspecto cualitativo del equilibrio, además se pudo aplicar la ley de Lambert – Beer, que nos permite hallar la constante de equilibrio de forma cuantitativa.
- En esta práctica nos dimos cuenta de cómo afectan los factores que modifican el equilibrio químico de las sustancias y/o elementos químicos.

BIBLIOGRAFÍA

- http://es.wikipedia.org/wiki/Equilibrio_químico
- http://www.monografias.com/trabajos15/equilibrio-quimico/equilibrio-quimico.shtml
- http://www.uv.es/~baeza/cqtema3.html
- Química General
  7ma edición (2002)
  Raymond Chang
  Ed. Mc Graw-Hill Interamericana
  Páginas 563 – 564

APÉNDICE

1. **¿Qué conclusiones se pueden deducir del estudio cualitativo del sistema en equilibrio ion cromato – ion dicromato?**

   El ion cromato (amarillo) reacciona con H+ (de cualquier acido) para dar ion dicromato (naranja)

$$2CrO_4^{2-} + 2H^+ \rightarrow Cr_2O_7^{2-} + H_2O$$

   Añadiendo una base a este equilibrio, se observa un desplazamiento inmediato hacia la izquierda, porque al absorber la base, los protones presentes en el equilibrio, según Le Chatelier el sistema buscará fabricar más protones; y se volverá de color amarillo la disolución.
   Si una vez alcanzado el equilibrio añadimos un ácido, el exceso de protones volverá a desplazar el equilibrio hacia la derecha y la disolución tomará el color naranja original.

CrO_4^{2}- y $Cr_2O_7^{2-}$ (E.O = +6, fuertes oxidantes)

$$2CrO_4^{2-} + 2H_3O^+ \rightarrow Cr_2O_7^{2-} + 3H_2O$$

   Cromato y Dicromato: solubles en agua

2. **Explique en qué consiste la técnica colorimétrica**

   Consiste a la igualación de colores mediante comparación con un tubo patrón donde el que determina la coloración es un complejo formado, que en este caso es el $(FeSCN)^{2+}$.

3. **¿Qué información proporciona la constante de equilibrio obtenida?**

   Nos indica las concentraciones en el equilibrio de las sustancias participantes en la reacción, calcular el porcentaje de disociación por parte de los reactantes, el rendimiento de la reacción.

4. **¿Cuáles son las concentraciones en el equilibrio del ion $(FeSCN)^{2+}_{(ac)}$ y del ion SCN- en el tubo estándar al emplear para ello el valor de la constante de equilibrio promedio?**

$[(FeSCN)^{+2}]_{1-2} = 0.000916M$

$[(FeSCN)^{+2}]_{1-3} = 0.000736M$

$[(FeSCN)^{+2}]_{1-4} = 0.000430M$

$[(FeSCN)^{+2}]_{1-5} = 0.000250M$

$[SCN^{-1}]_{1-2} = 0,000084M$

$[SCN^{-1}]_{1-3} = 0,000264M$

$[SCN^{-1}]_{1-4} = 0,00057M$

$[SCN^{-1}]_{1-5} = 0,00075M$

5. Dadas las siguientes reacciones escriba para cada una de ellas la expresión de la constante de equilibrio:

a) $3/2H_{2(g)} + 1/2N_{2(g)} \rightleftarrows NH_{3(g)}$

$$K_c = \frac{[NH_3]}{[H_2]^{\frac{3}{2}}[N_2]^{\frac{1}{2}}}$$

b) $3H_{2(g)} + N_{2(g)} \rightleftarrows 2NH_{3(g)}$

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3[N_2]}$$

c) $H_2O_{(l)} \rightleftarrows H_2O_{(g)}$

$K_c = [H_2O]$

d) $NH_4Cl_{(s)} \rightleftarrows NH_{3(g)} + HCl_{(g)}$

$K_c = [NH_3][HCl]$

e) $CH_3COOH_{(ac)} + C_2H_5OH_{(ac)} \rightleftarrows CH_3COOC_2H_{5(ac)} + H_2O_{(l)}$

$K_c = 1$

6. Compare las expresiones del K_p de los incisos a) y b)

$$K_{c_1} = \frac{[NH_3]}{[H_2]^{\frac{3}{2}}[N_2]^{\frac{1}{2}}} \qquad K_{c_2} = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3[N_2]}$$

$$K_{p_1} = K_c(RT)^{-1} \qquad K_{p_2} = K_c(RT)^{-2}$$

$$\text{Luego: } \frac{K_{p_1}}{K_{p_2}} = 10$$

7. Para una mezcla equimolar de A y B, de la siguiente reacción a 25 °C:

$$A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftarrows C_{(g)}$$

Al alcanzarse el equilibrio se midió una presión total de 2 atm, siendo la fracción molar de A 0,2. El valor de $\Delta H°$ a 298K para la reacción es 20,9KJ mol^{-1}. Calcular K_p (Asuma comportamiento ideal de los gases).

$$A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftarrows C_{(g)}$$

Inicio	1,6	1,6	-
Reacción	-1,2	-1,2	+1,2
Equilibrio	0,4	0,4	1,2

$f_A = 0,2$, luego $P_A = f_A x PT$, entonces:

$P_A = 0,2x2$

$P_A = 0,4$

$$K_p = \frac{(1,2)}{(0,4)(0,4)}$$

$$K_p = 7,5$$

8. A 800K se mezclan en fase gaseosa 2 moles de NO con 1 mol de O_2

La reacción es: $2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2NO_{2(g)}$

La reacción llega al equilibrio con una presión total de 1 atm. El análisis del sistema muestra que hay 0,71 moles de O_2 en el equilibrio. Calcule la constante de equilibrio para la reacción.

$$2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2NO_{2(g)}$$

Inicio	2	1	-
Reacción	-0,58	-0,29	+0,58
Equilibrio	1,42	0,71	0,58

$$K_c = \frac{(0,58)^2}{(1,42)^2(0,71)}$$
$$K_c = 0,234$$

9. A 102,1 °C se introdujeron en un recipiente vacío 35,88 cmHg de gas Cl_2 y 33,59 cmHg de gas SO_2 para dar $SO_2Cl_{2(g)}$. Una vez alcanzado el equilibrio, la presión total fue de 645,9 mmHg. Halle.

a) Kp para la reacción de disociación de un mol de SO_2Cl_2 y las fracciones molares de cada una de las especies presentes.

$$SO_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftarrows SO_2Cl_{2(g)}$$

Inicio	335,9	358,8	-
Reacción	-x	-x	+x
Equilibrio	335,9-x	358,8-x	x

En el equilibrio: 335,9-x + 358,8-x + x = 645,9
x= 48,8

Luego en el equilibrio:

$P_{SO_2} = 287,1$ mmHg
$P_{Cl_2} = 310$ mmHg
$P_{SO_2Cl_2} = 48,8$ mmHg

$$K_p = \frac{(48,8)}{(287,1)(310)}$$
$$K_p = 5,48x10^{-4}$$

b) El grado de disociación del SO_2 en estas condiciones

$$\alpha = \frac{48,8}{335,9}$$
$$\alpha = 0,14$$

10. La disociación del N_2O_4 en NO_2 es de 16,7% a 298K y 1 atm en un recipiente de volumen constante según:

$N_2O_{4(g)} \rightleftarrows 2NO_{2(g)}$ Calcular:

a) La constante de equilibrio

Inicio	1	-
Reacción	-0,167	+0,167
Equilibrio	0,833	0,167

$$K_c = \frac{(0,167)^2}{(0,833)}$$

$$K_c = 0,033$$

b) Considerando que $\Delta H° = 58,04 KJ\ mol^{-1}$ para dicha reacción prediga qué sucede con el sistema en el equilibrio de acuerdo al principio de Le Chatelier si:

I. Se eleva la temperatura

La reacción se desplaza hacia la derecha, por ser reacción endotérmica.

II. Se incrementa la presión del sistema

La reacción se desplaza hacia la izquierda.

III. Se añade al sistema un gas inerte a presión constante

La reacción se desplaza hacia la izquierda.

IV. Se añade un catalizador al sistema

La velocidad de reacción aumenta, pero la reacción no se desplaza a ninguna dirección.

V. Si se añade más $N_2O_{4(g)}$

La reacción se desplaza hacia la derecha