

Práctica 5: Reacciones reversibles. Introducción al equilibrio químico. Ley de acción de masas.

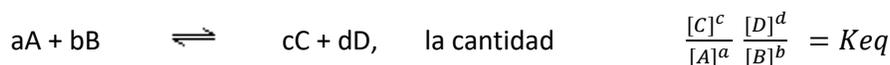
Problema a resolver:

En cada una de las reacciones a estudiar, encontrar experimentalmente *cómo se altera el equilibrio, cuando se modifican las concentraciones* de reactivos y productos.

Introducción:

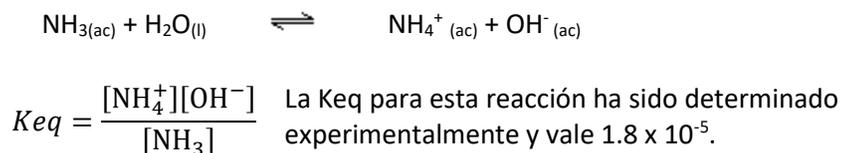
La *ley de acción de masas* establece que para una reacción reversible en equilibrio, a una temperatura fija, la relación entre el producto de las concentraciones de los productos (elevadas cada una a una potencia igual a su coeficiente estequiométrico) y el producto de las concentraciones de los reactivos (elevadas cada una a una potencia igual a su coeficiente estequiométrico) es una CONSTANTE.

Es decir, para una reacción del tipo



es un número CONSTANTE denominado CONSTANTE DE EQUILIBRIO (Keq)

Por ejemplo, la expresión de la constante de equilibrio para la reacción de hidrólisis del amoníaco, representada en la siguiente ecuación, es:



Nota: Como la concentración del agua en una solución acuosa prácticamente no cambia, debido a que el agua es el disolvente y se encuentra en mayor proporción, el término $[\text{H}_2\text{O}]$ es una constante que no se escribe en la expresión algebraica, ya que puede considerarse parte de la constante de equilibrio.

Investigación y Tarea previa

Contesta las siguientes preguntas:

- Conociendo el valor de Keq para la hidrólisis del amoníaco, 1.8×10^{-5} :
 - ¿Cuál es la especie más abundante en una solución acuosa de amoníaco, el NH_3 , el NH_4^+ o el ion OH^- ?
 - Sabiendo que el valor de Keq debe mantenerse constante, ¿Cómo variará la concentración de las especies NH_3 y NH_4^+ si la concentración de OH^- aumenta?
 - ¿Cómo variará la concentración de las especies NH_3 y NH_4^+ si la concentración de OH^- disminuye?
- El **ión cromato** CrO_4^{2-} y el **ión dicromato** $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ se interconvierten uno en el otro al cambiar el medio de ácido a alcalino o viceversa.
 - Propón una estructura de Lewis para cada una de estas dos especies.
 - Balancea la reacción de interconversión del ión cromato al ión dicromato en **medio ácido**. Una vez balanceada escribe la expresión de la constante de equilibrio correspondiente. (A esta reacción se le llamará "equilibrio 1" en la parte experimental)

c) Balancea la reacción de interconversión del ión cromato al ión dicromato en **medio básico**. Una vez balanceada escribe la expresión de la constante de equilibrio correspondiente. (A esta reacción se le llamará “equilibrio 2”)

3.- El $Fe^{3+}_{(ac)}$ precipita como hidróxido férrico en presencia de iones OH^- .

a) Escribe la ecuación que representa la reacción química (en equilibrio) que describe el fenómeno mencionado anteriormente. (A esta se le llamará “reacción 1” en la parte experimental)

b) Escribe ahora la ecuación que representa el equilibrio de disolución del hidróxido férrico, es decir, de disociación de hidróxido férrico en medio acuoso para dar lugar a los iones correspondientes.

c) Escribe ahora la expresión de la constante de equilibrio para la reacción de disolución del hidróxido férrico en presencia de iones H^+ . (A esta se le llamará “reacción 2”)

Nota importante:

Los sólidos no se incluyen en las expresiones de las constantes de equilibrio porque su concentración en la fase acuosa es igual a cero. Su concentración en la fase sólida (que es donde sí se encuentran), es constante, por lo que dicha concentración no se escribe, puesto que se considera parte de la K_{eq} .

Así la expresión de la constante de equilibrio para la reacción de formación del precipitado de hidróxido férrico a partir de sus iones es la siguiente:

$$K_{eq}^{(1)} = \frac{1}{[Fe^{3+}][OH^-]^3}$$

EXPERIMENTO 1. PROCEDIMIENTO:

El ión cromato y el ión dicromato se interconvierten uno en el otro al cambiar al medio de ácido a alcalino o viceversa. Se va a proporcionar una muestra sólida de alguna de ellas (de aprox. 30 mg). Disolverla en aproximadamente 2-3 mL de agua y dividir la solución en dos porciones. Añadir aproximadamente 10 gotas de HCl 3M a la primera de las porciones y lo mismo de KOH ó NaOH 3M a la segunda registrando cualquier cambio de color en la tabla 1. Ahora añadir base a la primera porción y ácido a la segunda, registrando el cambio de color.

NOTA: No desechar las soluciones de Cr^{VI}, son muy contaminantes. Se recogerán al final de la sesión

Resultados

A fin de organizar mejor tu información, puedes utilizar si lo deseas la siguiente tabla como guía.

Tabla 1:

Color inicial de la disolución de la sal de cromo			
Porción 1			
Ecuación iónica balanceada (Equilibrio 1)			
Color de la disolución al agregar ácido	Según el Equilibrio 1, al agregar ácido, el equilibrio se desplazaría hacia:	Especie predominante en el equilibrio	Color de la especie predominante en el equilibrio
Color de la disolución al agregar base	Según el Equilibrio 1, al agregar base, el equilibrio se desplazaría hacia:	Especie predominante en el nuevo equilibrio	Color de la especie predominante en el nuevo equilibrio
Porción 2			
Ecuación iónica balanceada (Equilibrio 2)			
Color de la disolución al agregar base	Según el Equilibrio 2, al agregar la base, el equilibrio se desplazaría hacia:	Especie predominante en el equilibrio	Color de la especie predominante en el equilibrio
Color de la disolución al agregar ácido	Según el Equilibrio 2, al agregar ácido, el equilibrio se desplazaría hacia:	Especie predominante en el equilibrio	Color de la especie predominante en el equilibrio

Análisis de resultados:

1. Mediante las observaciones realizadas y con la información de la tabla, identifica el color de cada una de las especies involucradas en el equilibrio, es decir, del ion dicromato y del ion cromato. Identificar a partir de esta información y del análisis realizado en la tabla 1, cuál es la especie que se te proporcionó

EXPERIMENTO 2. PROCEDIMIENTO:

Con una disolución de 2 ó 3 mL de FeCl_3 , una disolución de HCl y una de KOH ó NaOH; comprobar experimentalmente que los fenómenos correspondientes a las reacciones 1 y 2 descritas en la tarea previa.

Resultados y análisis de resultados

1. Anota las observaciones que indiquen si se llevó a cabo una reacción.
2. ¿Qué reactivo (HCl o NaOH) debe añadirse para lograr que la concentración de H^+ disminuya?, ¿Qué sucede cuando este se adiciona? Basándote en la **Ley de Acción de Masas** explica el efecto que tiene la adición de dicho reactivo en cada una de las reacciones de equilibrio (si lo deseas coloca flechas sobre las especies involucradas indicando que especie está aumentando o disminuyendo su concentración)
3. ¿Qué reactivo (HCl o NaOH) debe añadirse para lograr que la concentración de OH^- disminuya? ¿Qué sucede cuando este se adiciona? Basándote en la **Ley de Acción de Masas** explica el efecto que tiene la adición de dicho reactivo en cada una de las reacciones de equilibrio (si lo deseas coloca flechas sobre las especies involucradas indicando que especie está aumentando o disminuyendo su concentración)

Tratamiento de residuos:

No mezclar estos residuos con los de cromo. Agregar hidróxido de sodio hasta formar el hidróxido de hierro (III), recuperar el sólido por filtración, desechar junto con el papel filtro a la basura, la disolución resultante (las aguas del filtrado) una vez incoloras, se neutralizan y se desechan en la tarja.