

## EQUILIBRIO QUÍMICO

## I. OBJETIVOS

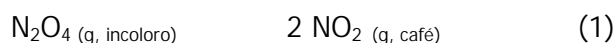
- Observar experimentalmente el cumplimiento del “Principio de Le Chatelier” en el desplazamiento del equilibrio químico según la variación de las concentraciones de las sustancias participantes en una reacción.
- Determinar la constante de equilibrio de una reacción química.

## II. FUNDAMENTO TEÓRICO

El estudio de una gran cantidad de sistemas químicos ha demostrado que en un estado de equilibrio, las concentraciones de los reactivos y productos ya no cambian con el tiempo.

En 1864, los químicos noruegos Cato Gulberg y Meter Waage observaron experimentalmente que a una temperatura dada, un sistema químico alcanza un estado en el cual una proporción particular de los términos de concentración de reactivo y producto tienen un valor constante. Esta es una manera de enunciar la Ley del equilibrio químico o la Ley de acción de las Masas.

Por ejemplo, un sistema consiste de dos gases, tetróxido de dinitrógeno incoloro y dióxido de nitrógeno café:



El  $\text{N}_2\text{O}_4$  tiene un punto de ebullición de  $21^\circ\text{C}$  así es que podemos introducir una alícuota en un frasco sellado y mantenerlo a  $100^\circ\text{C}$  de tal manera que el líquido se evapora inmediatamente. Cuando comienza el experimento la mezcla de la reacción consiste en su mayor parte de  $\text{N}_2\text{O}_4$  incoloro. A medida que el  $\text{N}_2\text{O}_4$  se descompone a  $\text{NO}_2$  café rojizo, el color de la mezcla se vuelve café pálido. Cuando se alcanza el equilibrio, las concentraciones de  $\text{N}_2\text{O}_4$  y  $\text{NO}_2$  son constantes, y el color alcanza su tono final.

Así tenemos que la constante de equilibrio  $K$  a una temperatura particular es:

$$K_t = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$$

La característica más notable de un sistema en equilibrio es su habilidad para regresar al equilibrio después de que un cambio de condiciones lo sacan de este estado. Este impulso para conservar el estado de equilibrio se llama principio de Le Chatelier: cuando un sistema químico en estado de equilibrio es perturbado, mantiene el equilibrio al experimentar una reacción neta que reduce el efecto de la perturbación.

## III. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

Experimento N° 1: Equilibrio de formación del complejo  $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$ 

El ion fierro (III),  $\text{Fe}^{3+}$ , y el ión tiocianato,  $\text{SCN}^-$ , se combinan formando  $\text{Fe}(\text{SCN})^{+2}$  hidratado, según la siguiente ecuación:



El equilibrio de formación o de disociación respectivamente puede observarse fácilmente por el intenso color rojo del complejo (mientras el ion  $\text{SCN}^-$  es incoloro y el ion  $\text{Fe}^{3+}$  es ligeramente amarillo).

En los siguientes experimentos se estudiará el efecto de la variación de las concentraciones de  $\text{Fe}^{3+}$  y  $\text{SCN}^-$ :

1. Coloque 5 mL de agua destilada en un vaso de 50 mL. Agregarle 10 gotas de solución de sulfato férrico amoniacal 0,2 M y luego 20 gotas de una solución de tiocianato potásico 0,002 M. Agite.
2. Distribuya la solución preparada en 1, en 4 tubos de 13 x 100 mm. El primer tubo úselo como referencia.
3. Al segundo tubo agregar una pequeña cantidad de cristales de KSCN. Agite. Observe y anote
4. Añada al tercer tubo una pequeña cantidad de  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ . Agite. Observe y anote
5. Al cuarto tubo caliente en baño de agua. Observe y anote.

Experimento N° 2: Determinación de la constante de equilibrio para el sistema estudiado anteriormente (formación del complejo  $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$ )

La determinación de las concentraciones de las sustancias coloreadas, se puede hacer colorimétricamente.

Si se observa atentamente un recipiente de vidrio conteniendo un líquido coloreado, como una infusión de té, se comprobará que la intensidad del color, mirando a través de las paredes laterales es menor que la intensidad de color que se aprecia mirando de la superficie hacia el fondo. Esto es así porque la intensidad del color depende de la concentración de la sustancia coloreada y del espesor de disolución. Así 1 cm de espesor de una solución coloreada 1M aparecerá con la misma intensidad de color que un espesor de 2 cm de una solución 0,5 M de la misma sustancia. La concentración de dos disoluciones puede compararse, variando sus espesores relativos, hasta que la intensidad de color sea la misma. La relación de la concentración es inversa a la relación de los espesores.

$$\text{Relación de los Espesores} = \frac{\text{Espesor del estándar operado}}{\text{Espesor del líquido a comparar}}$$

Obsérvese que este método suministra sólo valores relativos para las concentraciones. Para conseguir valores absolutos, debe emplearse una solución estándar de concentración conocida.

Proceder experimentalmente de la siguiente manera:

1. Utilizando una pipeta y bombilla de succión, agregar 5 mL de tiocianato potásico 0,002 M a cada uno de 5 tubos de ensayo de 18 x 150 mm. Numere los tubos.

2. Mida con una pipeta 5 mL de Sulfato Férrico Amoniacal 0,2 M y agregarlos al tubo N° 1. Este tubo N° 1 será el que sirva de estándar.
3. Prepare Sulfato Férrico Amoniacal 0,08 M de la siguiente manera: medir con una pipeta 10 mL de Sulfato Férrico Amoniacal 0,2 M y dejarlos caer en una fiola de 25 mL. Enrasar la fiola con agua destilada.
4. Agregue 5 mL de Sulfato Férrico Amoniacal 0,08 M al tubo N° 2.
5. Preparar Sulfato Férrico Amoniacal 0,032 M, tomando 10 mL de la solución preparada 0,08 M, agregarla a una fiola de 25 mL y enrasar.
6. Agregue 5 mL de Sulfato Férrico Amoniacal 0,032 M al tubo N° 3.
7. Prepare Sulfato Férrico Amoniacal 0,0128 M. Tome 5 mL de esta solución y agréguelos al tubo N° 4.
8. Prepare Sulfato Férrico Amoniacal 0,00512 M. Tomar 5 mL de esta solución y agregarlos al tubo N° 5.
9. En una fuente de luz difusa (puede usar un tubo fluorescente), compare el color del tubo estándar N° 1 con el tubo N° 2 (envueltos paralelamente cada uno con papel, para evitar que la luz se filtre a los tubos por la parte lateral). Debe mirar hacia abajo a través de los tubos expuestos a la luz difusa. Extraiga líquido del tubo estándar con un gotero hasta que ambas soluciones tengan igual intensidad de color. Mida la altura del líquido en cada tubo.
10. Proceda de igual manera con los tubos N° 1 y 3, 1 y 4, 1 y 5, anotando las alturas medidas.

#### IV. CALCULOS

Para determinar la constante de equilibrio K:

$$K = [\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}] / [\text{Fe}^{3+}][\text{SCN}]$$

- La concentración inicial del ion  $\text{SCN}^-$  es constante en cada tubo:

$$[\text{SCN}^-]_o = (0,002 \text{ M})(5,0 \text{ mL}/10\text{mL}) = 0,001 \text{ M.}$$

- La concentración de  $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$  en el equilibrio se calcula mediante la siguiente relación:

$$[\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}]_{\text{eq}} = \text{Relación de alturas} \times \text{concentración del estándar.}$$

$$\text{Relación de alturas} = \text{Altura de la solución estándar} / \text{Altura solución problema}$$

- Concentración de  $\text{Fe}^{3+}$  en el equilibrio :

$$[\text{Fe}^{3+}]_{\text{eq}} = [\text{Fe}^{3+}]_o - [\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}]_{\text{eq}}$$

- Concentración de  $\text{SCN}^-$  en el equilibrio:

$$[\text{SCN}^-]_{\text{eq}} = [\text{SCN}^-]_o - [\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}]_{\text{eq}}$$