

## PRÁCTICA-3

# REACCIONES REVERSIBLES. ASPECTOS PRÁCTICOS DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

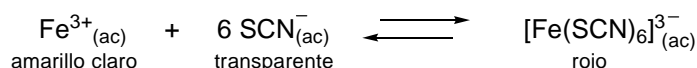
En esta experiencia estudiaremos, cualitativamente, algunos aspectos prácticos del equilibrio químico. Para ello:

- Experimentaremos con una reacción química reversible y coloreada.
- Comprobaremos la reversibilidad de la misma observando los cambios de color que tienen lugar al modificar la concentración de reactivos y productos.
- Verificaremos que el sentido de avance de la reacción en equilibrio tiende a contrarrestar los cambios introducidos, de acuerdo con lo previsto por el principio de Le Chatelier.

### FUNDAMENTO DE LA PRÁCTICA

La mayoría de las reacciones químicas son reacciones reversibles. Tan pronto se forman algunas moléculas de producto, comienza el proceso inverso: estas moléculas reaccionan y forman moléculas de reactivo. El equilibrio químico se alcanza cuando las velocidades de las reacciones directa e inversa se igualan y las concentraciones netas de reactivos y productos permanecen constantes.

En esta experiencia se pretende visualizar el concepto de equilibrio químico utilizando los cambios de color que se producen en una reacción química reversible y coloreada. La reacción elegida es la formación del ión complejo hexakis(tiocianato)ferrato (III),  $[\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{3-}$  de color rojo sangre. Este ión complejo se forma mezclando una disolución transparente de tiocianato de potasio,  $\text{KSCN}$ , con otra de cloruro de hierro (III),  $\text{FeCl}_3$ , de color amarillo claro. Los iones tiocianato,  $\text{SCN}^-$ , reaccionan con los iones hierro (III),  $\text{Fe}^{3+}$ , dando lugar al ión  $[\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{3-}$  de color rojo. El equilibrio dinámico que se establece entre los tres iones está dado por:



**La intensidad del color rojo nos indica, de manera cualitativa, la cantidad del ión  $[\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{3-}$  en la mezcla en equilibrio.**

En esta práctica, realizaremos diversos cambios de concentración de reactivos y productos (adición y sustracción de materia) en la reacción arriba indicada. Observando los cambios de color comprobaremos la reversibilidad de la misma, y analizaremos en qué sentido avanzará la reacción cuando se altera la situación de equilibrio como consecuencia de los cambios introducidos.

### MATERIAL Y REACTIVOS

Material	Reactivos
Vaso de precipitado de 250 mL	Tiocianato de potasio, $(\text{KSCN})_{ac}$ , 0,1 M
Gradilla	Cloruro de hierro (III), $(\text{FeCl}_3)_{ac}$ , 0,1 M
5 tubos de ensayo	Hidróxido de sodio $(\text{NaOH})_{ac}$ , 2 M
Pipeta	Ácido clorhídrico $(\text{HCl})_{ac}$ , 0,1 M
Varilla de vidrio	

### MÉTODO EXPERIMENTAL

En un vaso de precipitados de 250 mL se adicionan, por este orden:

- 1 mL de una disolución de  $\text{FeCl}_3$  0,1 M y 1 mL de una disolución de  $\text{KSCN}$  0,1 M.
- Diluir esta mezcla con 50 mL de agua con objeto de disminuir la intensidad del color y poder observar más fácilmente los cambios del mismo. Agitar con una varilla de vidrio para facilitar la reacción química.

Preparar cuatro tubos de ensayo limpios y adicionar, a cada uno de ellos, 10 mL de la disolución preparada. Añadir 1 mL (aproximadamente 20 gotas) de una disolución de  $\text{FeCl}_3$  0,1 M al primero y, al segundo, 1 mL de una disolución de  $\text{KSCN}$  0,1 M. Al tercer tubo se le añade  $\text{NaOH}$  2 M hasta observar la aparición de un sólido marrón-rojizo que queda disperso en la disolución. El cuarto tubo sirve como referencia a los otros tres.

$1 \text{ mL } \text{FeCl}_3(ac)$	$1 \text{ mL } \text{KSCN}(ac)$	$\text{NaOH}(ac)$	
↓	↓	↓	
(1)	(2)	(3)	(4)

Comparar la intensidad relativa del ión complejo en cada uno de los tres tubos de ensayo e interpretar las observaciones aplicando el **principio de Le Chatelier** y el **cociente de reacción,  $Q_c$** .

**Responda a las cuestiones siguientes**

Número de mesa:

APELLIDOS: \_\_\_\_\_

NOMBRE: \_\_\_\_\_

1.- Escriba la ecuación del equilibrio químico estudiado, así como las expresiones del **cociente de reacción** y de la **constante de equilibrio**. Explique cuál es la diferencia entre ambas magnitudes.

Qc =	Kc =

2.- Enuncie el Principio de Le Chatelier.

3.- ¿Qué datos experimentales demuestran que el equilibrio se desplaza al adicionar: (a)  $\text{FeCl}_3(\text{ac})$  al tubo 1, (b)  $\text{KSCN}(\text{ac})$  al tubo 2 y (c)  $\text{NaOH}(\text{ac})$  2 M al tubo 3?

4.- Utilice el **principio de Le Châtelier** para explicar en qué sentido se desplaza el equilibrio como consecuencia de la adición  $\text{FeCl}_3(\text{ac})$ .

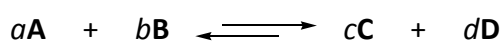
5.- Explique, teniendo en cuenta el **cociente de reacción**, los cambios cualitativos que se producen en la composición de la mezcla en equilibrio al añadir  $\text{KSCN}(\text{ac})$ :

6.- Escriba la reacción que tiene lugar al añadir la disolución de  $\text{NaOH}(\text{ac})$  2 M a la mezcla en equilibrio y explique, según **el principio de Le Châtelier**, el sentido de avance de la reacción.

### FUNDAMENTO TEÓRICO

La mayoría de las reacciones químicas son reversibles, al menos en cierto grado. Al inicio de un proceso reversible, la reacción procede hacia la formación de productos. Tan pronto como se forman algunas moléculas de producto, comienza el proceso inverso: estas moléculas reaccionan y forman moléculas de reactivo. El **equilibrio químico** se alcanza *cuando las velocidades de las reacciones directa e inversa se igualan y las concentraciones netas de reactivos y productos permanecen constantes*. El equilibrio químico es, por tanto, un proceso dinámico. El equilibrio químico es importante para explicar un gran número de fenómenos naturales, y desempeña un papel importante en muchos procesos industriales.

Para una reacción reversible de la forma,



Donde  $a$ ,  $b$ ,  $c$  y  $d$  son coeficientes estequiométricos de las especies reactivas A, B, C y D, la expresión de la constante de equilibrio, a una temperatura dada, es:

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

Esta expresión se deduce de la ley de acción de masas que establece que para una reacción reversible en equilibrio, y a una **temperatura constante**, una relación determinada de concentraciones de reactivos y productos tiene un valor constante  $K_c$  llamado constante de equilibrio. Decimos que esta relación es la expresión de la constante de equilibrio. Los corchetes de la ecuación significan concentraciones molares.

Es importante resaltar que aunque las concentraciones de reactivos y productos pueden variar, *el valor de  $K_c$  para una reacción dada permanece constante, siempre y cuando la reacción esté en equilibrio y la temperatura no cambie*.

Para las reacciones que no han alcanzado el equilibrio se utiliza el **cociente de reacción  $Q_c$**  que se calcula igual que  $K_c$  pero con concentraciones que no son de equilibrio. Para determinar el sentido de la reacción basta comparar el valor de ambas magnitudes  $Q_c$  y  $K_c$ .

- Si  **$Q_c < K_c$** , para alcanzar el equilibrio, los reactivos deben transformarse en productos y la reacción neta procede hacia la derecha.

- Si  **$Q_c > K_c$** , para alcanzar el equilibrio, los productos deben transformarse en reactivos y la reacción neta procede hacia la izquierda.

- Si  **$Q_c = K_c$** , las concentraciones iniciales son concentraciones de equilibrio; el sistema está en equilibrio.

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

El equilibrio químico representa un balance entre las reacciones directa e inversa. Hay diversos factores experimentales que pueden alterar este balance y desplazar la posición del equilibrio hacia los productos o hacia los reactivos. Las variables que se pueden controlar en forma experimental son:

- La concentración de reactivos y productos
- La presión y el volumen
- La temperatura

Existe una regla general que ayuda a predecir, de manera cualitativa, en que sentido se desplazará una reacción química cuando se altera su equilibrio. Esta regla, conocida como **principio de Le Châtelier** establece que *si un sistema en equilibrio se perturba por un cambio de temperatura, presión o concentración de uno de los componentes, el sistema desplaza su posición de equilibrio de modo que se contrarreste el efecto de la perturbación, hasta alcanzar un nuevo estado de equilibrio.*